

Prof. Marcus Ennes

Prof. Felipe Garcia

Físico-química

UNIDADE 44: Cinética química – Parte 1

Nos diversos exemplos de reação que ocorrem na natureza há as que ocorrem mais rapidamente, como a combustão de um gás ou a efervescência de um comprimido na água, mas também temos as que ocorrem mais lentamente, como a oxidação de alguns parafusos, pregos ou cadeados nas regiões litorâneas.

Por exemplo, em um processo industrial o conhecimento acerca de como influenciar a velocidade de uma reação química é de grande valor, pois o tempo é um fator determinante no processo de produção, de forma que quanto maior for a quantidade de produto no menor tempo, melhor será a produtividade, maximizando os lucros.

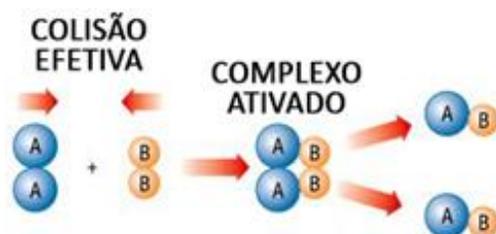
O estudo acerca da velocidade das reações química leva o nome de cinética química. Dentro deste estudo temos tanto aspectos qualitativos, que envolvem a teoria das colisões e os fatores que alteram a velocidade de uma reação, como também temos o aspecto quantitativo, que analisará como modificações nas concentrações dos reagentes podem interferir na velocidade de uma reação, ou como uma etapa lenta em um processo determinará a velocidade do mesmo.



Teoria das colisões

Primeiramente, para que uma reação química ocorra é necessária afinidade química, ou seja, deve haver uma tendência de reação entre os reagentes. Também é necessário o contato entre os mesmos, mas não qualquer tipo de contato. Partindo-se do pressuposto de que as espécies possuem afinidade química, ou seja podem reagir entre si, segundo a teoria das colisões, existem dois tipos de colisão, uma colisão que gera reação química, chamada efetiva, e outra que não gera, chamada de não efetiva. Imagine a reação entre dois gases, A_2 e B_2 . As moléculas estão contidas em um recipiente de volume V no qual movimentam-se caoticamente. Ocorrem diversas colisões entre estas moléculas, algumas geram reação química outras não. Mas o que torna uma colisão efetiva ou não efetiva são duas características, o posicionamento e a energia.

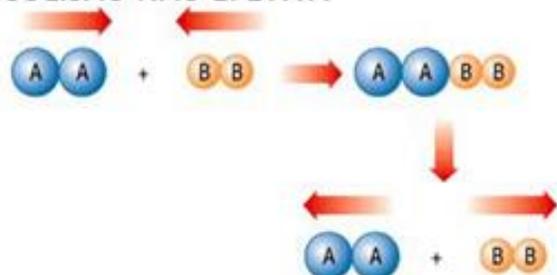
- **Colisão favorável ou efetiva:** Colisões efetivas apresentam uma orientação espacial (posicionamento) adequado entre as moléculas que reagem. Além disso a velocidade com a qual as espécies colidem também é adequada.



Note que após uma colisão favorável será formado o complexo ativado, e após este o(s) produto(s). O complexo ativado será discutido com mais detalhes mais a frente.

- **Colisão não efetiva:** Colisões não efetivas não apresentam o posicionamento adequado e/ou velocidade adequada no momento da colisão entre as espécies que reagem. Qualquer um destes dois fatores isoladamente pode tornar uma colisão não efetiva.

COLISÃO NÃO EFETIVA



A velocidade que as espécies tem ao se chocarem pode ser traduzida como a energia cinética das mesmas, que será utilizada como energia de ativação (energia mínima para que a reação ocorra).

- **Energia de ativação (E_a):** Ainda no exemplo dos gases, se as espécies não estiverem a uma velocidade (energia cinética) adequada a reação não ocorrerá. É necessário uma energia mínima para dar início ao processo reacional, chamada de energia de ativação. Ao atingir a energia de ativação os reagentes chegam ao complexo ativado.

- **Complexo ativado:** Como pode-se observar na imagem da colisão efetiva, o complexo ativado é uma espécie no meio do caminho entre reagentes e produtos, no qual ao mesmo tempo que estão sendo formadas as ligações dos produtos estão sendo rompidas as ligações dos reagentes. Trata-se de uma espécie instável, que torna-se o produto.

Graficamente, independente de o mesmo ser endo ou exotérmico, podemos facilmente

não só encontrar a energia de ativação de um processo, como também apontar em que momento ocorre a formação do complexo ativado. Observe:

Para reações exotérmicas:



Para reações endotérmicas:



Muitas vezes será cobrado o cálculo da energia de ativação, e há uma maneira muito simples de realizar este cálculo. A energia de ativação sempre será o maior valor de energia atingido subtraído da energia (entalpia) dos reagentes.

$$E_a = E_{\text{máx}} - H_{\text{reagentes}}$$

Fatores que alteram a velocidade

Temos basicamente 5 fatores que alteram a velocidade das reações químicas. Utilizaremos como base para explicar estes fatores a teoria das colisões. São estes:

- **Concentração dos reagentes:** Quanto maior for a concentração dos reagentes maior será o número de espécies no meio, logo maior será a probabilidade de colisões efetivas, o que aumenta a velocidade da reação.

- **Temperatura:** Quanto maior for a temperatura, maior será a energia cinética das moléculas, o que aumenta o número de colisões efetivas, aumentando a velocidade da reação. Com o aumento da temperatura também há maior facilidade em atingir a energia de ativação, o que corrobora a maior velocidade reacional.

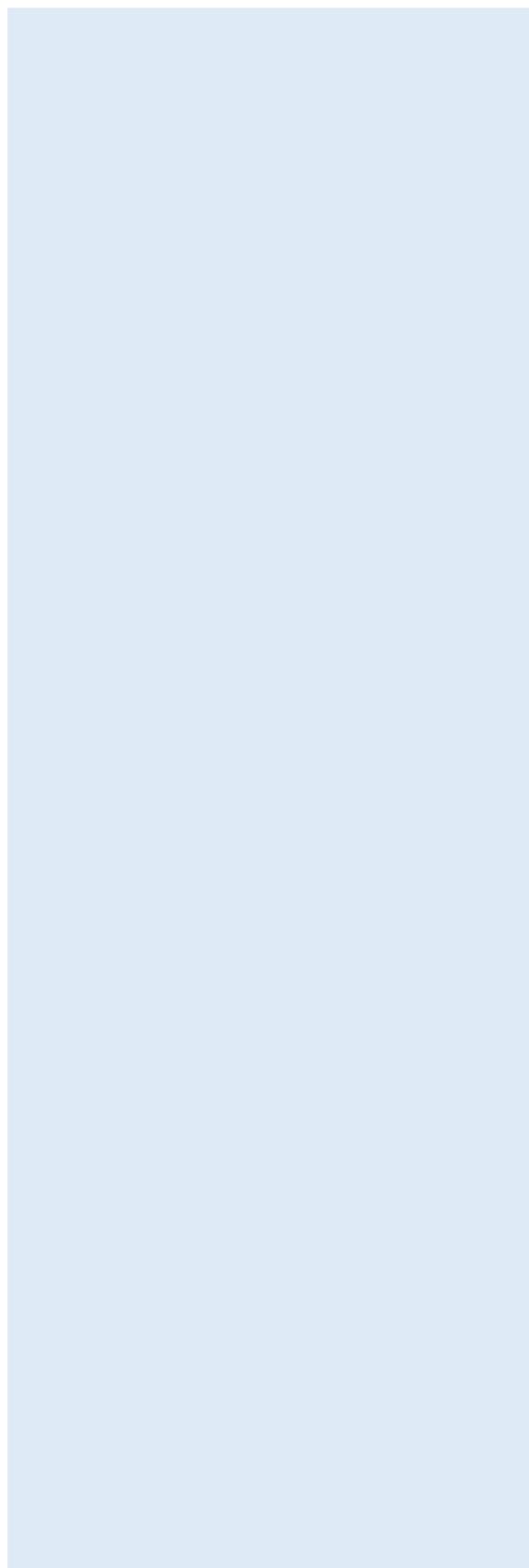
- **Superfície de contato:** Quanto maior for a superfície de contato, maior será a probabilidade de colisões efetivas, pois haverá maior contato entre os reagentes, o que aumenta a velocidade da reação. Podemos estender este raciocínio e dizer que de maneira geral quando se trata da mesma composição química, o estado gasoso reagirá mais rápido que o estado líquido, que por sua vez reagirá mais rápido que o estado sólido.

- **Catalisador:** Um catalisador é uma espécie que altera o mecanismo reacional, reduzindo assim a energia de ativação, o que faz com que a velocidade da reação aumente. Lembre-se que um catalisador não é consumido, ou seja, sempre será restituído ao final da reação.

- **Pressão (apenas gases):** O aumento da pressão nos sistemas gasosos equivale ao aumento da concentração das espécies no meio. Só há como aumentar a pressão de duas maneiras, ou diminuindo o volume ou adicionando gás ao sistema. Nos dois casos há

aumento dos número de colisões efetivas, e consequentemente aumento da velocidade reacional.

NOTAS:





ATIVIDADES PROPOSTAS

1) Diversos processos químicos utilizam, atualmente, catalisadores com o objetivo de tornar o processo mais vantajoso economicamente. Os catalisadores atuam em um processo químico sem serem consumidos.

Em relação aos catalisadores, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O catalisador aumenta ou diminui a velocidade de uma reação química, modificando o seu equilíbrio químico.
- II. A energia de ativação de uma reação química aumenta com a presença de um inibidor, diminuindo a velocidade da reação.
- III. A catálise homogênea ocorre quando o catalisador está na mesma fase dos reagentes em um processo químico.
- IV. Em reações reversíveis, a velocidade da reação direta será aumentada pela presença do catalisador, enquanto que a velocidade da reação inversa não sofrerá alteração.
- V. A adição de um catalisador a uma reação química não altera a variação de entalpia do sistema.

Todas as afirmações **corretas** estão em:

- a) II - III - V
- b) I - III - V
- c) I - II - IV
- d) III - IV - V

2) “John apanha um pouco de lenha, mas os pedaços são grandes demais e as lufadas de vento não deixam o fogo pegar. É preciso rachar a madeira para que as lascas se inflamem. Volto aos pinheiros raquíticos para procurar o facão de mato. [...] O vento sopra com tanta força que as labaredas não alcançam a carne”.

Com base no texto acima, complete as lacunas abaixo:

- I. Ao rachar a madeira em lascas, aumenta-se a _____ e, por consequência, a reação de combustão ocorre mais rapidamente.
- II. Quanto _____ a temperatura, mais rapidamente uma reação química ocorre,

logo, o vento, ao afastar as labaredas, faz com que a carne cozinhe mais _____.

- a) I - superfície de contato; II- maior, rapidamente
- b) I- temperatura do sistema; II- maior, rapidamente
- c) I- superfície de contato; II- maior, lentamente
- d) I- concentração dos reagentes; II- maior, lentamente
- e) I- concentração dos reagentes; II- menor, lentamente

3) Um estudante resolveu fazer três experimentos com comprimidos efervescentes, muito utilizados no combate à azia, que liberam CO_2 quando dissolvidos em água.

Experimento 1: Em três copos distintos foram adicionados a mesma quantidade de H_2O , mas com temperaturas diferentes ($-6,25$ e 100°C). Em seguida, foi adicionado um comprimido efervescente inteiro em cada copo.

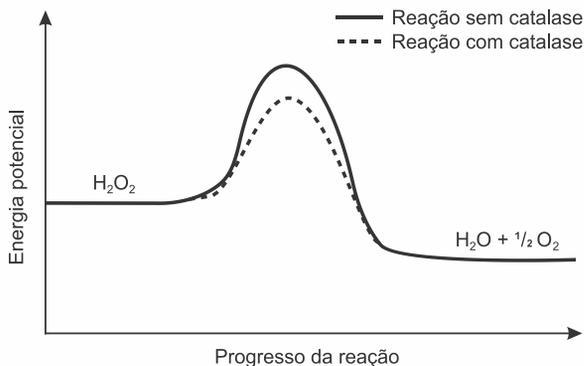
Experimento 2: Em dois copos distintos foi adicionada a mesma quantidade de H_2O à temperatura ambiente. Ao primeiro copo foi adicionado um comprimido inteiro e ao segundo um comprimido triturado.

Experimento 3: Em três copos distintos foram adicionados a mesma quantidade de H_2O à temperatura ambiente e $1/2$, 1 e $1,5$ comprimido não triturado, respectivamente.

Com base nos parâmetros que influenciam a cinética de uma reação química, o estudante deve observar que:

- a) No experimento 1 a temperatura da água não interfere no processo de liberação de CO_2 .
- b) No experimento 2 o aumento da superfície de contato favorece a liberação de CO_2 .
- c) No experimento 3 a massa de comprimido é inversamente proporcional à quantidade de CO_2 liberada.
- d) No experimento 1 a água gelada (-6°C) favorece a dissolução do comprimido liberando mais CO_2 .
- e) Nos experimentos 2 e 3 a massa do comprimido e a superfície de contato não interferem no processo de liberação de CO_2 .

4) O peróxido de hidrogênio é um produto secundário do metabolismo celular e apresenta algumas funções úteis, mas, quando em excesso, é prejudicial, gerando radicais que são tóxicos para as células. Para se defender, o organismo vivo utiliza a enzima catalase, que decompõe H_2O_2 em H_2O e O_2 . A energia de reação de decomposição, quando na presença e ausência da catalase, está mostrada no gráfico.

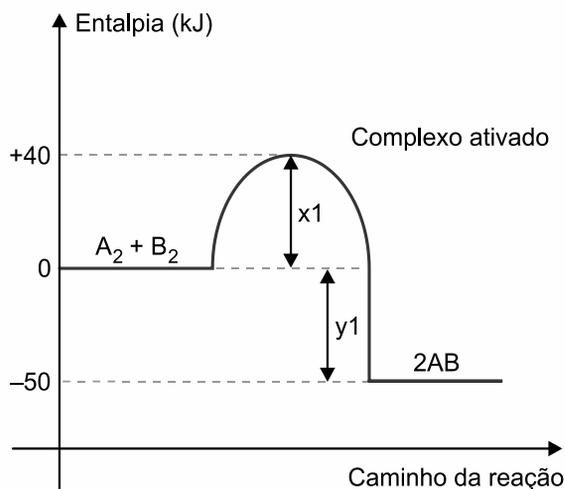


Na situação descrita, o organismo utiliza a catalase porque ela

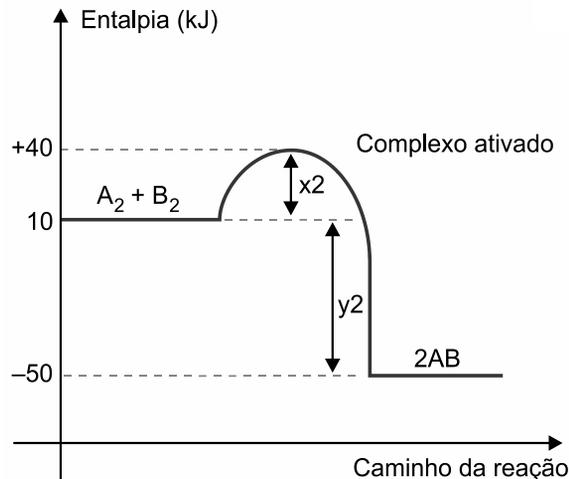
- diminui a energia de ativação.
- permite maior rendimento da reação.
- diminui o valor da entalpia da reação.
- consome rapidamente o oxigênio do reagente.
- reage rapidamente com o peróxido de hidrogênio.

5) Os gráficos apresentam dados cinéticos de uma mesma reação realizada sob duas condições diferentes.

CONDIÇÃO 1



CONDIÇÃO 2



Na comparação entre as duas condições, verifica-se que:

- na condição 2, há uma diminuição da energia de ativação.
- na condição 2, há menor liberação de energia.
- na condição 2, a reação ocorre na presença de um catalisador.
- na condição 1, a reação é mais rápida.
- na condição 1, a energia do complexo ativado é maior.

6) De acordo com a teoria das colisões, para ocorrer uma reação química em fase gasosa deve haver colisões entre as moléculas reagentes, com energia suficiente e com orientação adequada.

Considere as seguintes afirmações a respeito da teoria das colisões.

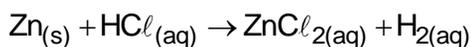
- O aumento da temperatura aumenta a frequência de colisões e a fração de moléculas com energia suficiente, mas não altera a orientação das moléculas.
- O aumento da concentração aumenta a frequência das colisões.
- Uma energia de ativação elevada representa uma grande fração de moléculas com energia suficiente para a reação ocorrer.

Quais estão corretas?

- Apenas I.
- Apenas II.

- c) Apenas III.
- d) Apenas I e II.
- e) I, II e III.

7) Um aluno, ao organizar os materiais de sua pesquisa em um laboratório químico, não observou e deixou em um mesmo armário placas de zinco (Zn), junto com solução aquosa de ácido clorídrico (HCl). Tal fato pode levar à ocorrência da seguinte reação:



A reação entre esses produtos poderia ser minimizada se

- a) houvesse a presença de um catalisador.
- b) a temperatura do laboratório estivesse alta.
- c) o zinco estivesse na forma de pó.
- d) a temperatura do laboratório estivesse baixa.
- e) as quantidades dos reagentes fossem aumentadas.

8) A gasolina é um combustível constituído por uma mistura de diversos compostos químicos, principalmente hidrocarbonetos. Estes compostos apresentam volatilidade elevada e geram facilmente vapores inflamáveis.

Em um motor automotivo, a mistura de ar e vapores inflamáveis de gasolina é comprimida por um pistão dentro de um cilindro e posteriormente sofre ignição por uma centelha elétrica (faísca) produzida pela vela do motor.

Adaptado de: BROWN, Theodore; L. LEMAY, H Eugene; BURSTEN, Bruce E. *Química a Ciência Central*, 9ª edição, Editora Prentice-Hall, 2005, pág. 926.

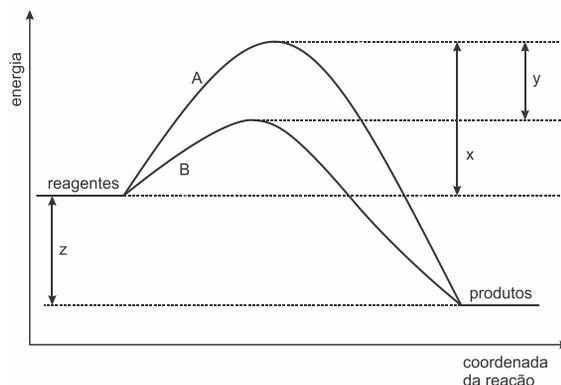
Pode-se afirmar que a centelha elétrica produzida pela vela do veículo neste evento tem a função química de

- a) catalisar a reação por meio da mudança na estrutura química dos produtos, saindo contudo recuperada intacta ao final do processo.
- b) propiciar o contato entre os reagentes gasolina e oxigênio do ar (O₂), baixando a

temperatura do sistema para ocorrência de reação química.

- c) fornecer a energia de ativação necessária para ocorrência da reação química de combustão.
- d) manter estável a estrutura dos hidrocarbonetos presentes na gasolina.
- e) permitir a abertura da válvula de admissão do pistão para entrada de ar no interior do motor.

9) Atualmente, a indústria química se utiliza de uma vasta gama de catalisadores, que possuem a vantagem de tornarem as reações mais rápidas com menores custos. O gráfico abaixo representa a variação de energia de uma reação qualquer na presença e na ausência de catalisador.



Pela análise do gráfico, pode-se afirmar que

- a) a reação A é exotérmica e a B é endotérmica.
- b) a curva B representa a reação sem catalisador.
- c) o valor de y representa a Energia de ativação (E_a) da reação não catalisada.
- d) o valor de (x – y) representa a Energia de ativação (E_a) da reação catalisada.
- e) o valor de z representa a energia inicial dos reagentes.

10) Os automóveis são os principais poluidores dos centros urbanos. Para diminuir a poluição, a legislação obriga o uso de catalisadores automotivos. Eles viabilizam reações que transformam os gases de escapamento dos motores, óxidos de nitrogênio e monóxido de carbono, em substâncias bem menos poluentes.

Os catalisadores _____ a energia de ativação da reação no sentido da formação dos produtos, _____ a energia de ativação da reação no sentido dos reagentes e _____ no equilíbrio reacional.

No texto, as lacunas são preenchidas, correta e respectivamente, por:

- a) diminuem ... aumentam ... interferem
- b) diminuem ... diminuem ... não interferem
- c) diminuem ... aumentam ... não interferem
- d) aumentam ... diminuem ... interferem
- e) aumentam ... aumentam ... interferem

11) Um antiácido comercial em pastilhas possui, em sua composição, entre outras substâncias, bicarbonato de sódio, carbonato de sódio e ácido cítrico. Ao ser colocada em água, a pastilha dissolve-se completamente e libera gás carbônico, o que causa a efervescência. Para entender a influência de alguns fatores sobre a velocidade de dissolução da pastilha, adicionou-se uma pastilha a cada um dos quatro recipientes descritos na tabela, medindo-se o tempo até a sua dissolução completa.

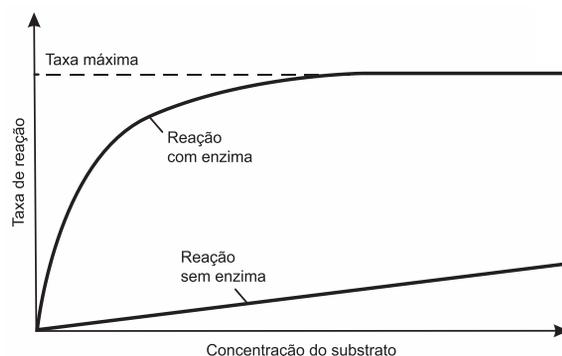
Solução	Tempo medido até a completa dissolução da pastilha (em segundos)
1. Água mineral sem gás à temperatura ambiente (25°C)	36
2. Água mineral com gás à temperatura ambiente (25°C)	35
3. Água mineral sem gás deixada em geladeira (4°C)	53
4. Água mineral com gás deixada em geladeira (4°C)	55

Para todos os experimentos, foi usada água mineral da mesma marca. Considere a água com gás como tendo gás carbônico dissolvido.

Com base nessas informações, é correto afirmar que

- a) o uso da água com gás, ao invés da sem gás, diminuiu a velocidade de dissolução da pastilha em cerca de 50%, uma vez que, como já possui gás carbônico, há o deslocamento do equilíbrio para a formação dos reagentes.
- b) o uso da água com gás, ao invés da sem gás, aumentou a velocidade de dissolução da pastilha em cerca de 33%, uma vez que o gás carbônico acidifica a água, aumentando a velocidade de consumo do carbonato de sódio.
- c) nem a mudança de temperatura nem a adição de gás carbônico na solução afetaram a velocidade da reação, uma vez que o sistema não se encontra em equilíbrio.
- d) o aumento da temperatura da água, de 4°C para 25°C, levou a um aumento na velocidade da reação, uma vez que aumentou a frequência e a energia de colisão entre as moléculas envolvidas na reação.
- e) o aumento da temperatura da água, de 4°C para 25°C, levou a um aumento na velocidade da reação, uma vez que facilita a liberação de gás carbônico da solução, deslocando o equilíbrio para a formação dos reagentes.

12) O gráfico a seguir mostra como a concentração do substrato afeta a taxa de reação química.



O modo de ação das enzimas e a análise do gráfico permitem concluir que

- a) todas as moléculas de enzimas estão unidas às moléculas de substrato quando a reação catalisada atinge a taxa máxima.

- b) com uma mesma concentração de substrato, a taxa de reação com enzima é menor que a taxa de reação sem enzima.
- c) a reação sem enzima possui energia de ativação menor do que a reação com enzima.
- d) o aumento da taxa de reação com enzima é inversamente proporcional ao aumento da concentração do substrato.
- e) a concentração do substrato não interfere na taxa de reação com enzimas porque estas são inespecíficas.

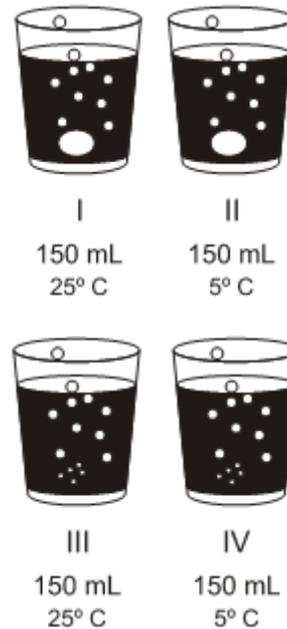
13) Alguns fatores podem alterar a rapidez das reações químicas. A seguir, destacam-se três exemplos no contexto da preparação e da conservação de alimentos:

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.

14) Um professor, utilizando comprimidos de antiácido efervescente à base de NaHCO_3 , realizou quatro procedimentos, ilustrados a seguir:



Procedimento I – Comprimido inteiro e água a 25°C

Procedimento II – Comprimido inteiro e água a 5°C

Procedimento III – Comprimido pulverizado e água a 25°C

Procedimento IV – Comprimido pulverizado e água a 5°C

A reação ocorreu mais rapidamente no procedimento

- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) IV.

15) A hematita ($\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$), além de ser utilizada para obtenção do aço, também é utilizada como um catalisador de processos químicos, como na síntese da amônia, importante matéria-prima da indústria agroquímica.

O uso da hematita viabiliza economicamente a produção da amônia, porque

- a) diminui a rapidez da reação.
- b) diminui a energia de ativação da reação.
- c) aumenta a variação da entalpia da reação.
- d) aumenta a quantidade de produtos formados.
- e) aumenta o tempo do processamento da reação.

16) Para mostrar a diferença da rapidez da reação entre ferro e ácido clorídrico, foi utilizado o ferro em limalha e em barra. Pingando dez gotas de ácido clorídrico $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em cada material de ferro, espera-se que a reação seja

- a) mais rápida no ferro em barra porque a superfície de contato é menor.
- b) mais rápida no ferro em limalha porque a superfície de contato é maior.
- c) igual, pois a concentração e a quantidade do ácido foram iguais.
- d) mais lenta no ferro em limalha porque a superfície de contato é menor.
- e) mais lenta no ferro em barra porque a superfície de contato é maior.

17) “Uma amostra de açúcar exposta ao oxigênio do ar pode demorar muito tempo para reagir. Entretanto, em nosso organismo, o açúcar é consumido em poucos segundos quando entra em contato com o oxigênio. Tal fato se deve à presença de enzimas que agem sobre as moléculas do açúcar, criando estruturas que reagem mais facilmente com o oxigênio...”.

Adaptado de Usberco e Salvador, Química, vol 2, FTD, SP, pág 377, 2009.

Baseado no texto acima, a alternativa que justifica corretamente a ação química dessas enzimas é:

- a) As enzimas atuam como inibidoras da reação, por ocasionarem a diminuição da energia de ativação do processo e, conseqüentemente, acelerarem a reação entre o açúcar e o oxigênio.
- b) As enzimas atuam como inibidoras da reação, por ocasionarem o aumento da energia de ativação do processo e, conseqüentemente, acelerarem a reação entre o açúcar e o oxigênio.
- c) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem o aumento da energia de ativação do processo, fornecendo mais energia para o realização da reação entre o açúcar e o oxigênio.
- d) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem a diminuição da

energia de ativação do processo, provendo rotas alternativas de reação menos energéticas, acelerando a reação entre o açúcar e o oxigênio.

- e) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem a diminuição da energia de ativação do processo ao inibirem a ação oxidante do oxigênio, desacelerando a reação entre o açúcar e o oxigênio.

18) Quando certos metais são colocados em contato com soluções ácidas, pode haver formação de gás hidrogênio. Abaixo, segue uma tabela elaborada por uma estudante de Química, contendo resultados de experimentos que ela realizou em diferentes condições.

Exp.	Reagentes		Tempo para liberar 30 mL de H ₂	Obs.
	Volume de solução de HCl (aq) 0,2 M	Metal		
1	200 mL	1,0 g de Zn (raspas)	30 s	Liberação de H ₂ e calor
2	200 mL	1,0 g de Cu (fio)	Não liberou H ₂	Sem alterações
3	200 mL	1,0 g de Zn (pó)	18 s	Liberação de H ₂ e calor
4	200 mL	1,0 g de Zn (raspas) + 1,0 g de Cu (fio)	8 s	Liberação de H ₂ e calor; massa de Cu não se alterou

Após realizar esses experimentos, a estudante fez três afirmações:

- I. A velocidade da reação de Zn com ácido aumenta na presença de Cu.
- II. O aumento na concentração inicial do ácido causa o aumento da velocidade de liberação do gás H₂.
- III. Os resultados dos experimentos 1 e 3 mostram que, quanto maior o quociente superfície de contato/massa total de amostra de Zn, maior a velocidade de reação.

Com os dados contidos na tabela, a estudante somente poderia concluir o que se afirma em

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

19) A água oxigenada ou solução aquosa de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) é uma espécie bastante utilizada no dia a dia na desinfecção de lentes de contato e ferimentos. A sua decomposição produz oxigênio gasoso e pode ser acelerada por alguns fatores como o incremento da temperatura e a adição de catalisadores. Um estudo experimental da cinética da reação de decomposição da água oxigenada foi realizado alterando-se fatores como a temperatura e o emprego de catalisadores, seguindo as condições experimentais listadas na tabela a seguir:

Exp.	Tempo de duração da reação no experimento	Temp. (°C)	Catalisador
1	t_1	60	ausente
2	t_2	75	ausente
3	t_3	90	presente
4	t_4	90	ausente

Analisando os dados fornecidos, assinale a alternativa correta que indica a ordem crescente dos tempos de duração dos experimentos.

- a) $t_1 < t_2 < t_3 < t_4$
- b) $t_3 < t_4 < t_2 < t_1$
- c) $t_3 < t_2 < t_1 < t_4$
- d) $t_4 < t_2 < t_3 < t_1$
- e) $t_1 < t_3 < t_4 < t_2$

20) Os sais estão presentes nos *shows* pirotécnicos. Os fogos de artifício utilizam sais pulverizados de diferentes íons metálicos como, por exemplo, o sódio (cor amarela) e o potássio (cor violeta), misturados com material explosivo, como a pólvora. Quando a pólvora queima, elétrons dos metais presentes sofrem

excitação eletrônica, liberando a energia na forma de luz.

Sobre a cinética da reação, é correto afirmar:

- a) Quanto maior a superfície de contato entre os reagentes, mais rápida é a reação; assim, quanto mais dividido o reagente sólido, mais a reação será acelerada.
- b) A queima dos fogos de artifício é facilitada pelo uso de sais pulverizados, pois estes diminuem a energia de ativação da reação.
- c) A temperatura gerada na queima de fogos de artifício reduz a frequência dos choques entre as partículas de reagentes, tornando a reação mais rápida.
- d) A reação é mais rápida, pois, ao se utilizar o sal pulverizado, a frequência das colisões é menor, favorecendo, assim, a reação.
- e) A pólvora age como um catalisador, diminuindo a energia de ativação total da reação química.



GABARITOS

1) A

2) C

3) B

4) A

5) A

6) D

7) D

8) C

9) D

10) B

11) D

12) A

13) C

14) C

15) B

16) B

17) D

18) D

19) B

20) A