

CEJA >>

CENTRO DE EDUCAÇÃO
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

Química

Fascículo 5

Unidades 11, 12 e 13

Edição revisada 2016

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador
Sergio Cabral

Vice-Governador
Luiz Fernando de Souza Pezão

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA E TECNOLOGIA

Secretário de Estado
Gustavo Reis Ferreira

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

Secretário de Estado
Wilson Risolia

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente
Carlos Eduardo Bielschowsky

FUNDAÇÃO DO MATERIAL CEJA (CECIERJ)

Coordenação Geral de
Design Instrucional

Cristine Costa Barreto

Elaboração

Marcus André

Claudio Costa Vera Cruz

Jéssica Vicente

Atividade Extra

Andrea Borges

Clóvis Valério Gomes

Revisão de Língua Portuguesa

Paulo César Alves

Ana Cristina Andrade dos Santos

Coordenação de Design Instrucional

Flávia Busnardo

Paulo Vasques Miranda

Design Instrucional

Aline Beatriz Alves

Coordenação de Produção

Fábio Rapello Alencar

Capa

André Guimarães de Souza

Projeto Gráfico

Andreia Villar

Imagem da Capa e da Abertura das Unidades

[http://www.sxc.hu/browse.](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)

[phtml?f=download&id=1381517](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)

Diagramação

Equipe Cederj

Ilustração

Bianca Giacomelli

Clara Gomes

Fernando Romeiro

Jefferson Caçador

Sami Souza

Produção Gráfica

Verônica Paranhos

Sumário

Unidade 11 | Combustíveis e Energia **5**

Unidade 12 | Termoquímica **33**

**Unidade 13 | Estudo da velocidade das reações:
Cinética química** **69**

Prezado(a) Aluno(a),

Seja bem-vindo a uma nova etapa da sua formação. Estamos aqui para auxiliá-lo numa jornada rumo ao aprendizado e conhecimento.

Você está recebendo o material didático impresso para acompanhamento de seus estudos, contendo as informações necessárias para seu aprendizado e avaliação, exercício de desenvolvimento e fixação dos conteúdos.

Além dele, disponibilizamos também, na sala de disciplina do CEJA Virtual, outros materiais que podem auxiliar na sua aprendizagem.

O CEJA Virtual é o Ambiente virtual de aprendizagem (AVA) do CEJA. É um espaço disponibilizado em um site da internet onde é possível encontrar diversos tipos de materiais como vídeos, animações, textos, listas de exercício, exercícios interativos, simuladores, etc. Além disso, também existem algumas ferramentas de comunicação como chats, fóruns.

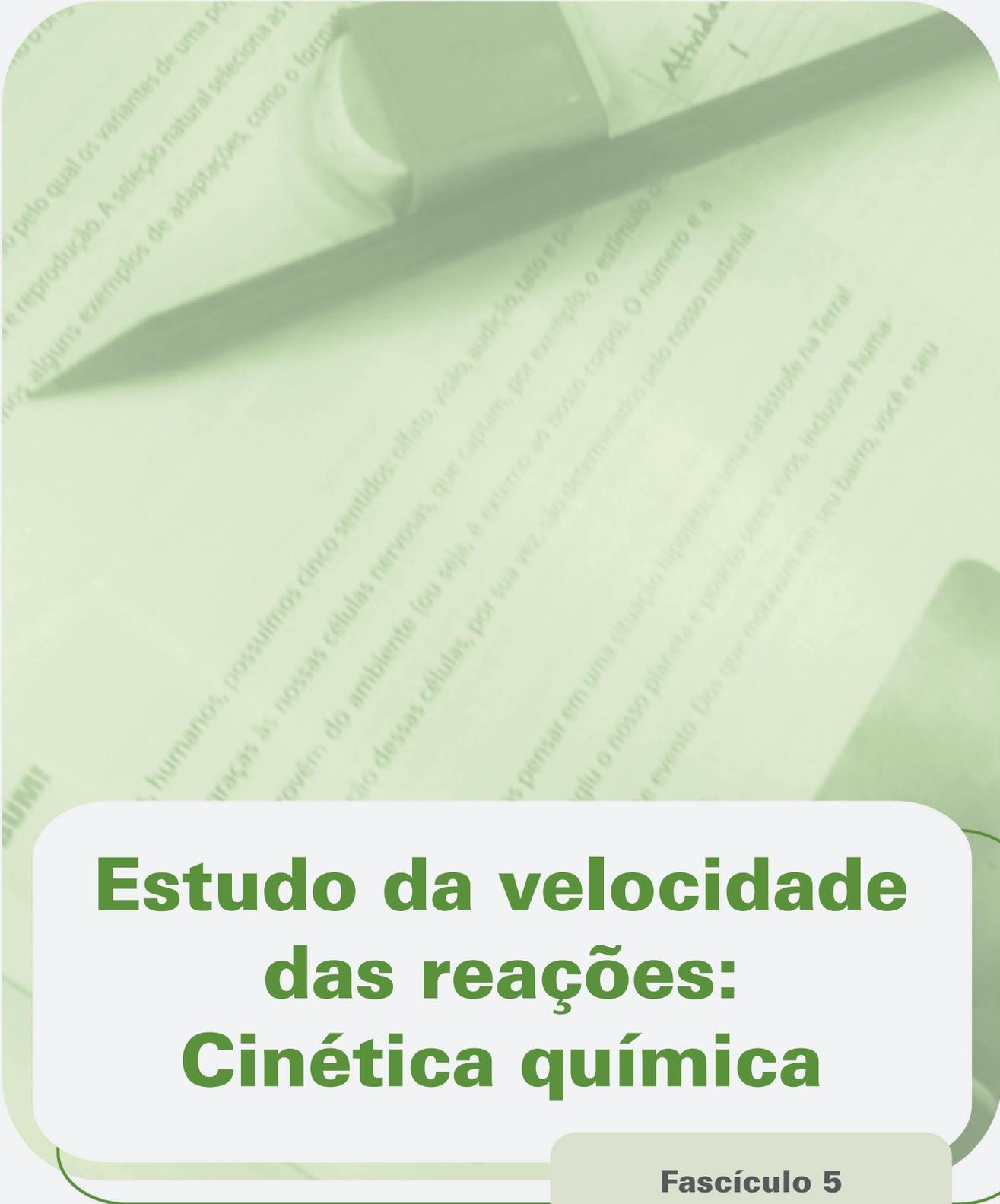
Você também pode postar as suas dúvidas nos fóruns de dúvida. Lembre-se que o fórum não é uma ferramenta síncrona, ou seja, seu professor pode não estar online no momento em que você postar seu questionamento, mas assim que possível irá retornar com uma resposta para você.

Para acessar o CEJA Virtual da sua unidade, basta digitar no seu navegador de internet o seguinte endereço:
<http://cejarj.cecierj.edu.br/ava>

Utilize o seu número de matrícula da carteirinha do sistema de controle acadêmico para entrar no ambiente. Basta digitá-lo nos campos "nome de usuário" e "senha".

Feito isso, clique no botão "Acesso". Então, escolha a sala da disciplina que você está estudando. Atenção! Para algumas disciplinas, você precisará verificar o número do fascículo que tem em mãos e acessar a sala correspondente a ele.

Bons estudos!



Estudo da velocidade das reações: Cinética química

**Fascículo 5
Unidade 13**

Estudo da velocidade das reações: Cinética Química

Para início de conversa...

Você alguma vez já parou para reparar na forma com que mastiga os alimentos? Não? Então vamos conversar a esse respeito.

A mastigação adequada, por si só, traz grandes benefícios à digestão, uma vez que a correta trituração dos alimentos, feita pelos dentes, é capaz de reduzi-los em pedaços menores, o que aumenta a capacidade de ação das enzimas presentes na saliva.

Deste modo, a adequada mastigação (trituração adequada dos alimentos) é uma boa medida para facilitar a digestão, tornando-a mais rápida e eficiente.



Figura 1: O processo digestivo inicia-se na boca. Por isso, é importante ficar atento à forma como você ingere os alimentos. Coma com calma e mastigue bem suas refeições.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1088098> - Autor: Sergio Catala

Grande parte dos problemas digestivos podem ter origem na mastigação insuficiente. Engolir os alimentos em pedaços grandes torna a digestão mais lenta, porque, entre outras coisas, as enzimas terão maior dificuldade para agir sobre eles. É assim que aparecem transtornos, como azia, má digestão, sonolência após a refeição etc.

Você deve estar se perguntando por que estamos falando sobre mastigação e digestão em uma aula de química, não é mesmo? O fato é que a digestão é um bom exemplo de que as reações químicas podem ocorrer com velocidades diferentes.

Nesta unidade, abordaremos a Cinética Química, que é a área da Ciência que estuda a rapidez com que ocorrem as reações e quais fatores podem alterá-la.

Objetivos de aprendizagem

- Calcular a velocidade média de uma reação.
- Avaliar a influência de diferentes fatores, como temperatura, concentração, superfície de contato e outros, sobre a velocidade de uma reação química.

Seção 1

A rapidez das reações químicas

As reações químicas ocorrem o tempo todo no nosso dia a dia, seja em nosso próprio corpo, como a digestão e a respiração, ou em outros eventos que ocorrem ao nosso redor, como no caso da formação de ferrugem e da queima de combustíveis.

Assim como esses exemplos, podemos encontrar uma infinidade de reações químicas presentes em nosso cotidiano que se processam com velocidades diferentes e, por isso, é fundamental o estudo da rapidez com que essas transformações acontecem.

Reações rápidas

Uma reação química é considerada rápida quando apresenta grande consumo de seus reagentes em um curto intervalo de tempo e, conseqüentemente, uma rápida formação de produtos.

Muitas vezes, é importante que uma reação química seja rápida como, por exemplo, no momento da batida de um carro. Para esse evento, é fundamental que o **airbag** seja acionado instantaneamente.

Airbag

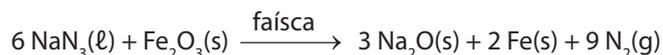
Palavra de origem inglesa que poderia ser traduzida para o Português como “bolsa de ar”. Na verdade, é uma bolsa plástica que fica localizada dentro do volante do motorista (no caso do passageiro da frente, fica acima do porta-luvas), que infla rapidamente num acidente de carro



Figura 2: Os *airbags* são inflados em apenas 4 centésimos de segundo, após a colisão do automóvel, protegendo assim o motorista e o passageiro de lesões mais graves.

Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Airbag1.jpg> – Autor: DaimlerChrysler AG; <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Airbag2.jpg> – Autor: DaimlerChrysler AG; <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Airbag3.jpg> – Autor: DaimlerChrysler AG

Mas como é possível que o *airbag* seja inflado no momento da colisão? É que dentro do *airbag* existe um dispositivo que produz uma faísca necessária para que ocorra a seguinte reação:



A reação produz uma grande quantidade de gás nitrogênio (N_2), fazendo com que a bolsa plástica aumente rapidamente de volume, criando um anteparo macio para o motorista e/ou para os passageiros, prevenindo assim, lesões graves na cabeça e no tórax.

Reações lentas

As reações lentas são aquelas em que, como o nome sugere, os reagentes se combinam lentamente e ocorrem em longos períodos de tempo.

Um dos mais sérios problemas ambientais, o crescimento do volume de lixo doméstico, é causado pela lenta reação de degradação de alguns materiais encontrados no lixo.

Tabela 1: Tempo de degradação de alguns materiais encontrados no lixo dos grandes centros urbanos.

Material	Tempo de degradação
Pano	6 a 12 meses
Plástico	50 a 450 anos
Metais	200 anos
Papel	3 a 6 meses
Vidro	400 000 anos
Madeira pintada	15 anos
Filtro de cigarro	5 anos

Quantidade de substâncias x tempo de reação

Antes que uma reação química 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, torna-se máxima.

A Figura 3 expressa esse processo em um gráfico da concentração em quantidade de matéria (mol/L) de reagentes e produtos, em função do tempo. Assim, obtemos as seguintes curvas:

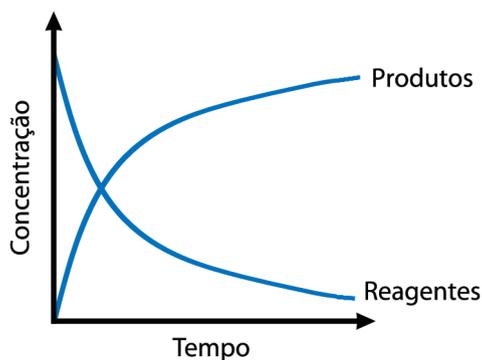


Figura 3: No gráfico, podemos observar que, com o passar do tempo, a concentração dos reagentes decresce e a concentração dos produtos cresce.

Para entender melhor como isso acontece vamos usar, como exemplo, a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), de acordo com a seguinte equação:



A Tabela 2 mostra alguns dados de uma reação realizada com solução de concentração inicial do reagente (N_2O_5) igual a 2,0 mol/L. Durante alguns intervalos de tempo (0, 5 e 10 minutos), as concentrações de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), dióxido de nitrogênio (NO_2) e de oxigênio (O_2) foram medidas.

Tabela 2: Os valores mostram que a concentração de N_2O_5 (reagente) diminui com o tempo e que as concentrações de NO_2 e de O_2 (produtos) aumentam com o tempo.

Medida	Tempo (min)	$[N_2O_5]$ (mol/L)	$[NO_2]$ (mol/L)	$[O_2]$ (mol/L)
1	0	2,0	0	0
2	5	1,2	1,6	0,4
3	10	0,7	2,6	0,65

Esses dados mostram que, com o tempo, a concentração em quantidade de matéria de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5) diminui. Como é o reagente, ele é consumido no processo. Já as concentrações de dióxido de nitrogênio (NO_2) e de oxigênio (O_2) aumentam com o tempo, pois são produtos da reação, ou seja, são formados no processo.

Velocidade média

A velocidade média (v_m) é calculada em função de uma das substâncias participantes da reação. É a razão entre a quantidade consumida ou produzida da substância (Δ quantidade) e o intervalo de tempo (Δt) em que a reação ocorreu.

$$V_m = \frac{\Delta \text{quantidade}}{\Delta t}$$

Vamos voltar ao exemplo da reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio:



Como explicado anteriormente, podemos calcular tanto a velocidade média de consumo de pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), como a velocidade de formação do dióxido de nitrogênio (NO_2) ou do oxigênio (O_2).

Calcularemos a velocidade média de consumo do pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5), usando os valores encontrados na Tabela 2. Ela será a razão entre a variação da concentração em quantidade de matéria (em mol/L) e o intervalo de tempo (em minutos) no qual essa variação ocorre.

Por exemplo, no intervalo de 0 a 5 minutos, a velocidade média de decomposição será:

$$V_m = \frac{|\Delta [\text{N}_2\text{O}_5]|}{\Delta t} = \frac{|[\text{N}_2\text{O}_5]_2 - [\text{N}_2\text{O}_5]_1|}{t_2 - t_1} = \frac{|1,2 - 2,0|}{5 - 0} = \frac{|-0,8|}{5} = 0,16 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Note que o valor numérico da variação da concentração é precedido de sinal negativo (-0,8), o que indica que o pentóxido de dinitrogênio está sendo consumido, ou seja, a concentração dos reagentes no estado final é sempre menor que aquela no estado inicial.

Normalmente, procura-se expressar a velocidade média de uma reação com valores positivos. Então, considere-se a variação de quantidade de reagente em módulo, evitando-se assim valores negativos para o resultado final.

Seguindo raciocínio semelhante, podemos calcular a velocidade média de consumo no intervalo de 5 a 10 minutos:

$$V_m = \frac{|\Delta [\text{N}_2\text{O}_5]|}{\Delta t} = \frac{|[\text{N}_2\text{O}_5]_3 - [\text{N}_2\text{O}_5]_2|}{t_3 - t_2} = \frac{|0,7 - 1,2|}{10 - 5} = \frac{|-0,5|}{5} = 0,10 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Comparando a V_m referente ao intervalo 0 a 5 min com a V_m do intervalo 5 e 10, é possível comprovar que a velocidade média diminui com o tempo de reação. Esse comportamento pode ser observado em todas as reações químicas, ou seja, à medida que os reagentes são consumidos, a reação se torna mais lenta.

Mas a velocidade de uma reação química pode ser influenciada por diversos fatores. Veremos isso na próxima seção. Antes, porém, que tal uma atividade para testar se você entendeu como fazer o cálculo da velocidade média?

Calculando a velocidade média da reação

Usando os valores fornecidos na Tabela 2, calcule a velocidade média de formação do dióxido de nitrogênio (NO_2):

- a) No intervalo de 0 a 5 minutos.
- b) No intervalo de 5 a 10 minutos.



Anote suas
respostas em
seu caderno

Seção 2

Fatores que influenciam na velocidade de uma reação

A velocidade das reações químicas depende de vários fatores, como:

- a temperatura em que a reação ocorre,
- a concentração dos reagentes,
- a superfície de contato,
- a participação de catalisadores,
- a presença de luz e
- a eletricidade.

Vamos analisar cada um deles separadamente? Então, começaremos com a influência da temperatura.

Temperatura

Muitos acontecimentos do nosso cotidiano podem servir para demonstrar a influência da temperatura na velocidade das reações. Por exemplo, a carne bovina mantém-se própria para o consumo por poucas horas, se ficar sob temperatura ambiente (temperatura de 25° C). Quando armazenada numa geladeira doméstica (temperatura de 6° C), é possível mantê-la por uns três dias. Já quando é guardada num *freezer* (temperatura de - 18° C), é possível usá-la em nossa alimentação após meses.

Para sua melhor conservação, os alimentos são guardados em refrigeradores ou *freezers*, que mantêm temperaturas menores que a do ambiente. A explicação para isso é que baixas temperaturas diminuem a rapidez das reações responsáveis pela decomposição, porque interferem na atividade das enzimas.



Figura 4: A melhor maneira de conservar os alimentos é colocando na geladeira ou no freezer.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/15900> - Autor: Andras Deak

Vejamos agora outro exemplo: a velocidade de reação no cozimento do feijão preto. Você sabia que o cozimento do feijão preto em panela aberta dura aproximadamente 60 minutos?

Agora pense e responda: de que maneira você poderia cozinhar o feijão mais rápido?

Se respondeu que é só aumentar o fogo, você está errado!

Na verdade, se você aumentar o fogo, a água ferverá mais depressa, porém, sua temperatura não aumentará mais do que a temperatura de ebulição da água (100° C). Então, após o início da ebulição, nunca aumente o fogo para cozinhar o alimento mais depressa, fazendo isso você apenas desperdiçará gás.

Para aumentar a velocidade de cozimento do feijão, devemos usar uma panela de pressão, pois, dentro dela, a água ferve a uma temperatura maior, aproximadamente 120°C , o que favorece o cozimento mais rápido, aproximadamente 20 minutos.

Então, podemos concluir que, quanto maior a temperatura em que acontece uma reação, mais rápida ela será.



Figura 5: Com a panela de pressão, cozinhamos os alimentos em menos tempo do que em panelas abertas, por isso, ela permite a economia no consumo do gás.

Autor imagem: Marcus André

A temperatura de ebulição e a pressão

Você sabia que a temperatura de ebulição depende da pressão? Sim, quando a pressão sofre um aumento, a temperatura sobe também.

A pressão padrão, ou seja, a pressão ao nível do mar, é de 1 atmosfera, como na cidade do Rio de Janeiro. Sendo assim, a temperatura de ebulição da água, nessa cidade, é de 100°C .

Já nos lugares mais altos, como a cidade de Petrópolis, a pressão é menor que 1 atmosfera. Lá, a temperatura de ebulição da água é de aproximadamente 98°C , ou seja, é menor que na cidade do Rio de Janeiro.

Dentro de uma panela de pressão, a pressão pode chegar até 2 atmosferas e, por isso, a temperatura de ebulição da água é aproximadamente de 120°C .



Superfície de contato

Outro fator de grande importância na velocidade de uma reação é a superfície de contato das substâncias. Assim, dizemos que quanto mais fragmentados estiverem os reagentes (e, assim, maior é sua superfície de contato), maior será a velocidade da reação.

Em nosso dia a dia, observamos várias reações que acontecem com maior ou menor velocidade em virtude da superfície de contato. Vejamos o exemplo da carne. A carne na forma moída, geralmente, apresenta um prazo de validade menor do que a peça inteira. Isso porque a superfície de contato na carne moída é muito maior do que em uma peça inteira. A partir desta constatação, pode-se concluir que a reação de decomposição é mais veloz na forma moída.

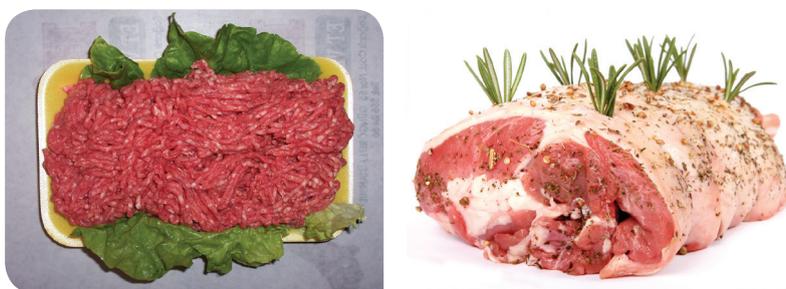


Figura 6: A carne moída apresenta maior superfície de contato; logo, possui menor prazo de validade. Uma peça de carne apresenta menor superfície de contato; logo, possui maior prazo de validade.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/572816> – Autor: Yucel Tellici; <http://www.sxc.hu/photo/1097284> - Autor: lockstockb's

Testando a rapidez das reações

Esta será uma atividade prática; portanto, para chegar à resposta, você precisará arregañar as mangas! Mas não se assuste, pois é muito fácil de fazer, e você só precisará de:

- 2 comprimidos de antiácido efervescentes (você encontra facilmente em qualquer farmácia)
- água
- 4 copos transparentes



Procedimento 1

Corte um comprimido de antiácido ao meio e triture uma das metades. Coloque volumes iguais de água, à mesma temperatura, em dois copos. Em um deles, coloque a metade não triturada; no outro, coloque a metade triturada. Mas atenção, as duas ações devem ser executadas ao mesmo tempo. Em seguida, observe atentamente o que acontece com a velocidade de liberação das bolhas em cada um dos copos.

Procedimento 2

Corte outro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos, mas, dessa vez, coloque um com água na temperatura ambiente, e, no outro, água aquecida quase à ebulição. Coloque uma metade do comprimido (sem triturar dessa vez) em cada um dos copos, ao mesmo tempo. Novamente, observe atentamente o que acontece em cada um dos copos.

Agora que já fez os experimentos, responda:

- a) No procedimento 1, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Explique esse fato.
- b) No procedimento 2, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Explique esse fato.

Anote suas respostas em seu caderno



Concentração dos reagentes

Imagine a seguinte situação, temos um pedaço de carvão em brasa no quintal de uma casa, exposto ao ar atmosférico. Nessa situação hipotética, as moléculas de oxigênio (O_2) presentes no ar colidem com o carvão e você deve lembrar que o oxigênio é necessário para que ocorra a combustão, não é verdade? No entanto, apenas 21% das moléculas que compõem o ar são de O_2 (g). As demais moléculas, como nitrogênio e dióxido de carbono, por exemplo, também colidem com o carvão, mas não participam da reação de queima do carvão. Nessa situação, o carvão queima lentamente.

Se colocarmos esse carvão em brasa em um frasco contendo gás oxigênio puro, ele se inflamará rapidamente. Isso se deve ao fato de que, nesse caso, todas as moléculas que se chocam com o carvão são de O_2 (g), o que permite concluir que o aumento da concentração de oxigênio, que passou de 20% para 100%, provocou um aumento na velocidade da reação.



Saiba Mais

Lei da Ação das Massas ou Lei da Velocidade

A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações, em quantidade de matéria (mol/L), dos reagentes, elevados a expoentes que são determinados experimentalmente.

A velocidade instantânea (v) de uma reação pode ser calculada pela seguinte expressão:

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

k → constante de velocidade da reação

$[A]$ e $[B]$ → concentrações dos reagentes (mol/L)

x e y → são os expoentes determinados experimentalmente

Para determinar a expressão da lei de velocidade da reação, deve-se fazer uma série de experimentos onde, na comparação entre dois desses experimentos, apenas um dos reagentes tem a sua concentração variada.

Vamos lançar mão de um exemplo para o entendimento ficar mais fácil. Imagine que em um laboratório, foram efetuadas diversas experiências para a reação:



A partir destes experimentos, foram encontrados os seguintes resultados:

Experimento	[H ₂] (mol/L)	[NO] (mol/L)	v (mol.L-1.s-1)
I	0,5	0,5	15
II	1,0	0,5	30
III	0,5	1,0	60

Vamos começar, comparando os experimentos I e II:

Veja que, neste caso, é a concentração de H₂ que varia e a de NO permanece constante; logo, somente H₂ será responsável pela alteração da velocidade.

Outra observação possível é que, à medida que a concentração de H₂ é dobrada, o valor da velocidade de reação também é dobrado; logo, se pode concluir que o expoente da substância H₂ é igual a 1 (por ser igual ao aumento da velocidade).

[H ₂] (mol/L)		Velocidade de Reação	
0,5	2 ^x	15	2 ¹
1,0		30	

Agora vamos comparar os experimentos I e III:

Neste caso, é a concentração de NO que varia e a de H₂ permanece constante; logo, somente o NO será responsável pela alteração da velocidade.

Observa-se que à medida que a concentração de NO é dobrada o valor da velocidade de reação é quadruplicado; logo, se pode concluir que o expoente da substância NO é igual a 2 (por ser a metade do aumento da velocidade)

NO (mol/L)		Velocidade de Reação	
0,5	2 ^y	15	4 = 2 ²
1,0		60	

Logo, podemos concluir que a expressão da lei de velocidade para esta equação será:

$$V = k [H_2]^1 \cdot [NO]^2$$

Para determinar a constante de velocidade (k), basta substituir os valores de um dos experimentos nesta expressão.

Utilizando os valores do experimento III, teremos:

$$60 = k [0,5]^1 \cdot [1,0]^2$$

$$60 = k \cdot 0,5$$

$$k = 60/0,5$$

$$k = 120$$

Saiba Mais

Influência dos catalisadores

Nas indústrias químicas, quase todos os processos químicos utilizam catalisadores em algum momento. Sem o auxílio dos catalisadores, seria bem mais difícil produzir fertilizantes, remédios e combustíveis.

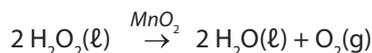
Como você já aprendeu, os catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade com que um produto é formado por diminuir a energia de ativação da reação. É por isso que, sem eles, não teríamos em abundância vários produtos industrializados, tanto pelo aumento da produção quanto pela redução dos custos envolvidos no processo.



Figura 7: No nosso organismo, para que possamos aproveitar os nutrientes (carboidratos, proteínas e gorduras) presentes nos alimentos que ingerimos, precisamos da ajuda de catalisadores biológicos, chamados de enzimas.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1196135> - Autor: Ilker

O gás oxigênio, por exemplo, pode ser obtido pela reação de decomposição da água oxigenada (H_2O_2). Essa reação é lenta, no entanto, a adição de dióxido de manganês (MnO_2), como catalisador, permite que ela se processe com maior rapidez.



Ao final da reação, a quantidade inicial de dióxido de manganês é recuperada, pois os catalisadores não são consumidos no processo.

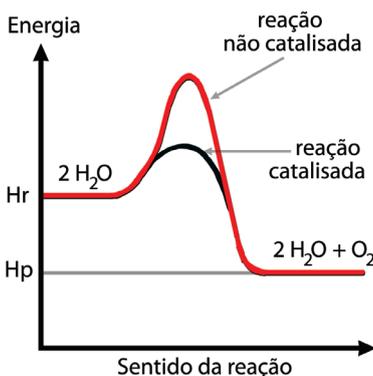


Figura 8: Observe que no gráfico da reação não catalisada a energia de ativação é alta e, portanto, a reação se passa em uma velocidade menor comparada a reação catalisada que apresenta uma energia de ativação baixa.

Catalisadores e controle da poluição

A queima de combustíveis nos veículos automotivos lança na atmosfera materiais indesejáveis, o que poderia aumentar os níveis de poluição de forma proporcional ao número de veículos nas ruas.

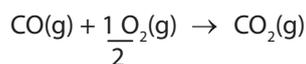
Um dos produtos dessa queima é o CO, um gás incolor, sem cheiro nem gosto, e que não irrita os olhos. Mas seus efeitos sobre a saúde são muito sérios, pois a **hemoglobina** tem afinidade muito grande pelo CO (duzentas e dez vezes maior que pelo oxigênio). A hemoglobina combinada com o CO (forma o que chamamos de carboxiemoglobina) impede que o processo de respiração ocorra de forma perfeita, pois ela fica saturada desse gás e, por isso, não leva para as células o oxigênio de que elas necessitam.

Hemoglobina

Proteína presente em grandes quantidades dentro das células vermelhas do sangue (hemácias). Ela é a grande responsável pelo transporte do oxigênio que respiramos para todos os tecidos do corpo, já que sua estrutura tem grande afinidade por essa molécula.

O CO pode causar tonturas, vertigens e até morte. Quando alguém fica com o automóvel em funcionamento em uma garagem sem ventilação, pode morrer por asfixia depois de inalar por algum tempo os gases expelidos pelo escapamento. O CO é, sem dúvida, um dos poluentes mais perigosos do ar da cidade, e ele sai em grandes quantidades dos veículos movidos a gasolina.

Uma forma de reduzir a emissão de CO pelos veículos com motor de combustão é o uso de catalisadores que ficam nos chamados *conversores catalíticos* e têm a função de acelerar a oxidação dos gases emitidos após a combustão. É no conversor catalítico que o CO é transformado em CO₂, conforme a seguinte equação:



Saiba Mais

Que tal ver um catalisador em ação, acelerando uma reação? Então, acesse o seguinte link na Internet: www.youtube.com/watch?v=lzeBUofNFKs



O vídeo mostra com clareza dois fatores que alteram as velocidades das reações, o catalisador e a concentração do reagente.

A água oxigenada (H₂O₂) decompõe-se em água (H₂O) e oxigênio (O₂). Como o processo é lento, utiliza-se o MnO₂ como catalisador para acelerar a reação, aumentando a concentração de oxigênio no interior do frasco de vidro. No ar atmosférico existe, aproximadamente, 21% de oxigênio, mas no interior do frasco que aparece no vídeo teremos quase 100% de oxigênio. Por isso, a velocidade de combustão do palito de madeira dentro do frasco é muito maior que fora do frasco.

Multimídia

Influência da luz

Você já deve ter observado que diversos produtos são comercializados em frascos escuros ou opacos. Alguma vez se perguntou o porquê disso?

A função dessa característica dos recipientes é dificultar ou impedir a entrada de luz, o que provocaria reações indesejadas nas substâncias que abrigam.

A garrafa de cerveja, por exemplo, é escura, pois a luz pode provocar reações que alteram o sabor da bebida. Já os medicamentos recebem embalagens que os protegem da luminosidade para que não ocorra a degradação das substâncias que o constituem, principalmente do **princípio ativo**.

Princípio ativo

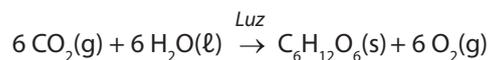
É a substância presente no medicamento, responsável pelo seu efeito farmacológico, ou seja, é aquela que tem ação sobre o organismo.



Figura 9: A cerveja e o xarope são envasados em vidro escuro para evitar reações indesejadas causadas pela luz.

Autor imagem: Marcus André

Outro bom exemplo da influência da luz nas reações químicas é a fotossíntese. Esse é o processo realizado pelos seres vivos clorofilados (plantas, algas e certas bactérias), que ocorre necessariamente na presença de luz, convertendo gás carbônico e água em carboidratos (glicose) e oxigênio. Veja a equação da fotossíntese:



Nesta reação, a luz solar, captada pela planta, fornece a energia necessária para oxidar a água e reduzir o gás carbônico. Voltaremos a falar sobre fotossíntese, com mais detalhes, na próxima unidade.

Eletricidade

O último fator que vamos analisar dentre aqueles que podem influenciar a velocidade de uma reação química é a eletricidade.

Em alguns casos, faíscas elétricas energizam sistemas gasosos, gerando energia de ativação que, por sua vez, permite aceleração da reação. Um bom exemplo desse fenômeno são as centelhas elétricas, geradas pelas velas dos veículos automotores que permitem o desencadeamento da reação de explosão da mistura ar-gasolina. São faíscas elétricas que também desencadeiam as reações que permitem que os *airbags* dos veículos sejam inflados pela expansão do nitrogênio liberado no processo. Lembra desse assunto lá do início da aula? Viu como está tudo interligado?

Bom, agora que você já está “por dentro” do assunto reações químicas, vamos pensar juntos sobre a seguinte questão: Em uma reação temos sempre algum (ou alguns) reagente(s) sendo convertido(s) em produto(s), correto? Você já parou para se perguntar se os produtos formados poderiam voltar a ser reagentes? Será que ao se transformarem em outros elementos eles perdem suas características originais e não podem mais recuperá-las?

Deixaremos essa pergunta “no ar” para você tentar decifrar essa questão, mas não se desespere se não conseguir respondê-la, pois voltaremos a esse assunto na próxima unidade. Aguardo você por lá!

Resumo

- A Cinética química é a ciência que estuda a velocidade das reações químicas.
- As reações químicas processam-se com velocidades diferentes e podem ser divididas em rápidas e lentas.
- Uma reação química rápida apresenta grande consumo de reagentes e formação de produtos em um curto espaço de tempo, enquanto as lentas ocorrem em longos períodos de tempo.
- Em uma reação química, ao longo do tempo, a concentração dos reagentes diminui, enquanto a dos produtos aumenta.
- Velocidade média de uma reação é a razão entre a variação da quantidade consumida ou formada de uma substância e a variação do tempo da reação.
- Vários fatores alteram as velocidades das reações químicas, como a temperatura, a concentração dos reagentes, a superfície de contato, o uso de catalisadores, a presença de luz e de eletricidade.
- O aumento da temperatura, aumenta a velocidade das reações.

- Quanto mais pulverizado for o reagente sólido, maior será a superfície de contato e maior será a velocidade das reações.
- Quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a velocidade da reação.
- O catalisador aumenta a velocidade de uma reação, diminuindo sua energia de ativação.
- Tanto a luz quanto a eletricidade também podem tornar uma reação mais rápida.

Veja ainda

Esses são alguns artigos bem interessantes sobre cinética química que trazem em seu texto vários experimentos sobre esse tema que está tão presente em nosso cotidiano:

- <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a06.pdf>
- <http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br/portals/pde/arquivos/616-4.pdf>
- <http://www.pontociencia.org.br/#cinet> (este site apresenta vários experimentos sobre cinética química, busque os que envolvem velocidade da reação)

Além das indicações anteriores, vale a pena ler esse ótimo artigo que explica com detalhes a química por trás do *airbag*, assunto que você viu nesta unidade: <http://chc.cienciahoje.uol.com.br/a-quimica-por-dentro-do-%E2%80%98airbag%E2%80%99/>

Referências

- BRADY, James. **Química: a matéria e suas transformações**. Rio de Janeiro: LTC, 2002.
- EMSLEY, John. **Moléculas em exposição**. São Paulo: Edgard Blücher, 2001.
- FELTRE, Ricardo. **Química volume 2** – Química Geral. São Paulo: Editora Moderna, 2009.
- FISHER, Len. **A ciência do cotidiano: Como aproveitar a ciência nas atividades do dia a dia**. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2004.
- KOTZ, J. C. **Química Geral 2: e reações químicas**. São Paulo: Pioneira Thomsom Learning, 2005.
- MASTERTON; SLOWINSKI; STANITSKI. **Princípios da Química**. Rio de Janeiro: Guanabara-Koogan, 1985.

Atividade 1

$$\text{a) } V_{\text{mNO}_2} = \frac{1,6 - 0}{5 - 0} = \frac{1,6}{5} = 0,32 \text{ mol/L. min}$$

$$\text{b) } V_{\text{mNO}_2} = \frac{2,6 - 1,6}{10 - 5} = \frac{1,0}{5} = 0,20 \text{ mol/L. min}$$

Atividade 2

a) No copo onde se encontra o comprimido triturado. Os antiácidos efervescentes, quando triturados, dissolvem-se com uma velocidade maior, pois a superfície de contato é maior para reagir com a água.

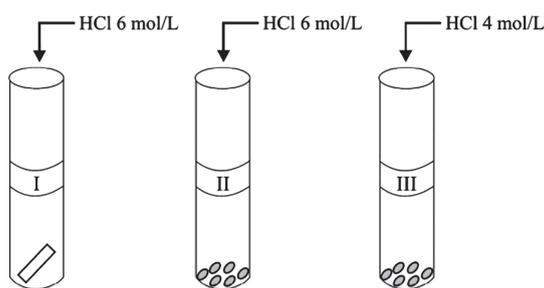
b) No copo onde se encontra a água aquecida. De um modo geral, quanto maior a temperatura, mais rapidamente se processa a reação.



O que perguntam por aí?

Questão 1 (UNIFESP - 2010)

Em uma aula de laboratório de química, foram realizados três experimentos para o estudo da reação entre zinco e ácido clorídrico. Em três tubos de ensaio rotulados como I, II e III, foram colocados, em cada um, $5,0 \cdot 10^{-3}$ mol (0,327 g) de zinco e 4,0 mL de solução de ácido clorídrico, nas concentrações indicadas na figura. Foi anotado o tempo de reação até ocorrer o desaparecimento completo do metal. A figura mostra o esquema dos experimentos, antes da adição do ácido no metal.



Qual experimento deve ter ocorrido com menor tempo de reação? Justifique.

Resposta: O experimento II ocorreu em menor tempo, visto que foram utilizados HCl 6 mol/L (maior concentração) e zinco metálico, de acordo com a ilustração, com maior superfície de contato.

Questão 2 (UDESC – 2009)

A deterioração dos alimentos ocorre por meio das reações químicas que formam substâncias impróprias ao consumo humano e que também alteram suas características organolépticas.

Em relação às proposições abaixo, pode-se afirmar que:

- I. Se se pulverizar uma substância sólida, ela reagirá mais lentamente.
- II. Quanto maior a temperatura, maior será a velocidade da reação, salvo raras exceções.
- III. Quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a velocidade da reação.

Assinale a alternativa **correta**.

- a. Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- b. Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- c. Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- d. Somente a afirmativa II é verdadeira.
- e. Todas as afirmativas são verdadeiras.

Resposta: C

Comentários: Apenas a I é incorreta, pois pulverizando a substância sólida, aumenta a superfície de contato, ou seja, a reação ocorre mais rapidamente.

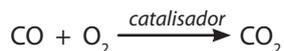
Questão 3 (UNESP – 2006)

O monóxido de carbono é um dos poluentes gasosos gerados pelo funcionamento de motores a gasolina. Segundo relatório recente da Cetesb sobre a qualidade do ar no Estado de São Paulo, nos últimos vinte anos houve uma redução no nível de emissão desse gás de 33,0 g para 0,34 g por quilômetro rodado. Um dos principais fatores que contribuiu para a diminuição da poluição por monóxido de carbono foi a obrigatoriedade de produção de carros equipados com conversores catalíticos.

Responda por que o monóxido de carbono deve ser eliminado e explique quimicamente como atua o conversor catalítico nesse processo.

Gabarito: O monóxido de carbono produzido pela queima incompleta da gasolina nos motores deve ser eliminado, pois, quando inspirado, combina-se com a hemoglobina do sangue, prejudicando o transporte de oxigênio para as células.

O conversor catalítico diminui a energia de ativação de certas reações que consomem o monóxido de carbono (CO), como, por exemplo:



Como o CO passa a ser consumido mais rapidamente, observa-se redução no nível de emissão desse gás na atmosfera.

Questão 4 (UNESP – 2003)

Comparando duas panelas simultaneamente sobre dois queimadores iguais de um mesmo fogão, observa-se que a pressão dos gases sobre a água fervente na panela de pressão fechada é maior que aquela sobre a água fervente em uma panela aberta. Nessa situação, e se elas contêm exatamente as mesmas quantidades de todos os ingredientes, podemos afirmar que, comparando com o que ocorre na panela aberta, o tempo de cozimento na panela de pressão fechada será:

- a. menor, pois a temperatura de ebulição será menor.
- b. menor, pois a temperatura de ebulição será maior.
- c. menor, pois a temperatura de ebulição não varia com a pressão.
- d. igual, pois a temperatura de ebulição independe da pressão.
- e. maior, pois a pressão será maior.

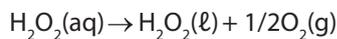
Resposta: B

Comentários: Quanto maior a temperatura para o cozimento dos alimentos, maior será a velocidade de cozimento dos alimentos, e o tempo de preparo será menor.

Questão 5 (ITA - 2009)

O mel contém uma mistura complexa de carboidratos, enzimas, aminoácidos, ácidos orgânicos, minerais etc. O teor de carboidratos no mel é de cerca de 70% da massa de mel, sendo a glicose e a frutose os açúcares em maior proporção. A acidez do mel é atribuída à ação da enzima *glucose oxidase* presente no mel, que transforma a glicose em ácido glucônico e H_2O_2 .

O peróxido de hidrogênio, gerado na oxidação da glicose pela enzima *glucose oxidase*, decompõe-se, produzindo água e gás oxigênio. Calcule a velocidade média, em mol/L. s, de decomposição do peróxido de hidrogênio entre 0 e 10 minutos.

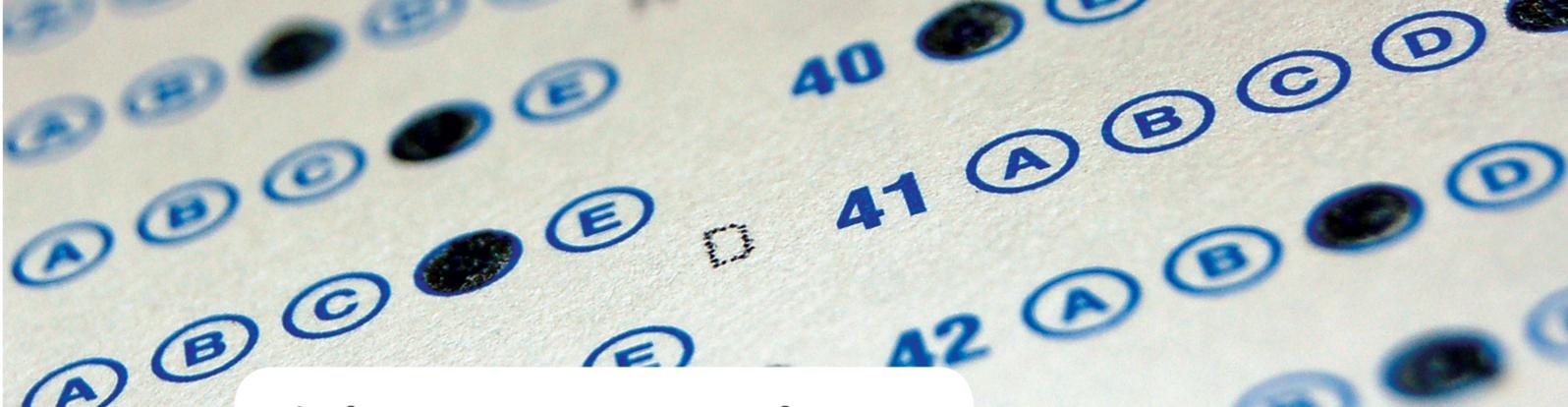


Tempo (min)	$[H_2O_2]$ (mol/L)
0	0,8
10	0,5

Resposta: $v_m = 5,0 \times 10^{-4}$ mol/L. s

Comentários: 10 minutos = 600 segundos

$$V_m = \frac{0,5 - 0,8}{600 - 0} = \frac{-0,3}{600} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L. s}$$



Atividade extra

Exercício 1 – Adaptado de UFRRJ – 2006

Dada a tabela a seguir, em relação à reação $2 \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2$:

Tempo (min)	Quantidade de matéria (em mols) de HBr
0	0,200
5	0,175
10	0,070
15	0,040
20	0,024

Qual a velocidade média, em mol/min, desta reação em relação ao HBr, no intervalo de 0 a 5 minutos?

- a. 0,5
- b. 1,25
- c. 0,125
- d. 0,005

Exercício 2 – Adaptado de UFMG – 2009

Observe a tabela a seguir, em relação a reação $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$:

Tempo (s)	Quantidade de matéria (em mols) de SO_3
0	0,0
5	1,0
10	5,0
20	10,0

Qual a velocidade média (em mol/s), desta reação em relação ao SO_3 , no intervalo de 0 a 20 segundos?

- a. 5
- b. 2
- c. 0,5
- d. 0,2

Exercício 3 – Cecierj – 2013

Um aluno resolveu testar a velocidade de uma reação química. Para isso, ele pegou dois copos com a mesma quantidade de água, sendo um a temperatura ambiente e outro com água a 70°C .

Ele adicionou um comprimido efervescente contendo 1g de vitamina C em cada um dos copos e determinou o tempo que levava para a completa dissolução do comprimido.

Veja, abaixo, os resultados obtidos:

	Copo 1	Copo 2
Temperatura da água	25°C	70°C
Massa de Vitamina C	1000 mg	1000 mg
Tempo de dissolução completa do comprimido	50 segundos	20 segundos

Para esse experimento:

- Calcule a velocidade média da dissolução do comprimido, em mg/s, em cada copo.
- Justifique a diferença encontrada.

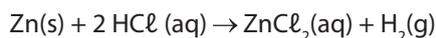
Exercício 4 – Cecierj – 2013

Você já tentou acender uma fogueira de São João? A grande dica é colocar pequenos pedaços de madeira para acendê-la e só depois colocar toras de madeira?

Por que será?

Exercício 5 – Cecierj – 2013

O zinco reage com ácido clorídrico diluído segundo a reação abaixo:

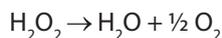


Suponha que um aluno, em um laboratório de química, precise dissolver 10 g de zinco em uma solução de ácido clorídrico a 1 mol/L. Em qual das opções, a velocidade seria maior? Você pode marcar mais de uma opção.

- Triturar o zinco até ficar pó.
- Aquecer a mistura
- Diluir a solução de ácido clorídrico usada
- Usar uma solução de ácido clorídrico com concentração 3 mol/L.
- Esfriar a mistura.

Exercício 6 – Cecierj – 2013

Você saberia dizer por que a água oxigenada deve ser guardada em frasco escuro? A luz provoca a decomposição da substância peróxido de hidrogênio (água oxigenada), conforme a reação a seguir:



Para retardar a reação de decomposição da água oxigenada, devemos:

- a. deixar o frasco perto de uma janela, à luz do sol.
- b. adicionar um catalisador.
- c. deixar o frasco aberto.
- d. guardar na geladeira.

Exercício 7 – Adaptado de UERJ – 2007

A sabedoria popular indica que, para acender uma lareira, devemos utilizar inicialmente lascas de lenha e só depois colocarmos as toras. Em condições reacionais idênticas e utilizando massas iguais de madeira em lascas e em toras, verifica-se que madeira em lascas queima com mais velocidade.

O fator determinante, para essa maior velocidade da reação, é o aumento da:

- a. pressão.
- b. temperatura.
- c. concentração.
- d. superfície de contato.

Exercício 8 – Adaptado de UERJ – 2005

Quando se leva uma esponja de aço à chama de um bico de gás, a velocidade da reação é tão grande que incendeia o material rapidamente. O mesmo não ocorre ao se levar uma lâmina de aço à chama.

Qual o fator que determina a diferença de velocidades de reação nessa experiência?

Gabarito

Exercício 1 – Adaptado de UFRRJ – 2006

A **B** **C** **D**

Exercício 2- Adaptado de UFMG – 2009

A **B** **C** **D**

Exercício 3 – Cecierj – 2013

a. Copo 1:

$$v = \frac{1000}{50} = 20 \frac{mg}{s}$$

Copo 2:

$$v = \frac{1000}{20} = 50 \frac{mg}{s}$$

b. No copo 2 a velocidade da reação é maior devido ao fato da temperatura ser maior.

Exercício 4 – Cecierj – 2013

Os pedaços pequenos de madeira possuem maior superfície de contato para a ocorrência da reação química. Logo, será mais fácil acender a fogueira com pedaços pequenos de madeira.

Exercício 5 – Cecierj – 2013

Você deverá marcar as opções: a, b e d.

Exercício 6 – Cecierj – 2013

- A** **B** **C** **D**

Exercício 7 – Adaptado de UERJ – 2007

- A** **B** **C** **D**

Exercício 8 – Adaptado de UERJ – 2005

O fator que determina a diferença de velocidades de reação na experiência citada é a superfície de contato.

