



UNIVERSIDADE ESTADUAL PAULISTA

“ JULIO DE MESQUITA FILHO”

CAMPUS DE BAURU

CURSO: LICENCIATURA PLENA EM QUÍMICA

CINÉTICA QUÍMICA

VELOCIDADE E OCORRÊNCIA DE REAÇÕES;



Sumário

UNIVERSIDADE ESTADUAL PAULISTA	1
Sumário.....	1
Introdução.....	2
1. Temperatura.....	3
1.1 Experimento 1.....	3
1.2 Experimento 2	3
2. Superfície de contato.....	5
2.1 Experimento 1	5
2.2 Experimento 2	5
3. Concentração.....	6
3.1 Experimento 1	6
3.2 Experimento 2	6
3.3 Experimento 3.....	7
4. Presença de um catalisador.....	9
4.1 Experimento 1	9
4.2 Experimento 2.....	9

Introdução

As reações químicas têm permitido à humanidade resolverem muitas das questões que a desafiam. No entanto, para que isso fosse possível, foi necessário aprender como alterar a velocidade das reações seja acelerando as excessivamente lentas ou retardando as muito rápidas. O conhecimento e o estudo da velocidade das reações químicas, além de ser muito importante para a indústria, também está relacionado ao nosso cotidiano. Por exemplo, quando guardamos alimentos na geladeira para retardar as reações que levam às suas decomposições ou usamos uma panela de pressão para aumentar a velocidade de cozimento dos alimentos.

Uma reação química é um rearranjo de átomos provocado pelas colisões (choques) entre as partículas dos reagentes. Para que ocorra uma reação química duas condições são necessárias:

- haver afinidade entre as substâncias;
- haver colisões entre as moléculas dos reagentes que levam a quebra de suas ligações para formação de novas ligações (rearranjo dos átomos dos reagentes para formação dos produtos).

Alguns fatores alteram a frequência de colisão entre os reagentes de uma reação química, aumentando ou diminuindo a velocidade com que ela ocorre. Tais fatores podem ser:

- temperatura
- pressão
- concentração de reagentes
- superfície de contato
- catalisador ou inibidor

Assim, algumas reações são extremamente rápidas como a reação de combustão instantânea entre os gases hidrogênio, na propulsão dos ônibus espaciais enquanto que outras extremamente lentas como fermentação do suco de uva na produção de vinho, podendo demorar meses para ocorrer.

1. Temperatura

Temperatura: Grau de agitação das partículas que aumenta a probabilidade de colisões.

Com o aumento da temperatura, também aumenta o número de moléculas com energia igual ou superior a [energia de ativação](#). Havendo mais moléculas com energia maior ou igual a de ativação, aumenta a velocidade da reação. Com o aumento da temperatura, as moléculas se agitam mais, fazendo com que a probabilidade de colisões efetivas aumente. Assim, a velocidade da reação aumenta. Alimentos na geladeira demoram muito mais para estragar do que no ambiente. Isso porque as reações químicas feitas pelos microorganismos decompositores são retardadas pela temperatura baixa.

1.1 Experimento 1

Materiais e Reagentes

- Água
- 3 béqueres
- Comprimidos de Sonrrisal

Procedimento

Em cada béquer de 100 mL, colocar água a marca de 50 mL sendo no primeiro quente, no segundo à temperatura ambiente e no terceiro gelada. Adicionar simultaneamente em cada béquer, $\frac{1}{2}$ comprimido de Sonrrisal. Observar e comparar a ordem em que terminam as reações nos três béqueres, registrando na tabela.

Água	Fria	Temperatura ambiente	Quente
Ordem de término de reação			

1.2 Experimento 2

Materiais e Reagentes

- Açúcar
- béquer 50 mL
- Água
- Panela
- fogão ou outra forma de aquecimento
- copinhos de café

Procedimento

Coloque meio copo (cerca de 100 mL) de água em uma panela pequena e aqueça esta água até cerca de 50 °C. Para saber se a água está nesta temperatura observe-a com cuidado durante o aquecimento e pare quando as primeiras bolhas de ar começarem a surgir. Conte quantos copinhos descartáveis para café de açúcar você consegue dissolver na água quente, mexendo sempre até a dissolução antes de adicionar mais um copinho de açúcar.

2. Superfície de contato

Se numa reação atuam [reagentes](#) em distintas fases, o aumento da superfície de contato entre eles aumenta a velocidade das reações. Considerando, por exemplo, uma reação entre uma substância sólida e uma líquida, quanto mais reduzida a pó estiver a substância sólida, maior é a superfície de contacto entre as partículas de ambas as substâncias e portanto, maior é a possibilidade de essas partículas colidirem umas com as outras.

2.1 Experimento 1

Materiais e Reagente

- 2 béqueres 100 mL
- água
- cadinho
- Sonrrisal

Procedimento

Utilizando papel toalha, limpar 2 béqueres de 100 mL, e colocar água até a marca de 50 mL. Em um cadinho, triturar $\frac{1}{2}$ comprimido de Sonrrisal com o auxílio do bastão de madeira.

Adicionar simultaneamente em um dos béqueres, $\frac{1}{2}$ comprimido de Sonrrisal sem triturar e ao outro $\frac{1}{2}$ comprimido de Sonrrisal triturado. Em qual caso a reação terminou primeiro?

2.2 Experimento 2

3. Concentração

O aumento da concentração dos reagentes promove o aumento do número de colisões entre as moléculas. Isso faz com que a probabilidade de colisões efetivas acontecerem para a formação do complexo ativado seja maior. Logo, quanto maior a concentração dos reagentes, maior será a velocidade da reação.

3.1 Experimento 1

Materiais e Reagentes

- 3 béqueres
- sulfato de cobre 1,0 mol/L
- sulfato de cobre 0,1 mol/L
- sulfato de cobre 0,01 mol/L
- prego
- vidro de relógio

Procedimento

Em três béqueres de 50 mL colocar 20 mL de solução de sulfato de cobre 1,0 mol/L no primeiro, 0,1 mol/L no segundo e 0,01 mol/L no terceiro.

Mergulhar em cada béquer, ao mesmo tempo, um prego amarrado a um pedaço de linha e deixá-los mergulhando por aproximadamente 60 segundos.

A seguir, retirar os pregos puxando-os pela linha e colocá-los sobre o vidro de relógio tomando cuidado de não misturá-los. Comparar os três pregos e anotar suas observações.

Após o experimento, limpe os pregos retirando a camada de cobre com auxílio da esponja de aço.

3.2 Experimento 2

Matérias e Reagente

- 5 tubos de ensaio
- 50 mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (ácido oxálico) 0,5N
- 10 mL de H_2SO_4 4M
- 40 mL de KMnO_4
- um relógio
- 4 pipetas
- sulfato de manganês (0,1M)

Procedimento

A experiência consta em duas partes

Parte 1 - medida do tempo de uma reação

- Pipete 5 ml de solução de ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) 0,5 N em um tubo de ensaio.
- Adicione 1 ml de solução de ácido sulfúrico H_2SO_4 4M.
- Prepare um relógio para marcar o tempo (deve marcar segundos)
- Acrescente à mistura do tubo de ensaio 4 ml de solução 0,04 N permanganato de potássio (KMnO_4). Controle com o relógio o tempo que a solução leva para se descolorir inteiramente. Registre o tempo na tabela 1
- Recolha os tempos obtidos pelos outros grupos e calcule um média.

Tabela 1 – Resultados parte 1

Grupos	1	2	3	Média
Tempo da reação parte 1				

Parte 2 – Variação da velocidade anterior quando se acrescenta água, ou seja, quando a concentração das soluções diminui

- Pipete em um tubo de ensaio 5 ml de solução de ácido oxálico 0,5 N.
- Adicione 1 ml de solução de ácido sulfúrico 4 M
- Acrescente 10 ml de água.
- Prepare o relógio para fazer a leitura do tempo de reação
- Junte, à mistura resultante do item três, 4 ml de KMnO_4 0,04 N, controlando o tempo gasto até a solução se descolorir por completo.

Tabela 2 – Resultados da parte 2

Grupos	1	2	3	Média
Tempo da reação parte 2				

3.3 Experimento 3

Materiais e Reagentes

- Bureta
- Béqueres
- Tubos de ensaio
- Cronômetro
- água destilada

- Solução H_2SO_4 0,3 mol/L
- Solução $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,3 mol/L

Procedimento

- Identificar 3 buretas e 3 béqueres (H_2O , H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)
- Encher corretamente as respectivas buretas com os respectivos líquidos do item anterior, zerando-as.
- Pegar 6 tubos de ensaio limpos e utilizando a bureta colocar em cada um 4,00 mL de uma solução 0,30 mol/L de H_2SO_4 .
- Numerar outros 6 tubos de ensaio.
- Utilizando as buretas colocar nestes tubos numerados uma solução 0,30mol/L de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Tabela 1 – Volume dos conteúdos e tempos para os tubos de ensaio

Tubos	Volumes (ml)			T (s)
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	
1	6,00	0,00	6,00	
2	5,00	1,00	6,00	
3	4,00	2,00	6,00	
4	3,00	3,00	6,00	
5	2,00	4,00	6,00	
6	1,00	5,00	6,00	

- pegar o tubo 1 do item 3 (que contém 4,00 ml de ácido sulfúrico 0,30 mol/L) e adicionar ao tubo 1 da tabela 1. Agite e acionar o cronômetro, ambos imediatamente.
- Colocar atrás do tubo uma tira preta e parar o cronômetro assim que a turvação (produto da remoção) não permita a visualização desta. Anotar o tempo na tabela 1.
- Descartar o conteúdo deste tubo em recipiente fechado e lava-lo imediatamente.

4. Presença de um catalisador

Os [catalisadores](#) aumentam a velocidade de uma reação química, mas não participam da formação dos produtos, sendo completamente regenerados no final. Atuam ao promover rotas de reação com menor energia de ativação. O reagente acelera a reação, pois diminui a energia de ativação das moléculas, mas não participa da reação, ou seja, não ocorre nenhuma mudança nos elementos químicos da reação, e o catalisador continua intacto.

4.1 Experimento 1

Materiais e Reagentes

- vidro de relógio
- água oxigenada
- batata
- dióxido de manganês

Procedimento

- Em um tubo de ensaio colocar 10 gotas de água oxigenada e em outro vidro de relógio uma fatia fina de batata crua cortada no momento do experimento.
- gotejar a cinco gotas de água oxigenada sobre a batata. Depois de alguns segundos, o que você observou ?
- peça ao professor colocar, utilizando o misturador plástico, uma pequena porção de dióxido de manganês no vidro de relógio que continha apenas água oxigenada. Anotar suas observações e explicar o que ocorreu.

4.2 Experimento 2

Materiais e Reagentes

- vidro de relógio
- H₂O₂ (água oxigenada)
- KI (iodeto de potássio)
- detergente

Procedimento

- Colocar em vidro de relógio 10 gotas de detergente
- Em seguida inserir gotas de H₂O₂ (água oxigenada) em cima do detergente
- Observar
- Em outro vidro de relógio colocar 10 gotas de detergente

- Em seguida adicionar KI (iodeto de potássio)
- Adicionar algumas gotas de H_2O_2
- Observar