

EXPERIÊNCIA 8

CINÉTICA E VELOCIDADES DAS REAÇÕES QUÍMICAS

1. OBJETIVOS

No final desta experiência, espera-se que o aluno seja capaz de determinar a variação da velocidade de uma reação em função da variação da concentração de um dos reagentes.

2. INTRODUÇÃO

A cinética química consiste na investigação das velocidades em que ocorrem as reações químicas e de todos os fatores que a influenciam.^{1,2} Ela compreende os estudos das etapas intermediárias das reações, ou seja, os detalhes das mudanças que os átomos e moléculas sofrem durante o processo, oferecendo ferramentas para estudar as velocidades reacionais em nível macroscópico e atômico.^{2,3}

Considerando uma reação química hipotética:



A velocidade desta reação é a medida da rapidez com que se formam os produtos e se consomem os reagentes,⁴ isto é, a velocidade refere-se ao tempo que um sistema reacional leva para se aproximar do equilíbrio.¹

Diversos fatores podem influenciar a velocidade de uma reação, tais como: (1) as propriedades dos reagentes, (2) a concentração dos reagentes, (3) a temperatura, (4) a concentração dos produtos nas reações reversíveis, (5) a pressão para reações envolvendo gases, (6) a intensidade da luz e seu comprimento de onda em reações fotoquímicas, (7) a concentração de outras substâncias que não são reagentes, (8) as áreas da superfície de contato entre os reagentes e (9) a presença de catalisadores.^{1,3,4}

O cálculo da velocidade de uma reação nem sempre é uma tarefa fácil, sendo em geral expressa a velocidade média (V_m) em função da variação da concentração ($\Delta[A]$ ou $\Delta[B]$) de cada um dos reagentes que foi consumida ou da variação da concentração ($\Delta[C]$ ou $\Delta[D]$) de cada um dos produtos formados num certo intervalo de tempo (Δt).

Para o reagente A, da reação hipotética (I), teremos:

$$V_m = - \Delta[A]/\Delta t$$

A velocidade média costuma ser expressa como um número positivo, sendo assim colocado um sinal de menos antecedendo a fração.^{3,4}

Determinadas reações não ocorrem em apenas uma etapa, sendo que as etapas que conduzem os reagentes aos produtos e a relação entre as mesmas, constituem os mecanismos de reação.⁴ O estudo da velocidade de reação serve não apenas para medir

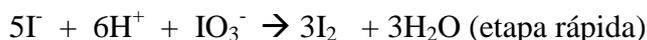
o avanço da reação, mas também para esclarecer os mecanismos pelos quais as reações podem ocorrer.^{1,2}

No caso específico desta experiência, estudaremos o efeito da concentração de um dos reagentes na reação entre uma solução contendo íons iodato (IO_3^-) e uma solução contendo íons bissulfito (HSO_3^-) e amido como indicador.

O início da reação pode ser representado da seguinte forma:



Quando os íons HSO_3^- tiverem sido consumidos, os íons I^- , reagirão com os restantes íons IO_3^- para produzir I_2 .



O iodo molecular (I_2) forma com o amido presente na solução, uma substância azul que indica que a reação se processou até este ponto.⁵

3. MATERIAIS E REAGENTES

18 tubos de ensaio	Cronômetro	Bastão de vidro
Estante para tubos de ensaio	9 erlenmeyers de 50 mL (ou bquer de 100 mL)	Solução A (KIO_3 4g/L).
Solução B (NaHSO_3 0,85 g/L e aproximadamente 2 g de amido)		

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Enumerar os erlenmeyers de 1 a 9.
2. Colocar num tubo de ensaio 1 mL da solução A e adicione 9 mL de água destilada.
3. Em outro tubo de ensaio colocar 10 mL da solução B.
4. Verter o conteúdo dos dois tubos num erlenmeyer ou num bquer e rapidamente disparar o cronômetro.
5. Agitar constantemente o sistema até que haja o primeiro sinal de mudança de coloração e anotar esse tempo.
6. Proceder analogamente com os demais tubos de ensaio, aumentando a quantidade de solução A e diminuindo a quantidade de água destilada, conforme a **Tabela 1**.

Tabela 1.

Erlenmeyer	Solução A (mL)	Água destilada (mL)	[C] (g/L)	Solução B (mL)	Tempo (s)
1	1	9		10	
2	2	8		10	
3	3	7		10	
4	4	6		10	
5	5	5		10	
6	6	4		10	
7	7	3		10	
8	8	2		10	
9	9	1		10	

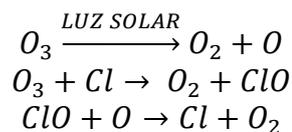
5. REFERÊNCIAS:

1. Crockford, H.D., Knight, S.B., Fundamentos de Físico Química, Editora Livros Técnicos e Científicos, Rio de Janeiro, 1977.
2. Silveira, B.I., Cinética Química das Reações Homogêneas, Editora Edgard Blücher LTDA, São Paulo, 1996.
3. Atkins, P., Jones, L., Princípios de Química – Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente, 3ª Ed., Editora Bookman, 2006.
4. Russel, J.B., Química Geral, 2ª Ed., Vol. 2, Editora Pearson Makron Books, São Paulo, 2004.
5. Trindade, D.F., Oliveira, F.P., Banuth, G.S.L., Bispo, J.G., Química básica experimental, 5ª Ed., Editora Ícone, 2013.

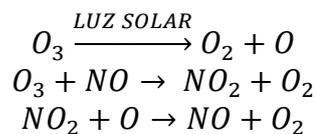
6. PRÉ-LABORATÓRIO

1. Escreva as definições dos seguintes termos químicos:
 - a) Catalisador
 - b) Energia de ativação
 - c) Reação unimolecular
 - d) Cinética
 - e) Reação de 1ª ordem
 - f) Reação bimolecular
 - g) Reação elementar
 - h) Reação total
2. Por que se medem as velocidades das reações?
3. Liste várias maneiras de aumentar a velocidade de uma reação química.
4. Tem sido sugerido que atos de cloro resultantes da decomposição de clorofluormetanos, como CCl_2F_2 , catalisam a decomposição do ozônio na

camada de ozônio na atmosfera. Um mecanismo simplificado para essa reação é:

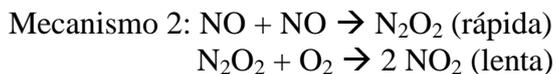
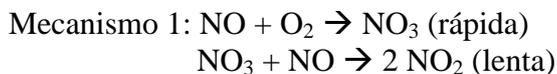
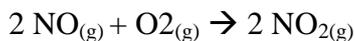


- a) Explique por que os átomos de cloro são catalisadores na transformação
 $2 O_3 \rightarrow 3 O_2$
- b) Escreva a equação da velocidade para cada reação elementar acima.
5. Óxido nítrico também está envolvido na decomposição do ozônio pelo mecanismo:



É o NO catalisador para esta reação? Explique sua resposta.

6. Escreva a equação da velocidade para cada uma das reações elementares do exercício anterior.
7. Dois mecanismos são propostos para a reação:



Mostre que ambos os mecanismos são consistentes com a expressão da velocidade observada:

$$v = k [NO]^2[O_2]$$

EXPERIÊNCIA 8. CINÉTICA E VELOCIDADES DAS REAÇÕES QUÍMICAS

EQUIPE:

TURMA:

DATA:

Erlenmeyer	Solução A (mL)	Água destilada (mL)	[C] (g/L)	Solução B (mL)	Tempo (s)
1	1	9		10	
2	2	8		10	
3	3	7		10	
4	4	6		10	
5	5	5		10	
6	6	4		10	
7	7	3		10	
8	8	2		10	
9	9	1		10	