

Prática 3 - Relógio de Iodo: Um experimento em Cinética Química

Objetivos

Avaliar o efeito da concentração na velocidade de uma reação química; demonstrar o efeito da temperatura na velocidade de uma reação química e ilustrar o método de obtenção de uma curva de calibração e usá-la para determinar a concentração de uma solução desconhecida.

INTRODUÇÃO

Todas as reações químicas se desenvolvem com uma velocidade definida que depende da natureza dos reagentes, de suas concentrações, da temperatura, da superfície exposta dos reagentes e da presença ou não de catalisadores. Muitas reações, como a explosão de uma mistura de oxigênio e hidrogênio, ocorrem tão rapidamente que a medida de sua velocidade é extremadamente difícil. Outras, como a oxidação de ferro (formação de ferrugem), são tão vagarosas que as medidas de velocidade são também difíceis. Porém, existem muitas reações incluindo aquela que será realizada nesta prática, que ocorrem a velocidades fáceis de serem calculadas. Chama-se cinética química o estudo das velocidades das reações. Quanto à natureza dos reagentes, observa-se que as reações iônicas geralmente tendem a ser mais rápidas do que as reações que envolvem a quebra de ligações covalentes. Considerando-se a estrutura atômica da matéria, uma reação química pode ocorrer somente quando os átomos, íons ou moléculas dos reagentes entram em contato através das colisões. Assim, a velocidade de uma dada reação dependerá da frequência com a qual as partículas colidem. Porém, nem todas as colisões produzem uma reação química, porque elas não têm as condições energéticas necessárias (Figura 1) ou porque não apresentam as orientações relativas adequadas (Figura 2).



Figura 1 - Gráfico com complexo ativado e energia de ativação

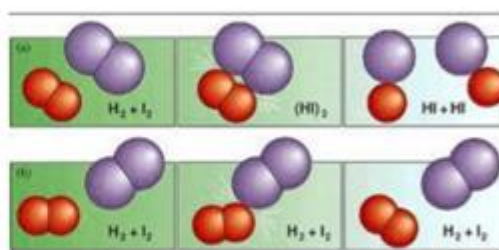


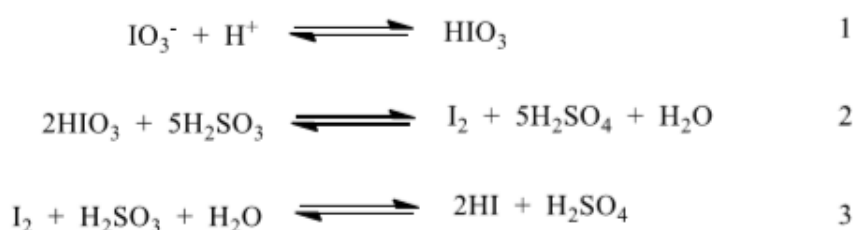
Figura 2 - Esquemas de colisões

De qualquer modo, qualquer mudança de condições que aumente o número de colisões entre as partículas, aumentará a velocidade de uma reação química. Experimentalmente observa-se que as seguintes variações aumentam a velocidade de uma reação:

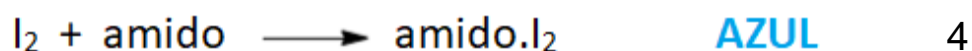
a) Aumento de concentração do reagente, com isto aumenta o número de partículas num dado volume e, portanto, as colisões serão mais frequentes. b)

Aumento da temperatura. Isto acelera as partículas e por isso ocorrem mais colisões por unidade de tempo. A velocidade de reação também aumenta porque mais moléculas terão energia suficiente para vencer a barreira de energia para esta reação. Muitas vezes a velocidade de reação dobra para cada aumento de temperatura de 10 °C. c) Aumento da área superficial das partículas. Um pedaço de carvão requer certo tempo para queimar, enquanto que o carvão pulverizado pode produzir uma explosão por causa do aumento da área superficial. d) catalisadores aumentam a velocidade de reação. Inibidores podem ser usados para desacelerar velocidades de reações. Os catalisadores atuam diminuindo a barreira energética (energia de ativação).

Muitas vezes para uma reação ocorrer são necessários vários estágios elementares sucessivos antes que haja formação de produto final. O conjunto destes estágios é definido como mecanismo de uma reação e a velocidade de reação é então determinada pelas velocidades individuais de todos estes estágios. Se um deles for mais lento que os demais, a velocidade de reação dependerá da velocidade deste único estágio mais lento, que é, portanto, o determinante da velocidade. As reações que ocorrerão nesta prática são as seguintes:



Enquanto houver íons sulfito, o iodo molecular, I₂, formado conforme a equação 2, será reduzido a iodeto como descrito pela equação 3.



Ao se acumular iodo molecular, ele formará um aduto/complexo de cor azul com o amido, equação 4, indicando com precisão o final da reação, possibilitando uma medida do tempo de reação. A fim de verificar-se o efeito da concentração dos reagentes sobre a velocidade de uma reação, será construído um gráfico a partir dos dados dos experimentos conduzidos a partir de cinco (5) soluções contendo concentrações diferentes de iodato. A concentração desconhecida de iodato de uma solução pode então ser determinada a partir do gráfico construído. Nesta prática, pode-se construir um gráfico de leitura fácil, colocando-se o inverso do tempo no eixo das ordenadas e a concentração molar no eixo das abcissas. O inverso do tempo é proporcional à velocidade média de reação. Para verificar o efeito da temperatura sobre a velocidade de uma reação, serão mantidas as concentrações das soluções dos reagentes e variada a temperatura.

Materiais

Balão volumétrico de 50 mL;
Bastão de vidro;
Béquer de 50 mL, 100 mL e 150 mL;
Bureta;
Cronômetro;
Pipeta Pasteur;
Solução de iodato de potássio;
Solução de bissulfito de sódio;
Solução desconhecida;
Termômetro.

Procedimento

A – Influência da concentração na velocidade da reação

1. Solução 1: 4,28 g de KIO_3 em 1 L de solução (Solução pronta);
2. Solução 2: 0,852 g NaHSO_3 , 4 mL de H_2SO_4 conc a 50 mL de suspensão de amido, em 1 L de solução (Solução pronta);
3. Condicionar a bureta (identificada como 1) com pequenas porções da solução 1 e a bureta (identificada como 2) com a solução 2;
4. Colocar as buretas no suporte vertical e completar seus volumes com as soluções 1 e 2, até a marca zero;
5. Preparar as soluções de **A** até **E** conforme indicado na Tabela 1, do seguinte modo: no balão volumétrico de 50 mL marcado **1**, colocar, diretamente da bureta, a quantidade indicada na Tabela 1. Acrescentar água destilada até a marca de volume do balão volumétrico. Agitar bem. Para o balão volumétrico **2**, repita a operação com a Solução 2. Não esquecer de utilizar a pipeta Pasteur para ajustar o menisco do balão.
6. Para efetuar a reação, transferir a solução 1 para um béquer de 150mL. Colocar um bastão de vidro nessa solução. Transferir a solução 2 para outro béquer de 100mL;
7. Colocar a solução 2 na solução 1 e disparar imediatamente o cronômetro. Agitar a mistura com o bastão de vidro durante 2 ou 3 segundos. Anotar o tempo necessário para o aparecimento da cor azul;
8. Repetir esse procedimento para cada solução (de B até E). Entre cada uso, lavar os béqueres com água destilada;
9. Usando uma solução desconhecida no lugar da Solução 1, proceder à mistura conforme a Tabela 1 usando o mesmo procedimento das anteriores. Anotar o tempo.

Tabela 1 – Modo de preparo das soluções 1 e 2 e tempo de reação

Amostra	Solução 1 (mL)	Solução 2 (mL)	Tempo de reação (s)	Tempo recíproco (s ⁻¹)	Concentração molar após a mistura (V _f = 100 mL)	
					KIO ₃	NaHSO ₃
A	5,00	10,00				
B	10,00	10,00				
C	15,00	10,00				
D	20,00	10,00				
E	25,00	10,00				
Amostra desconhecida		10,00				

- Fazer o gráfico padrão colocando a concentração de KIO₃ no eixo horizontal e o tempo recíproco no eixo vertical. Traçar a melhor reta entre os pontos experimentais;
- Use o gráfico como padrão para determinar a concentração da solução desconhecida.
- Anote o valor da temperatura usado no item C usando um termômetro dentro das soluções antes da mistura sendo esta denominada de temperatura ambiente.

B – Influência da temperatura na velocidade da reação

- Colocar no balão volumétrico marcado **1**, 15,0 mL da solução 1, completar o volume com água destilada até 50 mL;
- Colocar no balão volumétrico marcado **2**, 10,0 mL de solução 2, completar o volume com água destilada até 50 mL;
- Transferir as soluções 1 e 2 dos balões para os béqueres 1 e 2, respectivamente, e coloque os béqueres dentro de um banho de água aquecida e espere as soluções atingirem aproximadamente **35 °C**. Colocar um termômetro em cada béquer. Lembre-se que a temperatura deve ser medida no meio da solução, anotar o valor;
- Colocar a solução do béquer 2 no béquer 1 para efetuar a reação marcando o tempo como na experiência anterior, fora do banho de água aquecida;
- Anotar o tempo e a temperatura no momento da reação;
- Efetuar os cálculos e comparar com o resultado obtido na **amostra C** do experimento anterior feito na temperatura ambiente (anotar o valor da temperatura ambiente);
- Repetir o procedimento anterior, substituindo o aquecimento pelo resfriamento em banho de gelo com água. Não se esqueça de anotar a temperatura da solução, que deverá estar entre **4 e 6°C**; anote o valor medido com precisão.

8. Ao final dos experimentos teremos 3 tempos (t) em 3 diferentes temperaturas (ambiente, temperatura alta, temperatura baixa).
9. Considerando a dependência da cinética com a temperatura no modelo (teoria) de Arrhenius, primeiramente apresente uma tabela dos valores obtidos de t e da respectiva temperatura. Apresente também os valores de $\ln(1/t)$ e de $1/T$ onde T é a temperatura convertida em Kelvin. Faça um gráfico $\ln(1/t)$ contra $1/T$ correlacione o valor da inclinação da reta (se obtida) com a energia de ativação $-E_a/R$ da reação química (uma estimativa devido as aproximações usadas). R é a constante universal dos gases. Comente seus resultados.

Bibliografia

1. Peter Atkins & Loretta Jones. Princípio de Química, Porto Alegre, Bookman, 2006.
2. Harris, Daniel D. Análise Química Quantitativa. Rio de Janeiro: LTC, 2012.
3. Michael J. Sienko, Química. São Paulo, Cia. Editora Nacional, 1968.
4. John B. Russell. Química Geral. São Paulo, Makron Books, 1994.
5. Whitten. Davis. Peck & Stanley. General Chemistry. Seventh Edition. Thomson Learning-Brooks/cole. 2004.
6. George M. Bodner & Harry L. Pardue, Chemistry: An experimental science. New York, John Willey & Sons, 1989.
7. Reinaldo Francisco Teófilo, Per Christian Braathen e Mayura Marques Magalhães Rubinger. Reação relógio iodeto/iodo. Química Nova na Escola, nº 16, novembro 2002.