

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL – SEGUNDO SEMESTRE DE 2016

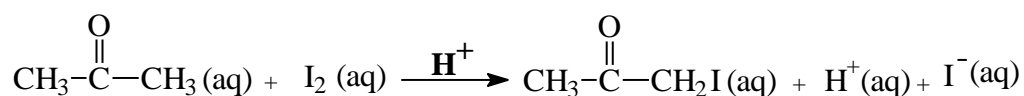
EXPERIMENTO 14: ESTUDO CINÉTICO DA REAÇÃO DA ACETONA COM IODO

1. INTRODUÇÃO

Todas as reações químicas ocorrem a velocidades que dependem principalmente da natureza dos reagentes, de sua concentração, temperatura, e da presença ou não de catalisadores. Muitas reações, tais como explosões de misturas de hidrogênio e oxigênio, ocorrem tão rapidamente que a determinação acurada de suas velocidades se torna difícil. Já outras reações, tal como o enferrujamento de algumas ligas, ocorrem tão lentamente que, novamente, é muito difícil de se medir a velocidade de reação. Por outro lado, existem muitas reações que ocorrem a velocidades intermediárias, fáceis de se medir. Um desses casos será investigado nessa prática.

Levando em consideração a estrutura atômico-molecular da matéria, uma reação química pode ocorrer somente quando os átomos, íons, ou moléculas dos reagentes estão em contato. Assim, a velocidade de uma dada reação depende da frequência com que as partículas reagentes colidem. Nem todas as colisões levam a uma reação química, pois muitas vezes elas não satisfazem os requisitos energéticos para que a reação ocorra. Em alguns casos, as moléculas colidem com energia suficiente, mas em orientações inapropriadas para que a reação se complete. Os principais fatores que afetam a velocidade de uma reação são aqueles que afetam as colisões entre as partículas. Assim, um aumento na concentração de reagentes, aumenta a velocidade da reação porque as colisões se tornam mais frequentes. Um aumento de temperatura aumenta a energia cinética das partículas e conseqüentemente a energia das colisões também será maior. O aumento da superfície exposta também aumenta a velocidade da reação pois um maior número de partículas poderá sofrer colisões.

Nesta prática estudaremos a reação da acetona com iodo em solução aquosa, catalisada por ácido, a fim de determinar seus parâmetros cinéticos:

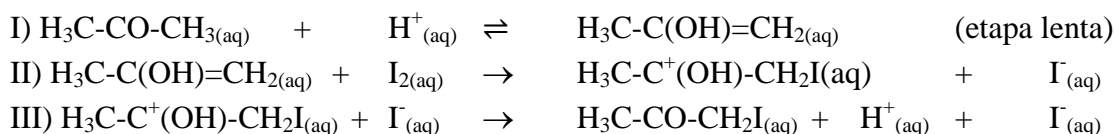


A expressão da velocidade para esta reação é:

$$v = k[\text{acetona}]^a[\text{H}^+]^b[\text{I}_2]^c \qquad \text{Equação 1}$$

onde k é a constante de velocidade (depende da temperatura) e $[\text{acetona}]$, $[\text{H}^+]$ e $[\text{iodo}]$ são as concentrações molares da acetona, do íon hidrogênio e do iodo, respectivamente. Os expoentes a , b e c são as ordens da reação com relação à acetona, ao íon hidrogênio e ao iodo, respectivamente.

O mecanismo desta reação envolve três etapas:



A equação 1 é complexa e apresenta sete incógnitas. Entretanto, sabendo-se que a etapa lenta da reação (etapa I) não depende de $[\text{I}_2]$ (ou seja, $c=0$), a equação 1 pode ser simplificada. Assim podemos usar I_2 como reagente limitante e medir o tempo necessário para o desaparecimento de sua

cor amarela. Como a concentração de I_2 é pequena e a acetona e o íon hidrogênio estão em excesso, a mudança da concentração de acetona e do íon hidrogênio podem ser negligenciadas. Isto nos permite escrever a equação 1 da seguinte forma:

$$v = -d[I_2]/dt = [I_2]_0/t \quad \text{Equação 2}$$

onde $[I_2]_0$ é a concentração inicial de iodo e t o tempo necessário para o desaparecimento da cor amarela.

Os parâmetros cinéticos podem ser determinados fazendo-se vários ensaios à mesma temperatura, variando-se apenas a concentração de um dos reagentes. Por exemplo, para determinar a ordem de reação com relação à acetona, a , é só fazer a reação para duas concentrações diferentes de acetona, permanecendo as demais concentrações constantes. Assim, se no segundo ensaio a concentração de acetona for o dobro da concentração usada no primeiro ensaio, teremos:

$$\begin{array}{ll} 1^\circ \text{ ensaio} & v_1 = k[\text{acetona}]^a [H^+]^b [I_2]^c \\ 2^\circ \text{ ensaio} & v_2 = k(2[\text{acetona}])^a [H^+]^b [I_2]^c \end{array}$$

dividindo uma equação pela outra e aplicando \ln em ambos os lados da relação obtida, obtemos:

$$\ln(v_2/v_1) = a \cdot \ln 2 \quad \text{logo,}$$

$$a = \ln(v_2/v_1) / \ln 2 \quad \text{Equação 3}$$

Pelo mesmo procedimento pode-se determinar b (a ordem da reação com relação a H^+), fazendo-se variar a concentração do íon hidrogênio, enquanto as demais concentrações permanecem constantes. E, lembrando que $c=0$, pode-se, portanto, determinar o valor de k à temperatura ambiente.

A dependência da constante de velocidade com a temperatura pode ser investigada realizando-se vários ensaios nas mesmas condições de concentração, variando-se apenas a temperatura. A expressão matemática que relaciona a constante de velocidade com a temperatura é chamada equação de Arrhenius:

$$k = A e^{-E_a/RT} \quad \text{Equação 4}$$

sendo A o coeficiente de proporcionalidade, T a temperatura em Kelvin, R a constante universal dos gases (8.314 J/Kmol) e E_a a energia de ativação da reação.

2. PRÉ-EXERCÍCIOS DE LABORATÓRIO

- O que você entende por velocidade de reação? Como ela pode ser encontrada experimentalmente?
- O que é ordem de reação? Como a ordem de reação em relação a um determinado reagente pode ser determinada?
- O que representa a energia de ativação de uma reação e qual sua relação com a constante de velocidade e com a temperatura?
- Quais dados serão obtidos neste experimento?
- Como, a partir dos dados, você determinará a velocidade da reação? Explique detalhadamente.
- Como você determinará as ordens de reação em relação à acetona, ao iodo e ao ácido clorídrico? Explique detalhadamente.

g) Será possível determinar a constante de velocidade da reação a partir dos resultados desse experimento? E a Energia de ativação? Por quê?

Não se esqueça de também postar no Stoa, o fluxograma do experimento e a tabela construída a partir das FISPQ dos reagentes. Além disso, organize tabelas para anotar seus dados e para os cálculos que forem necessários (com cópia para entregar no final da aula de laboratório).

3. OBJETIVO

Estudar a cinética da reação da acetona com iodo em solução aquosa, catalisada por ácido.

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Nesta prática serão feitos vários ensaios utilizando diferentes concentrações de acetona, de íons hidrogênio e de iodo, e diferentes temperatura, de acordo com as quantidades indicadas na Tabela 1.

Separe dois tubos de ensaios e marque-os com as letras A e B. Seguindo os volumes para cada ensaio especificados na Tabela 1, adicione ao tubo A, as soluções aquosas de acetona 4,0 mol/L, ácido clorídrico 1,0 mol/L e, se for o caso, água destilada. Ao tubo B, adicione a solução aquosa de iodo 0,005 mol/L. Deixe os tubos de ensaio imersos em um béquer com água à temperatura ambiente a fim de evitar variação na temperatura. Pegue um terceiro tubo, encha-o com água destilada e use-o como referência para detectar o momento que a cor amarela do iodo desaparece. Adicione o conteúdo de um dos tubos no outro, acionando simultaneamente o cronômetro. Homogeneíze a solução usando um bastão de vidro. Observe o tubo por cima e meça o tempo necessário para que desapareça a cor amarela do iodo. Repita este mesmo procedimento para os dez ensaios indicados na tabela.

Tabela 1. Volumes de acetona, ácido clorídrico, água destilada e iodo correspondentes a cada ensaio.

Ensaio	TUBO A			TUBO B	Temperatura	Tempo
	Sol. Acetona (mL)	Sol. HCl (mL)	Água dest. (mL)	Sol. de Iodo (mL)		
1	2,00	2,00	4,00	2,00	ambiente	
2	4,00	2,00	2,00	2,00	ambiente	
3	6,00	2,00	- x -	2,00	ambiente	
4	2,00	4,00	2,00	2,00	ambiente	
5	2,00	6,00	- x -	2,00	ambiente	
6	2,00	2,00	2,00	4,00	ambiente	
7	2,00	2,00	- x -	6,00	ambiente	
8	2,00	2,00	4,00	2,00	10°C abaixo da ambiente	
9	2,00	2,00	4,00	2,00	10°C acima da ambiente	
10	2,00	2,00	4,00	2,00	20°C acima da ambiente	

Anote a temperatura em que os ensaios foram realizados. No **ensaio a ser feito com temperatura abaixo da ambiente**, deve ser usado um banho de gelo mas o gelo restante deverá ser retirado antes de colocar os tubos dentro do béquer, além disso, os conteúdos dos tubos A e B só devem ser misturados quando o equilíbrio térmico estiver estabelecido. **Os ensaios com temperatura maior que a ambiente** serão realizados em banho-maria, sendo fundamental também o estabelecimento do equilíbrio térmico. O banho-maria será feito aquecendo um béquer com água em uma chapa de aquecimento (não se esqueça de acompanhar a temperatura).

Observação: O volume do banho de água deve sempre estar em um nível maior que o dos tubos de ensaio A e B.

5. TRATAMENTO DOS DADOS

- Calcule a concentração de acetona, ácido clorídrico e iodo nos diversos ensaios;
- Determine as velocidades de reação nos diversos ensaios;
- Calcule as ordens de reação a , b e c ;
- Determine, se possível, o valor da constante k à temperatura ambiente;
- Calcule, se possível, o valor de k nas outras temperaturas;
- Determine, se possível, a energia de ativação para a reação da acetona com iodo em solução aquosa, catalisada por ácido.

Fonte: Experimento adaptado a partir da Apostila de Química Geral Experimental I. Recife: UFPE, 2015. p.41-43.