



Universidade Federal de Juiz de Fora



Instituto de Ciências Exatas

Departamento de Química

QUI 134

**Laboratório de
Termodinâmica e Cinética**

Juiz de Fora - MG

Março – 2020

ÍNDICE

Prática 1 – Tratamento estatístico de dados experimentais	02
Prática 2 – Propriedades empíricas dos gases: Leis de Boyle e Charles	05
Prática 3 – Análise refratométrica	07
Prática 4 – Termoquímica: entalpia de neutralização	11
Prática 5 – Pressão de vapor de líquidos	14
Prática 6 – Equilíbrio químico em solução	16
Prática 7 – Mistura eutética	18
Prática 8 – Cinética química I: oxidação da vitamina C	21
Prática 9 – Prática 9. Cinética Química II – Hidrólise da Sacarose	24
Prática 10 – Determinação da ordem de velocidade de Reação	28

Prática 1. Tratamento estatístico de dados experimentais

1. Introdução

O Método dos Mínimos Quadrados é uma técnica de otimização matemática que procura ajustar um conjunto de pontos experimentais a uma curva de forma que a soma dos quadrados das diferenças entre a curva ajustada e os dados seja a menor possível. As curvas mais comuns para o ajuste de dados experimentais estão mostradas no quadro 1.

Quadro 1. Principais funções utilizadas no método dos mínimos quadrados.

Ordem	Função	Nome
1	$Y = a + bx$	Reta
2	$Y = a + bx + cx^2$	Parábola
3	$Y = a + bx + cx^2 + dx^3$	Cúbica
4	$Y = a + bx + cx^2 + dx^3 + ex^4$	Quártica

O método procura para qualquer uma das funções mostradas no quadro 1 os valores dos coeficientes (a, b, c, d, e) de tal modo que a soma dos quadrados das distâncias (tomadas na vertical, ϵ_i) da referida curva $y=f(x)$ a cada um dos pontos dados (y_i) seja a menor possível, como mostrado na Figura 1.

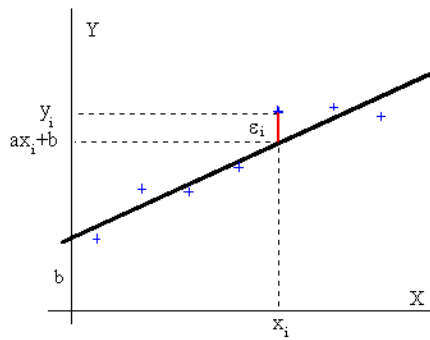


Figura 1. Ajuste linear (reta) de um conjunto de dados experimentais.

Para um ajuste linear os valores dos parâmetros a e b , os respectivos desvios (Δa e Δb) e a qualidade do ajuste (r) são obtidos pelas equações de 1 a 3. Um bom ajuste apresenta o valor de r próximo a 1.

$$a = \frac{n \sum_1^n x_i y_i - \left(\sum_1^n x_i \right) \left(\sum_1^n y_i \right)}{n \sum_1^n x_i^2 - \left(\sum_1^n x_i \right)^2} \quad b = \frac{\sum_1^n y_i - a \sum_1^n x_i}{n} \quad (1)$$

$$\Delta a = \frac{\sqrt{n} \sigma}{\sqrt{n \sum_1^n x_i^2 - \left(\sum_1^n x_i \right)^2}} \quad \Delta b = \Delta a \sqrt{\frac{\sum_1^n x_i^2}{n}} \quad \sigma = \sqrt{\frac{\sum_1^n (y_i - ax_i - b)^2}{n - 2}} \quad (2)$$

$$r = \frac{\sum_1^n (x_i - \langle x \rangle)(y_i - \langle y \rangle)}{\sqrt{\sum_1^n (x_i - \langle x \rangle)^2} \sqrt{\sum_1^n (y_i - \langle y \rangle)^2}} \quad (3)$$

2. Objetivo

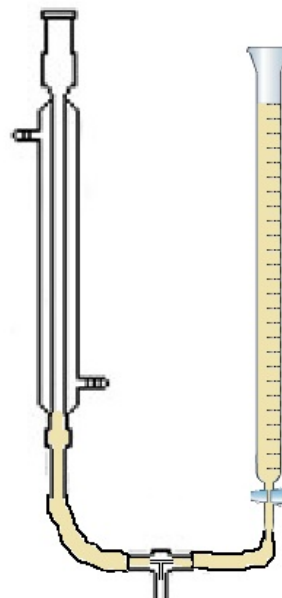
Estudar a dependência funcional entre a altura (h) e o volume (V) de um tubo de vidro (condensador reto), para determinar o diâmetro e a área da base do tubo.

3. Material

Bureta (50 cm³), tubo de vidro (condensador reto), tubo de borracha, papel milimetrado, béqueres e água destilada.

4. Procedimento

- 4.1. Montar a bureta e o tubo de vidro, limpos e secos, conforme especificações.
- 4.2. Ajustar o nível da bureta para que o zero fique na mesma altura da extremidade superior do tubo de vidro. Encher a bureta com água destilada.
- 4.3. Deixar entrar água no tubo de borracha, enchendo-o até o nível da água aparecer na seção reta do tubo de vidro a uma altura que possibilite uma leitura no papel milimetrado. Completar a água da bureta, ajustar o zero na torneira de 3 vias e anotar o nível de água do tubo.
- 4.4. escoar 2 cm³ de água da bureta para o tubo. Ler e anotar a altura (h) da coluna de água no tubo de vidro. Repetir esse processo 9 vezes (um total de 10 medidas incluindo o ponto inicial). Se precisar, completar a bureta.



5. Dados experimentais

Quadro 2:

	V / cm^3	h / cm
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		

6. Resultados para apresentar

- 6.1. Descrição sucinta do Método dos Mínimos Quadrados.
- 6.2. Descrição sucinta do procedimento experimental utilizado.
- 6.3. Quadro 2 completo.
- 6.4. Gráfico de $V \times h$.
- 6.5. Equação da reta ajustada pelo método dos mínimos quadrados. A equação deve ser representada da seguinte forma:

$$V = (a \pm \Delta a)h + (b \pm \Delta b)$$

sendo a e b , parâmetros ajustados e Δa e Δb os desvios calculados para cada parâmetro ajustado. É importante lembrar que o número de pontos utilizados no ajuste (n), o coeficiente de correlação (r) e o desvio padrão (σ) devem ser fornecidos juntamente com a equação da reta.

- 6.6. Comparar os resultados obtidos utilizando-se o método dos mínimos quadrados com aqueles gerados no programa de computador.
- 6.7. Estimativa da área da base do tubo interno do condensador utilizado na experiência, com o correspondente desvio padrão.

Prática 2. Gases ideais: Leis de Boyle e Charles

1. Introdução

Os sistemas gasosos são descritos pelas variáveis do sistema que são: pressão (p), volume (V), temperatura (T) e quantidade de matéria (em geral número de mols n). As equações matemáticas que relacionam essas variáveis são denominadas de equação de estado e são obtidas por observações experimentais. A equação mais simples é a equação dos gases ideais cuja expressão está representada na equação 1, onde R é a constante dos gases ideais.

$$pV = nRT \quad (1)$$

Essa relação foi obtida pela associação de principalmente três leis empíricas que são a Lei de Boyle, a Lei de Charles e a Lei de Avogadro.

2. Objetivo

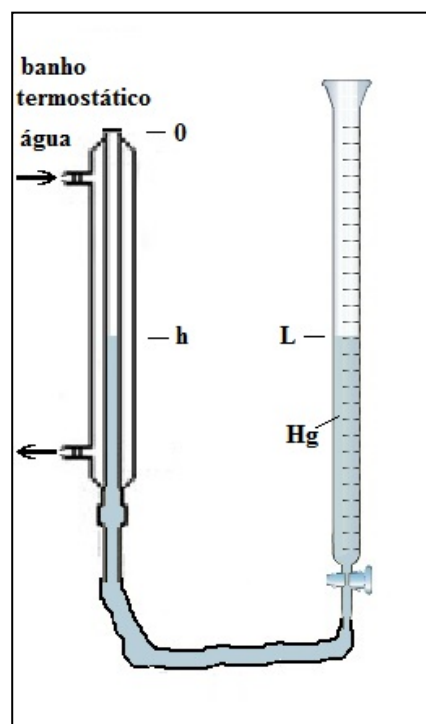
Analisar as relações de Boyle e Charles-Gay-Lussac considerando o ar como gás ideal.

3. Material

Material: Tubo de vidro de seção constante fechado em uma das extremidades, envolto em manga também de vidro com canais de entrada e saída de água, termostato, termômetro, tubo de borracha resistente, tubo de vidro com extremidades alargada em funil, escalas verticais, suporte, mercúrio.

4. Procedimento

- 4.1 Colocar a água em circulação no equipamento à temperatura ambiente.
- 4.2 Medir a temperatura do banho após estabilizada.
- 4.3 Ajustar o nível de mercúrio em ambos os tubos para que $h = L$, variando a altura do tubo graduado; marcar os valores de h e L em relação ao zero (topo do condensador).
- 4.4 Determinar o volume (V) do gás utilizando o valor do diâmetro do tubo do condensador obtido na **prática 1**.
- 4.5 Variar as alturas das colunas de mercúrio alterando a altura do tubo graduado (para baixo e para cima). Anote os novos valores de h e L . Calcule os valores de V e p do gás para cada par de valores h - L .
- 4.6 Repetir os procedimentos (4.3 á 4.6) para uma temperatura cerca de 10°C abaixo da ambiente e uma 10°C acima.



Medir h e L como a distância da superfície do líquido ao ponto de zero (topo do condensador)

5. Dados experimentais

Quadro 1.

T1=	h / mmHg	L / mmHg	p / mmHg	V / cm ³	p.V / Joule
1 (h = L)			692		
2					
3					
4					
5					

T2=	h / mmHg	L / mmHg	p / mmHg	V / cm ³	p.V / Joule
1 (h = L)			692		
2					
3					
4					
5					

T3=	h / mmHg	L / mmHg	p / mmHg	V / cm ³	p.V / Joule
1 (h = L)			692		
2					
3					
4					
5					

6. Resultados para apresentar

6.1. Introdução com o conceito das leis de Boyle, Charles, Gay-Lusac e as Leis dos Gases Ideais.

6.2. Descrição sucinta do procedimento experimental.

6.3. Quadro 1 completo.

6.4. Gráficos de $p \times 1/V$ com as respectivas equações das retas ajustadas.

6.5. Gráfico de $V \times T$ (na pressão atmosférica) com a respectiva equação da reta ajustada.

6.6. Estimativa da temperatura (em °C) no zero absoluto.

6.7. Comparação com dados da literatura

Prática 3. Análise Refratométrica

1. Introdução

Refração é a mudança de ângulo de um raio de luz monocromático que passa de um meio transparente para outro (Figura 1).

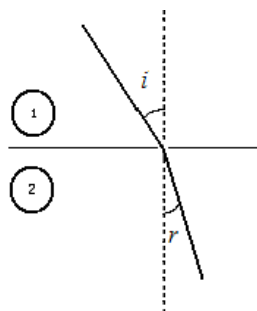


Figura 1. Representação esquemática da refração da luz

A razão, n , dos senos dos ângulos de incidência (i) e de refração (r) é constante, sob um dado conjunto de condições, e igual à razão das velocidades da luz nos dois meios (equação 1), chamada de Lei de Snell.

$$\frac{n_2}{n_1} = \frac{\text{sen}(i)}{\text{sen}(r)} = \frac{v_1}{v_2} \quad n = \frac{\text{sen}(i)}{\text{sen}(r)} = \frac{v_1}{v_2} \quad (n_1 = 1) \quad (1)$$

Onde n corresponde ao índice de refração do meio 2 em relação ao meio 1. O ângulo r aumenta com o ângulo i , e atinge o seu valor máximo, ângulo crítico ou limite, quando o raio de luz incidente for horizontal, $i = 90^\circ$. De modo a tornar n uma constante característica de cada substância, v_1 é referida à velocidade da luz no vácuo e como esta velocidade é máxima, o índice de refração é sempre maior do que 1. Para simplificação de dados, o ar é escolhido como meio de referência, e para se obter o valor real do índice de refração da substância, deve-se multiplicar o índice de refração medido (em relação ao ar) por 1,0003 que é a relação $v_{\text{vácuo}}/v_{\text{ar}}$, para $\lambda = 589 \text{ nm}$ (luz amarela do sódio) a 1 atm e 20°C .

Fatores que influenciam o índice de refração são temperatura, da pressão, da natureza físico-química da substância, do comprimento de onda da luz incidente e da concentração (no caso de soluções). Dessa forma, medidas de índice de refração podem ser utilizadas para identificar substâncias puras e para determinar a composição de misturas binárias.

Para medição do índice de refração, utilizam-se refratômetros. Eles são baseados na determinação do ângulo limite, que é o ângulo de incidência além do qual a luz sofre reflexão total. Antes do ângulo limite, a luz incidente se refrata e se reflete.

O campo do refratômetro nos mostra uma parte clara e uma escura. A parte escura é aquela iluminada pelos raios que sofreram refração e reflexão e, assim, diminuíram de intensidade. A parte clara é aquela iluminada pelos raios luminosos que sofreram reflexão total e, desta forma, não diminuíram de intensidade. A linha de separação claro/escuro corresponde à região do ângulo limite. Sabe-se que o índice de separação pode ser medido

pelo inverso do seno do ângulo limite. Esta é a base da refratometria, idealizada por Abbe, a qual é empregada no refratômetro.

As análises refratométricas são simples pois exigem pequena quantidade de amostra do fluido em exame. Por esse motivo é possível utilizar esse tratamento para determinar densidade e concentração de soluções baseadas no índice de refração. Para isso, a refração molar (RM) de uma substância é calculada pela seguinte relação:

A refração molar (RM) de uma substância é calculada pela seguinte relação:

$$RM = \frac{(n^2 - 1)M}{(n^2 + 2)\rho} \quad (2)$$

onde n , M e ρ correspondem ao índice de refração, à massa molar e à densidade, respectivamente. RM é praticamente independente da temperatura e da pressão, dependendo apenas do comprimento de onda e da natureza da substância. A refração molar de uma substância é aproximadamente a soma das refrações molares dos “grupos de elétrons nela existentes. Por exemplo, para o etanol ($\text{HCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$), $RM = RM(\text{H}) + 2RM(\text{CH}_2) + RM(\text{OH})$. Portanto, a refração molar é uma propriedade aditiva e constitutiva e com dimensões de volume molar, expressa em $\text{cm}^3 \text{mol}^{-1}$.

1.1. Influência da concentração sobre o índice de refração

O refratômetro de Abbe (fig. 2) é muito usado para determinação de índices de refração de soluções e substâncias voláteis. Neste aparelho, o índice de refração, para a luz amarela do sódio (linha D), é lido diretamente usando luz branca e apenas algumas gotas do líquido em estudo. A luz branca é passada, com o ângulo crítico de incidência, do meio cujo índice de refração se deseja medir para um prisma de vidro de índice de refração elevado e conhecido. A luz emergente passa por um conjunto de prismas especiais, prismas de Amici, que separam, da luz branca, a correspondente à linha D do sódio. Esta luz, assim selecionada, é dirigida através de uma luneta até uma ocular onde existe um retículo. A incidência de 90° é obtida quando o campo de observação da ocular se apresenta dividido em duas partes, clara e escura, cuja separação coincide exatamente com a interseção das linhas do retículo. Atingida esta condição, o índice de refração entre 1,300 e 1,700 é lido na escala do aparelho.

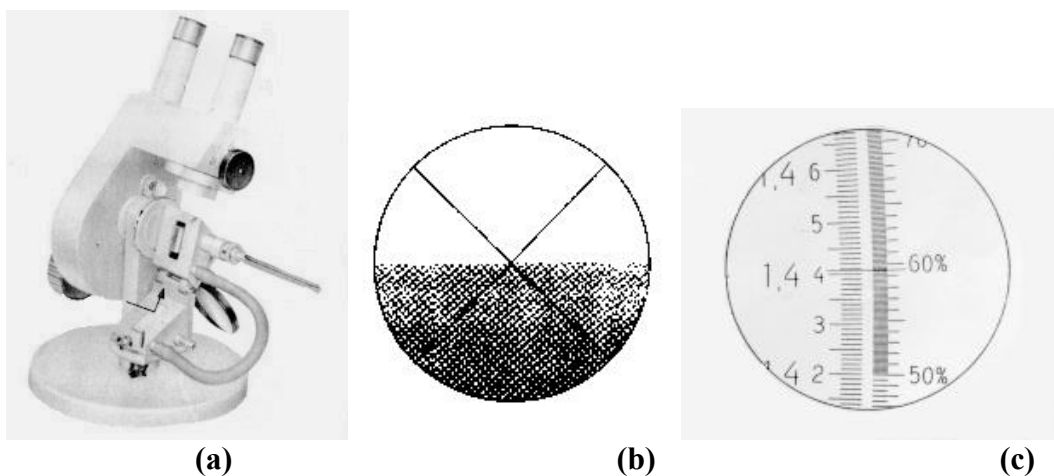


Figura 2: (a) refratômetro de Abbe; (b) campo visual da ocular; (c) campo visual do microscópio de leitura.

Com a finalidade de tornar mais nítida e sem cores a linha de separação entre as partes clara e escura do campo de observação, os prismas de Amici são girados, simultaneamente e em direções opostas, de modo a produzir uma dispersão da luz igual e oposta à produzida pelo líquido em estudo.

2. Objetivos

- 2.1. Determinar o índice de refração de vários líquidos orgânicos de uma série homóloga de álcoois e de um hidrocarboneto, a fim de se calcular a refração molar dos grupos -H, -CH₂-, -OH.
- 2.2. Determinar o índice de refração de uma mistura binária em proporções conhecidas, construir a curva-padrão do índice de refração em função da concentração e utiliza-la na obtenção da concentração de uma mistura problema.

3. Material

Refratômetro de Abbe, pipetas graduadas, tubos de ensaio, metanol, etanol, 1-butanol, n-hexano, mistura de isopropanol-cicloexano de frações molares de 0,0 a 1,0.

4. Procedimentos

A) Procedimento 1:

- 4.1. Colocar o refratômetro de Abbe próximo a uma fonte de luz de modo a iluminar o sistema do prisma.
- 4.2. Abrir e girar o sistema do prisma de modo que a superfície do componente opaco fique na posição horizontal. Colocar cerca de 3 gotas do metanol nesta superfície. Fechar o sistema rapidamente para evitar a evaporação do líquido.
- 4.3. Procurar a posição do sistema de prismas em que a linha de separação claro-escuro fique bem nítida e exatamente no cruzamento das linhas do retículo da ocular.
- 4.4. Ler e anotar o índice de refração.
- 4.5. Abrir o sistema do prisma e limpá-lo com papel macio embebido em éter ou tetracloreto de carbono.
- 4.6. Obter os índices de refração do etanol, 1-butanol e n-hexano.
- 4.7. Medir o índice de refração das misturas de cicloexano e isopropanol e da mistura problema, tomando os cuidados mencionados acima.

5. Resultados a apresentar:

- 5.1. Preencher a Tabela I com os valores dos índices de refração medidos e das frações molares calculadas pela eq. 2.

Tabela I: Análise dos dados experimentais

Substância	M (g/mol)	ρ (g/cm ³)	n	RM (cm ³ /mol)
Metanol	32,04	0,7961		
Etanol	46,07	0,7891		
1-butanol	74,12	0,8098		
1-octanol	130,23	0,824		
n-hexano	86,17	0,6605		

5.2. Utilizando os valores do índice de refração (n) da Tabela I e as propriedades aditivas e constitutivas da refração molar, determinar RM (-H), RM (-CH₂-) e RM (-OH). Escrever as expressões para cada situação e preencher a Tabela II.

Tabela II: Valores de RM para os grupos -CH₂-; -H e -OH

Grupo	RM _{calc} (cm ³ /mol)	RM ^{literatura} (cm ³ /mol)	Desvio (%)
-CH ₂ -		4,62	
-H		1,10	
-OH		2,63	

5.3. Utilizando as densidades do cicloexano e do isopropanol (obtidas da literatura) e os volumes da Tabela III, determinar a fração molar (X_{cic}) do cicloexano em cada frasco. Preencher a Tabela III com os valores X_{cic} e n medidos.

Tabela III: Curva de calibração da mistura cicloexano (C₆H₁₂) e isopropanol (C₃H₈O).

Amostra	$V_{C_6H_{12}}$ / mL	$V_{C_3H_8O}$ / mL	$X_{C_6H_{12}}$	n
1	10	0		
2	9	1		
3	8	2		
4	7	3		
5	6	4		
6	5	5		
7	4	6		
8	3	7		
9	2	8		
10	1	9		
11	0	10		
X				

5.4. Utilizando os valores de n e X_{cic} da Tabela III, construir a curva padrão $n \times X_{cic}$.

5.5. Determinar a composição da mistura problema.

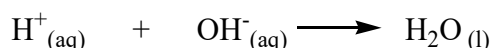
6. Bibliografia

Práticas de Físico-Química, Renato N. Rangel, 1988, Ed. Edgard Blücher
Físico-Química, Atkins e de Paula, 8ª Ed.

Prática 4. Entalpia de Neutralização

1. Introdução

Em um sistema adiabático, quando soluções diluídas de ácidos fortes, como HCl e HNO₃, são neutralizadas com soluções diluídas de bases fortes, como NaOH e KOH, observa-se que o calor liberado por mol de água formado é praticamente constante, independente da natureza do ácido e da base. A essa propriedade denominamos Entalpia de neutralização, igual a 13700 cal/mol a 25°C. A entalpia é o resultado da ionização completa dos ácidos e bases fortes para formação de água e permanência dos contra-íons de sal como espécies em solução. Assim, quando uma solução diluída de um ácido forte é adicionada a uma solução diluída de uma base forte, a única reação química que ocorre é:



Para ácidos ou bases fracas, os calores associados ao processo de neutralização são o calor de reação entre os íons H⁺ e OH⁻ e o calor de dissociação do ácido fraco ou da base fraca. Por exemplo: o calor de neutralização do HCN (ácido fraco) com NaOH é de apenas -2900 cal/mol. Se o ácido estivesse totalmente ionizado, o calor de neutralização seria -13700 cal/mol. A diferença de 10800 cal/mol é o calor associado ao processo de ionização do ácido fraco.



De forma geral, a quantidade de calor envolvida nas espécies em reação pode ser medida através das seguintes equações:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \text{ ou } Q = C \cdot \Delta T$$

Sendo Q a quantidade de calor sensível (J ou cal), m é a massa do corpo (kg ou g); ΔT é a variação de temperatura observada antes e depois da reação; c é o calor específico (J/kg.°C ou cal/g.°C) e C é a capacidade térmica (J/°C ou cal/°C).

2. Objetivo

Determinar o calor de neutralização de um ácido forte (HCl) por uma base forte (NaOH).

3. Material

Garrafa térmica (calorímetro), termômetro, provetas, soluções de HCl e NaOH 0,5 mol/L.

4. Procedimento

4.1. Determinação da capacidade calorífica do calorímetro

- 4.1.1. Colocar na garrafa térmica 100 mL de água destilada à temperatura ambiente.
- 4.1.2. Tampar, agitar e fazer leituras da temperatura até que ela se mantenha constante. Anotar a temperatura.
- 4.1.3. Medir em uma proveta 50 mL de água destilada gelada. Anotar a temperatura depois de estabilizada.
- 4.1.4. Adicionar rapidamente dentro do frasco térmico a água gelada.
- 4.1.5. Tampar e agitar a mistura imediatamente após a adição da água gelada. Fazer leituras da temperatura até que ela tenha atingido um valor constante. Anotar a temperatura.
- 4.1.6. Esvaziar e secar o calorímetro. Repetir o mesmo procedimento em triplicata.

Sendo T_i a temperatura inicial da água em equilíbrio térmico com o calorímetro, T_g a temperatura da água gelada e T_f a temperatura final no equilíbrio térmico da água no calorímetro, depois de acrescentada a água gelada. Sendo, ainda, m_1 a massa de água à temperatura ambiente, m_2 a massa da água gelada, c calor específico da água e C_c a capacidade calorífica do calorímetro. Então, o calor recebido pela água gelada é igual ao calor cedido pela água inicialmente presente no calorímetro e pelo calorímetro (considerando todo o processo adiabático):

$$m_2 \cdot c \cdot (T_f - T_g) = -m_1 \cdot c \cdot (T_f - T_i) - C_c \cdot (T_f - T_i)$$

4.2. Determinação do calor de neutralização

- 4.2.1. Medir 100 mL da solução de NaOH 0,5 mol/L e transferir para o calorímetro. Anotar a temperatura quando a mesma estiver constante.
- 4.2.2. Medir 100 mL da solução de HCl 0,5 mol/L em uma proveta. Anotar a temperatura quando a mesma estiver constante.
- 4.2.3. Transferir rapidamente a solução de HCl para o calorímetro. Agitar moderadamente e anotar a temperatura do sistema quando o mesmo atingir o equilíbrio.

5. Dados experimentais

Quadro 1.

	$T(\text{H}_2\text{O})_c / ^\circ\text{C}$	$T(\text{H}_2\text{O})_h / ^\circ\text{C}$	$T_{\text{final}} / ^\circ\text{C}$	$C / \text{cal } ^\circ\text{C}^{-1}$
1				
2				
3				

Quadro 2.

	$T(\text{HCl})_{\text{aq}} / ^\circ\text{C}$	$T(\text{NaOH})_{\text{aq}} / ^\circ\text{C}$	$T_{\text{final}} / ^\circ\text{C}$	$\Delta H_N / \text{cal mol}^{-1}$
1				
2				
3				

5. Resultados para apresentar

- 5.1. Calcular a capacidade calorífica do calorímetro (C_C). Considere a densidade da água igual a 1 g/cm^3 (independente da temperatura) e seu calor específico igual a $1 \text{ cal K}^{-1} \text{ g}^{-1}$.
- 5.2. Utilizar os valores do item 4.2 para determinar o calor de neutralização.
- 5.3. Comparar o resultado com o valor médio esperado (-13.700 cal/mol).
- 5.4. Transforme a variação de entalpia obtida para J mol^{-1} e a capacidade calorífica do calorímetro para J K^{-1} .

6. Bibliografia

Práticas de Físico-Química, Renato N. Rangel, 1988, Ed. Edgard Blücher
Físico-Química, Atkins e de Paula, 8ª Ed.

Prática 5. Pressão de vapor de líquidos

1. Introdução

Propriedades termodinâmicas de líquidos podem ser determinadas experimentalmente através do estudo de estados de equilíbrio em função da temperatura. Para substâncias puras, os estados de equilíbrio de fase são determinados pela equação de Clapeyron (1).

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta S}{\Delta V} \quad (1)$$

Nesta equação, ΔS representa a variação de entropia na mudança de fase e ΔV a variação de volume correspondente. Integrado a Equação (1), obtém-se a Equação (2), a qual pode ser utilizada para a determinação da variação de entalpia do processo (ΔH°).

$$\ln\left(\frac{p}{p^\circ}\right) = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left[\frac{1}{T} - \frac{1}{T^\circ}\right] \quad (2)$$

Na Equação (2), T é a temperatura de equilíbrio na pressão p e T° é a temperatura de equilíbrio na pressão p° . Para uma substância pura, os processos de equilíbrio comuns são sólido→líquido, líquido→vapor e sólido→vapor.

2. Objetivo

Com o uso de um isotensiscópio (figura 1) obter a entalpia de vaporização do etanol.

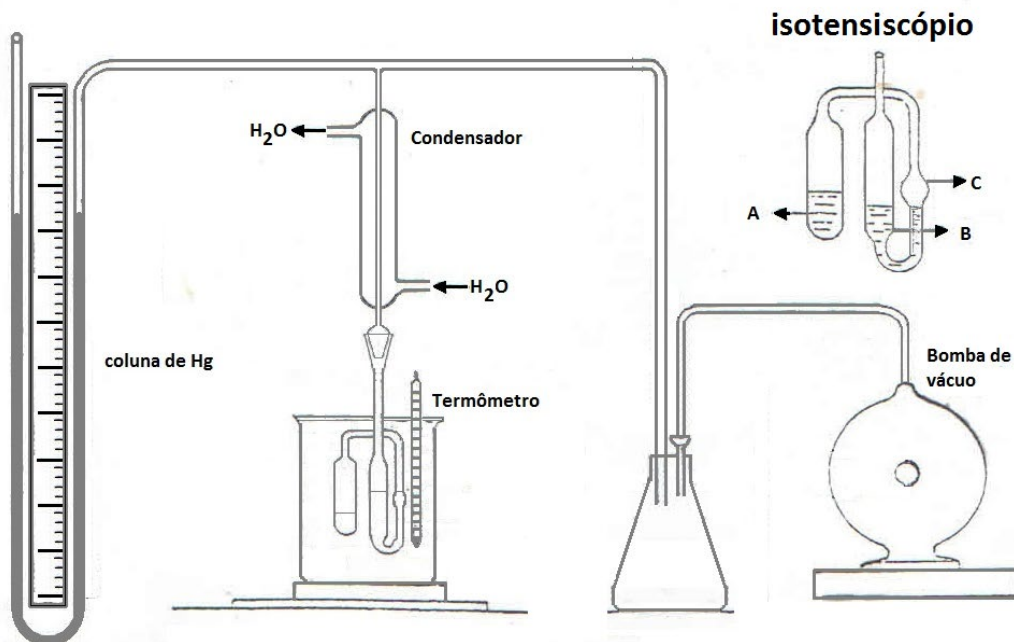


Figura 1. Esquema de montagem da prática de pressão de vapor de líquidos.

2. Procedimento

2.1. Aquecer o banho de água até a ebulição do etanol (aprox. 80°C), na pressão ambiente (692 mm Hg) e medir a temperatura quando os níveis nos reservatórios B e C se igualarem;

2.2. Ligar a bomba de vácuo e diminuir 20 mm Hg na pressão interna do sistema, que voltará a ebulir. Quando os níveis novamente se igualarem em B e C, medir a temperatura;

2.3. Repetir o procedimento 2 abaixando de 20 em 20 mm Hg a pressão interna e completar o Quadro 1.

Quadro 1.

h / mmHg	T / °C	P / mmHg
0		692

3. Resultados para apresentar

3.1. Introdução ao formalismo de Equilíbrio de Fase em substâncias simples, com ênfase no equilíbrio líquido-vapor.

3.2. Descrição sucinta do procedimento experimental.

3.3. Quadro 1 completo.

3.4. Plotar $\ln P$ vs. $1/T$ e utilizando a equação de Clapeyron para o equilíbrio de fases líquido-vapor, obter a entalpia de vaporização do etanol (obs. Usar T em Kelvin e apresentar a equação do ajuste da reta).

3.5. Comparação com os dados disponíveis na literatura.

4. Bibliografia

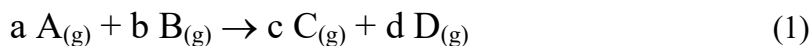
Físico-Química, Atkins e de Paula, V.1, 8ªEd.

Fund. Físico-Química, Castellan.

Prática 6. Equilíbrio Químico em Solução

1. Introdução

As reações químicas atingem o equilíbrio quando a variação da energia de Gibbs da reação é igual a zero $\Delta_r G = 0$. Para a reação genérica mostrada na equação (1), a equação para a energia de Gibbs da reação é descrita pela equação (2).



$$\begin{aligned} \Delta_r G &= \Delta_r G^0 + RT \{c \ln a_C + d \ln a_D - a \ln a_A - b \ln a_B\} \\ \Delta_r G &= \Delta_r G^0 + RT \ln \left(\frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b} \right) = \Delta_r G^0 + RT \ln Q \end{aligned} \quad (2)$$

No equilíbrio, a composição do sistema reacional não tem mais nenhuma tendência a mudar, $\Delta_r G = 0$ e o quociente de reação (**Q**) tem um determinado valor e é conhecido como constante de equilíbrio (**K**). Desta forma, tem-se que:

$$\begin{aligned} 0 &= \Delta_r G^0 + RT \ln K \\ \Delta_r G^0 &= -RT \ln K \\ K &= \left(\frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b} \right)_{\text{equilíbrio}} = \left(\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \right)_{\text{em solução}} \end{aligned} \quad (3)$$

sendo [] a concentração da espécie em mol L⁻¹.

Nesses casos, o processo para determinar a concentração de um dos componentes envolvidos chama-se titulação, em que, através de uma reação de neutralização (igualdade entre o número de mol do titulado e do titulante), podemos determinar a concentração molar da solução desconhecida pela relação de concentração e volume da outra amostra do processo.

2. Objetivo

Determinar a constante de hidrólise de um éster em solução.

3. Material

Frascos de vidro com tampa, bureta, erlenmeyers, pipetas, béqueres, acetato de etila, ácido acético glacial, etanol, soluções de NaOH 0,5mol/L, HCl 3,0 mol/L e fenolftaleína.

4. Procedimento

4.1 Pipetar 3 alíquotas de 2mL da solução de cada frasco do Quadro 1, previamente preparada e transferir cada uma para um erlenmeyer de 50mL.

Quadro 1. Volumes iniciais dos componentes da reação / mL

#	Acetato de etila	Água	Etanol	Ácido acético	Ácido clorídrico 3mol/L
1	0	5	0	0	5
2	5	0	0	0	5
3	4	1	0	0	5
4	4	0	1	0	5
5	4	0	0	1	5
6	3	2	0	0	5
7	3	0	0	2	5
8	3	1	1	0	5
d/g.cm ⁻³	0,9003	0,9982	0,7893	1,0492	1,0640
MM/g.mol ⁻¹	88	18	46	60	36,5 (HCl)

4.2. Adicionar uma gota de fenolftaleína a cada erlenmeyer.

4.3. Preencher a bureta com solução 0,5mol/L de NaOH e titular as amostras. Anotar o volume gasto em cada titulação e preencher o quadro 2.

Quadro 2.

#	V ₁	V ₂	V ₃	V _{médio}	V _{médio} – V _{médio(frasco1)}
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					
8					

5. Resultados para apresentar

5.1. Introdução ao conceito de equilíbrio químico e de titulação.

5.2. Descrição sucinta do procedimento experimental (equações químicas, explicar cada componente envolvido na titulação).

5.3. Quadro 2 completo.

5.4. Construir um Quadro 3 contendo os números de mols inicial e final de cada substância envolvida na reação.

5.5. Cálculos da constante de equilíbrio para o processo (1) obtido a partir da análise de cada frasco.

5.6. Cálculos do valor médio da constante de equilíbrio para o processo (1).

5.7. Discussão dos resultados.

6. Bibliografia

Práticas de Físico-Química, Renato N. Rangel, 1988, Ed. Edgard Blücher
 Físico-Química, Atkins e de Paula, 8ª Ed.

Prática 7. Equilíbrio Sólido-Líquido – Mistura Eutética

1. Introdução

O equilíbrio entre uma mistura sólida e as soluções destes na fase líquida é um processo muito conhecido. Em todo sistema em equilíbrio, tem-se a igualdade entre os potenciais químicos entre as fases. Desta forma, em um equilíbrio sólido-líquido tem-se a igualdade dos potenciais químicos de cada espécie (*i*) do sistema (equação 1.1).

$$\mu_i^*(s) = \mu_i(l) \tag{1.1}$$

Essa equação pode ser representada em função da concentração (fração molar) da fase líquida.

$$\mu_i^*(s) = \mu_i^*(l) + TR \ln x_i \tag{1.2}$$

Sendo μ^* o potencial da espécie pura.

Se o processo ocorrer a pressão constante de 1,0 bar e apresentar um comportamento ideal, a equação 1.2 pode ser escrita em função da variação de entalpia do processo (fusão) (equação 1.3)

$$\ln x_i = -\frac{\Delta H_{fusão}}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T^*} \right) \tag{1.3}$$

A curva que representa a variação da temperatura de fusão da mistura em função da composição da mesma é denominada de diagrama de fase. Para uma mistura sólida simples, o diagrama defase apresenta o aspecto mostrado na Figura 1 e a curva de resfriamento na Figura 2.

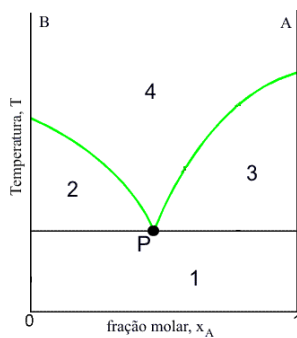


Figura 1. Diagrama de fase sólido-líquido.

Onde as regiões de 1 a 4 mostram as fases em equilíbrio e o ponto P representa a composição da mistura eutética.

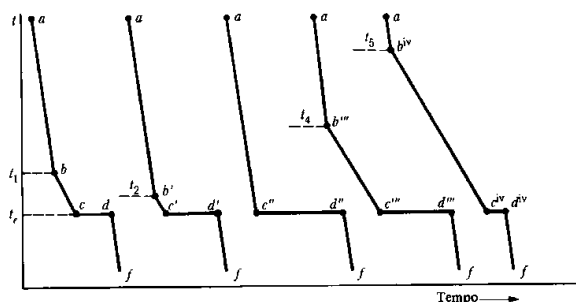


Figura 2. Curvas de resfriamento.

Nestas curvas, o trecho a-b representa o resfriamento do sistema líquido, b-c resfriamento do líquido e b é o ponto de inflexão; c-d é a formação do sólido eutético e o trecho d-f é o resfriamento do sólido.

2. Objetivo

Construir o diagrama de equilíbrio de fases sólido-líquido para o sistema binário naftaleno-difenilamina.

3. Materiais Utilizados

Tubos de ensaio, termômetros, agitadores, suportes, garras, béqueres, ebulidor, cronômetros, naftaleno e difenilamina.

4. Procedimento Experimental

4.1. Preparar os tubos de ensaio conforme o **quadro 1**.

4.2. Tampar os tubos de ensaio com rolhas atravessadas por um termômetro e um agitador.

4.3. Aquecer a amostra de número 1 em um banho de água, a aproximadamente 90°C agitando regularmente a mistura até a fusão completa.

4.4. Retirar o tubo do aquecimento, prendê-lo em um suporte e sob agitação ler e anotar a temperatura da mistura de 30 em 30 segundos. Continuar o procedimento até aproximadamente 1290s ou por 2 a 3 minutos após a solidificação completa da amostra.

4.5. Repetir os procedimentos 4.3 e 4.4 para as demais amostras.

4.6. Construir as curvas de resfriamento das amostras.

4.7. Construir o diagrama de fase da mistura.

4.8. Preencher o Quadro 2.

4.9. Determinar a partir do diagrama a temperatura de fusão e a composição do ponto eutético da mistura.

Quadro 1.

Amostra	Massa de naftaleno / g	Massa de difenilamina / g
1	5	0
2	4,5	0,5
3	3,5	1,5
4	2,5	2,5
5	1,5	3,5
6	1,0	4,0
7	0,5	4,5
8	0	5

Quadro 2.

Amostra	T_{fusão} / °C	T_{patamar} / °C	X_{naftaleno}
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			

5. Referências Bibliográficas

P. W. Atkins, Físico-Química, 8ª Edição, LTC Editora, 2006, Rio de Janeiro. Vol. 1

C. O. B. de Miranda-Pinto e E. de Souza, Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química, 1ª Edição, Editora UFMG, 2006, Belo Horizonte.

G. Castellan, Fundamentos de Físico-Química, 1ª Edição, LTC Editora, 1994, Rio de Janeiro.

Prática 8. Cinética Química I – Oxidação da Vitamina C

1. Introdução

Cinética química é a área que estuda variação da quantidade de reagentes e produtos dos processos químicos em função do tempo de reações, bem como os fatores que a influenciam. O ácido ascórbico (vitamina C) é uma biomolécula presente na hidroxilação de várias reações bioquímicas celulares. Para consumo, a dose diária indicada de vitamina C (ácido ascórbico) é 60 mg. Algumas pessoas têm a recomendação de ingerir mega doses de vitamina C (250 – 10.000 mg/dia) para prevenção do câncer, resfriado comum, etc.

Nesta experiência estudaremos, aplicando os conceitos de cinética química, a oxidação da vitamina C por peróxido de hidrogênio (figura 1), mediada pelo par transportador de elétrons iodo/iodeto como indicado nas reações abaixo. Como indicador do término da oxidação, utiliza-se o amido. Quando a vitamina C não estiver presente para ser oxidada, o I₂ reagirá com o indicador de amido para dar uma cor azul, característica do complexo de amido-iodo. Isto permitirá determinar a massa de vitamina C consumida.

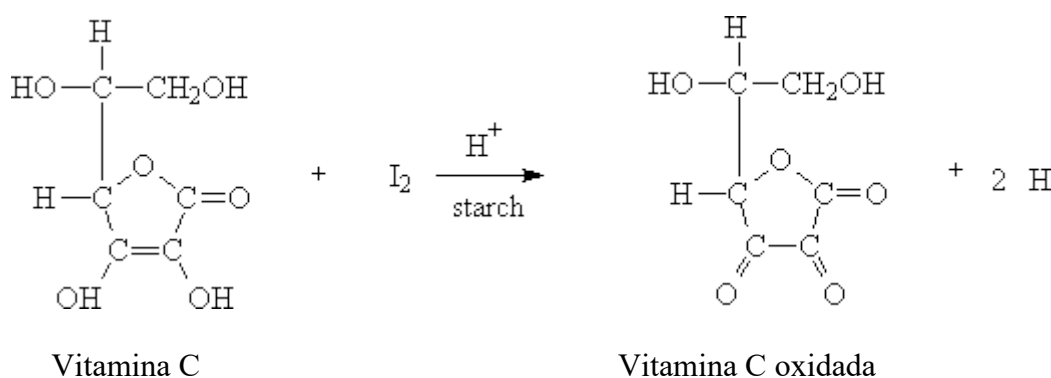
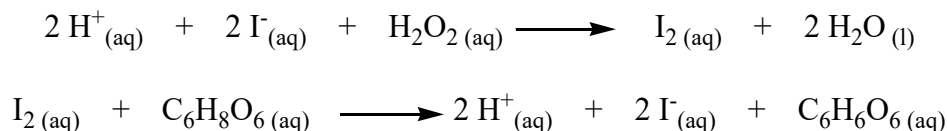


Figura 1. Reação de oxidação da vitamina C (ácido ascórbico).

Com o excesso de I₂ adicionado, ocorrerá a reação deste com o amido, dificultando a determinação do final da oxidação da vitamina C. Para controle dessa reação paralela, adiciona-se uma pequena quantidade de I₂ que ao oxidar a vitamina C, é reduzido a I⁻. O íon iodeto formado é então oxidado pelo peróxido de hidrogênio (H₂O₂), formando o I₂ de acordo com a reação abaixo:



Vale a pena destacar o significado do termo "taxa da reação". O profissional químico mede taxas de reação em termos da taxa de aparecimento de um produto ou da taxa de desaparecimento de um reagente. Neste laboratório será medido o tempo de reação para calcular a taxa de reação. As taxas são inversamente proporcionais ao tempo para reações de ordem 1 ou maior, de acordo com a proporção estequiométrica dos reagente e produtos. Na medida em que o tempo da reação fica maior, a taxa diminui

2. Objetivo

Medir o tempo de reação da vitamina C e determinar o efeito da concentração e da temperatura na velocidade da reação.

3. Materiais

Água destilada, provetas, tabletes de vitamina C efervescente, termômetro, iodo (2% m/v), cubos de gelo, peróxido de hidrogênio (3% m/v), solução aquosa de amido, banho de água morna com ebulidor e banho de gelo.

4. Procedimento

A) Tempo de Reação

4.1. Fazer uma solução esmagando 1000 mg de tabletes de vitamina C e dissolvê-lo em 60 mL de água destilada. Rotular como "Solução de vitamina C".

4.2. Preparar as soluções de acordo com o quadro 1 abaixo.

Quadro 1. Soluções da vitamina C e demais reagentes, em concentrações diferentes.

Solução	Vit. C / mL	I ₂ / mL	Água / mL	H ₂ O ₂ / mL	Amido / mL
A1	5	5	30		
A2	5	5	60		
A3	5	5	90		
B1			30	15	2
B2			60	15	2
B3			90	15	2

4.3. Verter 10 mL da solução A em 10 mL da solução B e misturar completamente. Começar a cronometrar assim que se misturarem e continuar até obter uma mudança de cor. Registrar o tempo que leva à mudança de cor. Anotar o tempo, calcular as concentrações de Vitamina C e as velocidades das reações no Quadro 2.

4.4. Repetir o procedimento para as soluções estoques, misturando todo o volume de solução A com a solução B. Registrar o tempo e realizar os cálculos de concentração e velocidade.

Quadro 2.

Solução	Conc. Vit. C / g L ⁻¹	Conc. Vit. C / mol L ⁻¹	Tempo / s	Velocidade / g L ⁻¹ s ⁻¹	Velocidade / mol L ⁻¹ s ⁻¹
Estoque					
A1 + B1					
A2 + B2					
A3 + B3					

B) O efeito de Temperatura na Reação

4.5. Com o restante das soluções A2 e B2, repetir o procedimento da etapa A com 10 mL de cada solução mas esfriando as soluções em um banho de gelo, até 15°C, antes de misturá-las. Verter A2 em B2 e cronometrar como antes.

4.6. Repetir novamente o procedimento usando agora um banho d'água morna para aquecer as soluções até 30°C e até 40°C. Misturar como antes e registrar o tempo.

4.7. Anotar os dados e calcular as velocidades para o Quadro 3

Quadro 3.

Temperatura / °C	Tempo / s	Velocidade / g L ⁻¹ s ⁻¹	Velocidade / mol L ⁻¹ s ⁻¹
15			
30			
40			

5. Resultados para apresentar

- 5.1. Introdução ao conceito de cinética química e os fatores que influenciam.
- 5.2. Descrição sucinta do procedimento experimental com as equações químicas.
- 5.3. Quadro 2 e 3 completo.
- 5.4. Cálculos das concentrações e das velocidades dos procedimentos A e B.
- 5.5. Discussão dos resultados obtidos.

6. Referências

Wright, Stephen W. The Vitamin C Clock Reaction. J. Chem. Educ., January 2002, 79 (1), 41-43.

Wright, Stephen W. Tick Tock, a Vitamin C Clock. J. Chem. Educ. 2002, 79, 40A-40B.

Shakhashiri, B. Z. Chemical Demonstrations, Vol. 4 University of Wisconsin Press: Madison, WI, 1992

Prática 9. Cinética Química II – Hidrólise da Sacarose

1. Introdução

Semelhante à prática 8 – Oxidação da Vitamina C, este trabalho visa utilizar os conceitos de cinética química para determinar o coeficiente de velocidade da hidrólise da sacarose em meio ácido (Figura 1), formando frutose e glicose. Esta reação, que é muito lenta, necessita de íons H^+ para catalisar o processo:

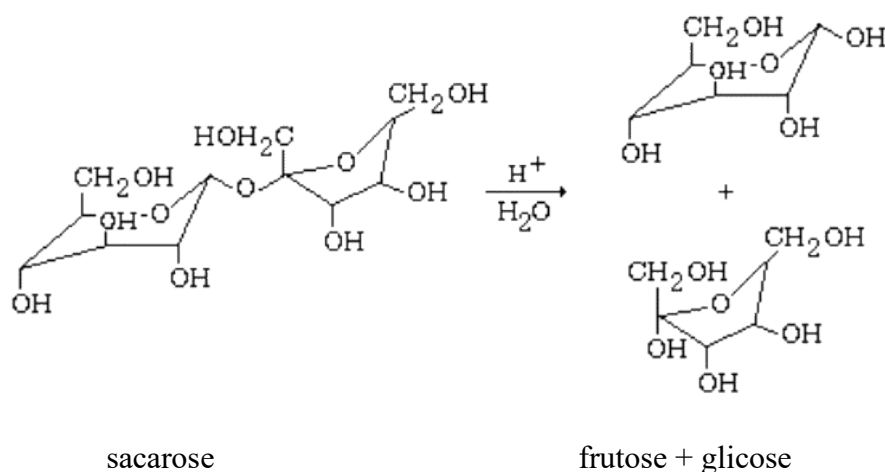


Figura 1. Reação de hidrólise da sacarose.

Embora frequentemente haja coincidência entre a ordem e a molecularidade das reações, a água neste caso é predominante (aproximadamente 85 mols de água para um de sacarose) por ser o solvente da solução. As reações de primeira ordem frequentemente ocorrem em solução, sendo que o solvente é em geral um dos reagentes. Além disso, a reação, embora bi-molecular será traduzida pela expressão de primeira ordem, transformação esta denominada pseudo-molecular (ou pseudo-primeira ordem).

Como a velocidade da reação é proporcional à concentração do catalisador, pode-se até utilizá-lo para determinar a quantidade de $H_3O^+_{(aq)}$ presente numa solução. Sua equação geral, na forma diferencial, é:

$$\frac{dx}{dt} = k(a - x) \quad (3)$$

sendo “ a ” uma concentração inicial; “ x ” a quantidade transformada após decorrer um tempo “ t ” e “ k ” o coeficiente de velocidade, também denominado constante de velocidade.

Integrando-se (1), tem-se:

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{a}{a - x} \quad (4)$$

À medida que o tempo passa, a quantidade de sacarose destinada à hidrólise diminui alterando a velocidade, logo, a reação não pode ser de ordem zero, pois neste caso a velocidade não dependeria da concentração de reagentes.

Dado que todos os açúcares são opticamente ativos, o progresso da reação pode ser seguido medindo a variação total do ângulo de rotação óptica da mistura da reação no tempo. Neste estudo, a grandeza que será medida, para acompanhar o comportamento cinético da reação, será a rotação do plano de luz polarizada, por meio de um polarímetro. Sabe-se que

A sacarose é dextrógira	$(\alpha)_D^{20^\circ\text{C}} = +66,53^\circ$
A glucose também	$(\alpha)_D^{20^\circ\text{C}} = +52,7^\circ$
A frutose é levógira	$(\alpha)_D^{20^\circ\text{C}} = -92,4^\circ$

Pela reação química apresentada conclui-se que o processo vai iniciar **dextrógiro** e terminar **levógiro**. Na equação (2), “ a ” representa a concentração inicial e “ $a - x$ ” a concentração num tempo qualquer “ t ”, como a rotação do plano de luz polarizada depende diretamente das concentrações dos açúcares, pode-se considerar a equação:

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{\alpha_0 - \alpha_\infty}{\alpha_t - \alpha_\infty} \quad (5)$$

Onde α_0 é o ângulo observado no instante inicial, α_t é o ângulo lido no tempo t e α_∞ é o ângulo anotado após um período mínimo de 48 horas. Um fato importante a ser destacado é que a temperatura deve permanecer constante, para a medida dos ângulos. Sabe-se que, no caso particular dessa solução de sacarose, uma elevação de 10°C causa um aumento no coeficiente de velocidade de aproximadamente 3,5 vezes.

Como é impossível medir α_0 , pelas condições experimentais, faz-se uma estimativa a partir dos valores de “ a ” obtidos pela medida com a solução de sacarose preparada sem a adição do ácido e pela representação gráfica da equação:

$$kt = \ln(\alpha_0 - \alpha_\infty) - \ln(\alpha_t - \alpha_\infty) \quad (6)$$

Com $-\ln(\alpha_t - \alpha_\infty)$ nas ordenadas e “ t ” nas abscissas (reescreva a equação acima) obtém-se uma reta que define $\ln(\alpha_0 - \alpha_\infty)$, por intersecção (coeficiente linear). Como α_∞ pode ser medido, por cálculo obtém-se α_0 . Uma outra maneira usada para determinar o coeficiente de velocidade é através da medida da rotação do plano de luz polarizada, em três instantes intermediários de tal forma que os intervalos de tempo sejam constantes.

Considerando-se os tempos t_1 , t_2 e t_3 , de maneira que $t_2 - t_1 = t_3 - t_2 = \Delta t$

Aplicando-se a equação (1), integrada, tem-se que:

$$k = \frac{1}{t_2 - t_1} \ln \frac{c_1}{c_2} \quad \text{e} \quad k = \frac{1}{t_3 - t_2} \ln \frac{c_2}{c_3} \quad (7)$$

onde C_1 , C_2 e C_3 são as concentrações respectivas em t_1 , t_2 e t_3 . Logo:

$$k\Delta t = \ln \frac{c_1}{c_2} = \ln \frac{c_2}{c_3} \quad (8)$$

ou ainda:

$$k\Delta t = \ln \frac{c_1 - c_2}{c_2 - c_3} \quad (9)$$

assim:

$$k = \frac{1}{\Delta t} \ln \frac{\alpha_1 - \alpha_2}{\alpha_2 - \alpha_3} \quad (10)$$

já que se trata no caso de catálise ácido-base, convém destacar o efeito do pH sobre o coeficiente de velocidade. Sabe-se que a constante em estudo depende da concentração de íons hidrogênio, como segue;

$$k = k_{H^+} \cdot (H^+) \quad (11)$$

k_{H^+} denomina-se coeficiente catalítico.

2. Objetivo

Fazer o estudo cinético da hidrólise da sacarose através de medidas polarimétricas.

3. Materiais

Polarímetro, balão volumétrico de 25 mL, tubos padrões polarimétricos, pipetas volumétricas de 20 mL, soluções aquosas de sacarose 20% e HCl 2,0 mol/L, béqueres.

4. Procedimento

- 4.1. Preparar 25 mL de uma solução de sacarose 20%.
- 4.2. Encher o tubo padrão com água destilada e determinar o zero do aparelho a 25°C. O tubo padrão de observação do polarímetro deve ter a sua temperatura mantida constante por meio de uma camisa d'água, de tal maneira que a temperatura não varie mais do que 0,1°C. Neste tubo deve estar adaptado um termômetro, para o devido controle da temperatura.
- 4.3. Encher o tubo padrão com a solução de sacarose 20% e determinar o ângulo de rotação.
- 4.4. Misturar 20 mL de solução de HCl 2,0 mol/L à 20 mL da solução de sacarose e neste instante registre o tempo zero.
- 4.5. Prosseguindo, deve-se lavar rapidamente o tubo padrão com um pouco dessa solução e depois enchê-lo com a mesma, de maneira que não fiquem bolhas de ar.
- 4.6. Colocá-lo no polarímetro e proceder às medidas de rotação do plano de luz polarizada.
- 4.7. Como logo no início a rotação é bem maior, deve-se proceder às leituras o mais rapidamente possível. As leituras devem ocupar um período de aproximadamente 80 minutos em intervalos iniciais de 5 minutos e logo em intervalos maiores.
- 4.8. A leitura final deverá ser procedida após 48 horas, ou aqueça a mistura até ferver durante 2 minutos, esfrie-la até 25°C e leia o ângulo de rotação.
- 4.9. Com os valores lidos e os respectivos tempos, completar o quadro 1.

Quadro 1.

Leitura	Tempo em minutos	Rotação em graus (α)	$\ln(\alpha_t - \alpha_\infty)$

Considerando-se a equação: $\ln(\alpha_t - \alpha_\infty) = \ln(\alpha_0 - \alpha_\infty) - kt$

com a segunda e última colunas do quadro 1 construir um diagrama e obter o valor de k, cuja unidade é minuto^{-1} .

5. Tratamento de dados

- 5.1. Introdução ao conceito de cinética química e polarização de açúcares.
- 5.2. Descrição sucinta do procedimento experimental com as equações químicas.
- 5.3. Quadro 1 preenchido, gráfico de $\ln(\alpha_t - \alpha_\infty)$ x t com a respectiva equação da reta.
- 5.4. Cálculos k e α_0 .
- 5.5. Discussão dos resultados obtidos

6. Bibliografia

- RANGEL, R. N.; "Práticas de Físico-Química"., Ed. Edgard Blücher LTDA, São Paulo, 1997.
Daniels, F., et. al., Experimental Physical Chemistry, 7th ed., McGraw-Hill Book Co., 1972.
Belitz, H.-D. & Grosch, W. Food Chemistry. Chapter 19: Sugars, Sugar Alcohols and Sugar Products. Berlin: Springer, 1999.
Wade, L.G. jr. Organic Chemistry. Chapter 6: Stereochemistry. Englewood Cliffs, N.J.: Prentice-Hall, 1991.
CRC Handbook of Chemistry and Physics, R. C. Weast, ed., Chemical Rubber Publishing Co., Cleveland.
Levenspiel, O., Engenharia das Reações Químicas, Ed. Edgard Blucher Ltda. (1974).

Prática 10. Determinação da ordem de velocidade de Reação

1. Introdução

A ordem de uma reação química está ligada às espécies que fazem parte da formação do estado de transição ligado à sua etapa lenta. Pode-se acompanhar a cinética de uma reação pela medição de concentração de reagentes ou produtos ao longo do tempo e verificar a ordem de reação pela forma da evolução temporal dessas concentrações.

No caso desta experiência em particular, a cinética de reação da degradação do H_2O_2 em água será acompanhada pela medição do reagente na reação: $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{g})}$. A concentração de H_2O_2 será monitorada por titulações com KMnO_4 ao longo do tempo, que será marcado por um cronômetro.

2. Objetivo

Determinar a constante de velocidade e o tempo de meia-vida da decomposição do peróxido de hidrogênio, reação de primeira ordem.

3. Material

7 erlenmeyer de 125 mL e 1 de 250mL; béqueres; pipeta graduada de 10 mL; pipeta volumétrica de 5,0 mL; proveta de 100 mL; cronômetro; soluções: KMnO_4 0,008 mol/L; H_2SO_4 diluído 1:5; FeCl_3 3% (catalizador); H_2O_2 0,16 mol/L.

4. Procedimento

- 4.1. Colocar 5 mL de H_2SO_4 em 7 erlenmeyers de 125 mL, numerados.
- 4.2. Colocar 100 mL de solução de peróxido de hidrogênio (0,16 mol/L) em um erlenmeyer de 250 mL e ajustar bureta com a solução de KMnO_4 .
- 4.3. Transferir 10 mL de solução de FeCl_3 para erlenmeyer do item 4.2 usando pipeta graduada. Acione um cronômetro assim que o nível da solução de FeCl_3 tiver passado pela marca de 5 mL. **Manter o cronômetro funcionando até o final da experiência.** Homogeneizar a mistura reacional (H_2O_2 com FeCl_3). Aguardar ~10 min.
- 4.4. Pipetar e transferir rapidamente, utilizando a pipeta volumétrica, 5,0 mL da mistura reacional no primeiro erlenmeyer. Faça a titulação do H_2O_2 presente no menor tempo possível e anote os tempos marcados no cronômetro na adição da primeira e da última gota de titulante (t_i e t_f respectivamente). Anote também o volume de titulante gasto.
- 4.5. Repetir o procedimento 4.4. a cada 5 min. Para os outros erlenmeyers (2, 3, 4, 5, 6 e 7).

5. Resultados a apresentar

- 5.1. Preparar uma tabela contendo número da titulação (ou número do erlenmeyer); tempo inicial (t_i) e tempo final (t_f) da titulação e o tempo médio, $t = (t_i + t_f) / 2$, volume de titulante $V(\text{KMnO}_4)$.
- 5.2. Fazer gráficos $\ln V(\text{KMnO}_4) \times t$.
- 5.3. Determinar a constante de velocidade (k).
- 5.4. O tempo de meia-vida do peróxido de hidrogênio.