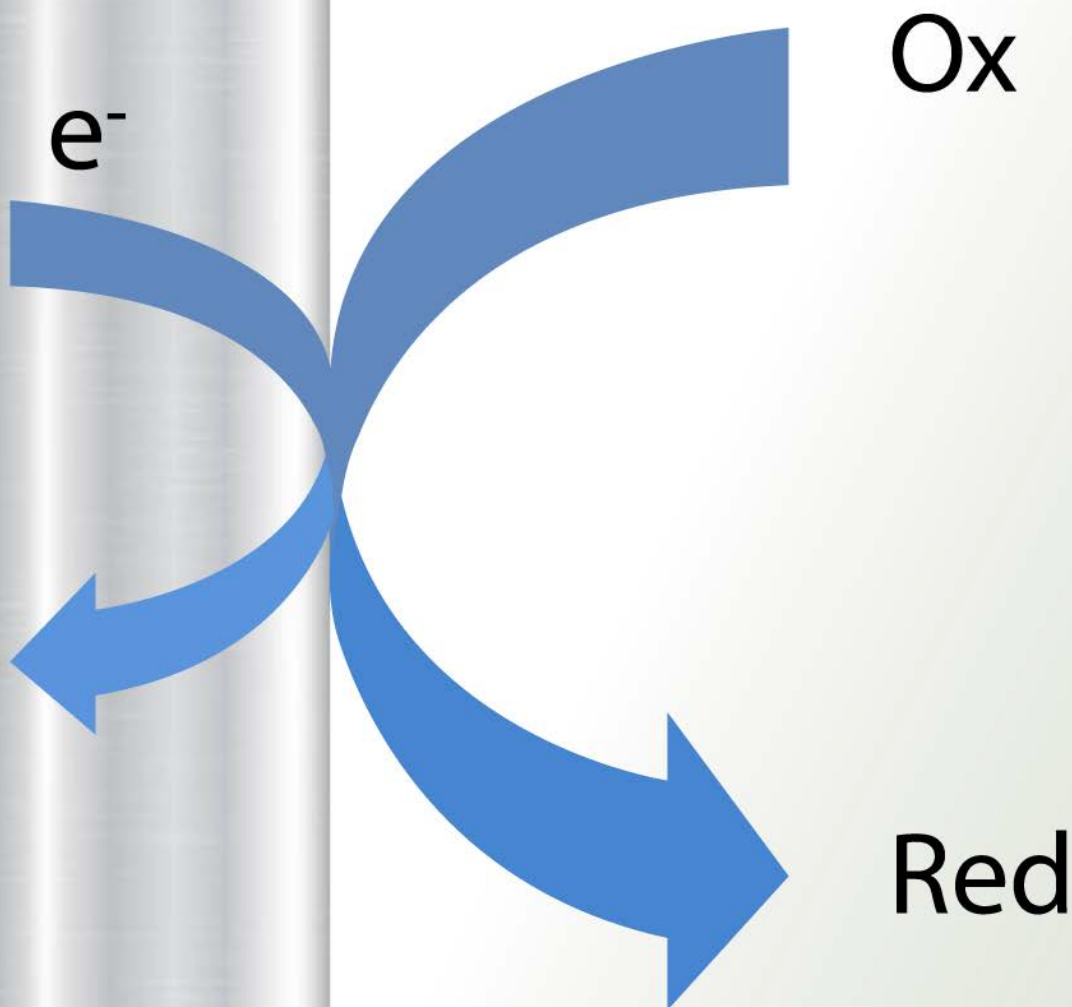


Eletroquímica e Cinética Química: Práticas de Laboratório



Katia Cristina Silva de Freitas

Katia Cristina Silva de Freitas

**Eletroquímica e
Cinética Química:
Práticas de Laboratório**

1ª Edição

**Recife
2023**



UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL DE PERNAMBUCO

Prof. Marcelo Brito Carneiro Leão

Reitor da UFRPE

Prof. Gabriel Rivas de Melo

Vice-Reitor

Edson Cordeiro do Nascimento

Diretor do Sistema de Bibliotecas da UFRPE



EDITORA UNIVERSITÁRIA - EDUFRPE

Antão Marcelo Freitas Athayde Cavalcanti

Diretor da Editora da UFRPE

José Abmael de Araújo

Coordenador Administrativo da Editora da UFRPE

Josuel Pereira de Souza

Chefe de Produção Gráfica da Editora da UFRPE

Projeto gráfico e arte de capa

Janilson Lemos de Araújo Silva

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)

Sistema Integrado de Bibliotecas da UFRPE

Biblioteca Central, Recife-PE, Brasil

F866e Freitas, Katia Cristina Silva de
Eletroquímica e cinética química: práticas de laboratório /
Katia Cristina Silva de Freitas. – 1. ed. - Recife: EDUFRPE,
2023.

63 p.: il.

Inclui bibliografia.

ISBN (livro físico) nº 978-65-86547-98-6

ISBN (livro digital) nº 978-65-86547-97-9

1. Química – Estudo e ensino 2. Cinética
química 3. Físico-química 4. Química – Experiências 5.
Eletroquímica 6. Laboratórios de química I. Título

CDD-540

Apresentação

Este livro é uma coletânea de experimentos de química que foram escolhidos e adaptados por mim ao longo dos últimos 27 anos de magistério no curso de licenciatura em química da UFRPE. Eles abordam os assuntos de eletroquímica e de cinética química que são estudados em disciplina de físico-química em todos os cursos de química.

Esses experimentos são utilizados em aulas práticas de laboratório de química e são muito úteis tanto para introduzir um assunto teórico como também para complementá-lo. Eles utilizam reagentes de baixo custo e equipamentos facilmente encontrados nos laboratórios de química das universidades brasileiras.

A eletroquímica e a cinética química estão presentes em nosso dia a dia e em vários processos industriais. Os conteúdos abordados nos experimentos são fundamentais para um curso de formação de professor de química e também para qualquer outro curso de química. Eles estão presentes também nas funções dos profissionais da Física, Bioquímica e Farmácia.

SUMÁRIO

1. ELETROQUÍMICA.....	5
1.1 Comparação da reatividade entre metais.....	7
1.2 Reações de oxirredução em objetos de prata e de cobre	11
1.3 Confeção de pilhas eletroquímicas.....	14
1.4 Confeção de pilhas eletroquímicas utilizando frutas cítricas	18
1.5 Construção de uma bateria com latas de alumínio – bateria de alumínio/O ₂	20
1.6 Determinação experimental da equação de Nernst.....	24
1.7 Construção de pilha de concentração	28
1.8 Determinação de constante de equilíbrio.....	31
1.9 Medidas de pH	34
1.10 Eletrólise em soluções aquosas	37
1.11 Decomposição de pilhas em soluções salinas gelatinosas	41
1.12 Medidas de condutividade elétrica	45
1.13 Verificação da lei de diluição de Ostwald	49
2. CINÉTICA QUÍMICA.....	53
2.1 Estudo da cinética química da reação do ácido oxálico com o permanganato de potássio.....	53
2.2 Determinação da lei de velocidade da reação do cristal violeta com o hidróxido de sódio.....	59

1. ELETROQUÍMICA

A eletroquímica é a parte da físico-química que estuda as reações de transferência de elétrons. Essas reações químicas são chamadas de oxirredução ou redox, pois resultam da combinação de semirreações de oxidação (perda de elétrons) e de redução (ganho de elétrons). Entretanto, os elétrons são partículas reais e não podem ser perdidos. Portanto, sempre que uma espécie se oxida, uma outra tem que se reduzir em uma reação de transferência de elétrons.

A reação de oxidação, no sentido original do termo, significa reação com o oxigênio. A oxidação corresponde ao aumento do número de oxidação e a redução corresponde à diminuição do número de oxidação.

O número de oxidação de um elemento em um íon monoatômico é igual a sua carga. O número de oxidação de um elemento na sua forma elementar é zero. Por isso, o metal zinco tem número de oxidação zero e o número de oxidação do cobre é +2 nos íons Cu^{2+} . Quando o metal zinco reage com os íons Cu^{2+} , os números de oxidação mudam de acordo com a ação a seguir.



Nessa reação, o zinco se oxida (aumento do número de oxidação) e os íons Cu^{2+} se reduzem (diminuição do número de oxidação).

A espécie que provoca a oxidação em uma reação redox é chamada de agente oxidante ou simplesmente oxidante. O oxidante aceita os elétrons liberados pelas espécies que se oxidam, ou seja, ele é reduzido no processo. Na reação anterior, o íon Cu^{2+} é o agente oxidante.

O agente redutor (ou redutor) em uma reação redox é a espécie que provoca a redução e é oxidada no processo. Na reação anterior, o metal zinco é o agente redutor.

A reação redox do exemplo anterior é espontânea e ocorre na pilha eletroquímica conhecida como a pilha de Daniell. Ela rece-

beu essa denominação em homenagem ao químico e meteorologista nascido em Londres, John Frederic Daniell, que a construiu em 1836. As reações de oxirredução espontâneas são usadas para produzir eletricidade. Essas reações estão presentes nas pilhas e baterias. A eletricidade gerada por esses dispositivos é usada para forçar as reações de oxirredução não espontâneas a acontecerem em um processo denominado de eletrólise.

A pilha eletroquímica é também denominada de célula eletroquímica ou célula galvânica. Ela consiste de dois eletrodos, ou condutores metálicos, que fazem contato elétrico com o conteúdo da célula, e um eletrólito que é uma substância que conduz eletricidade através da migração de íons.

As soluções aquosas de sólidos iônicos são eletrólitos porque os íons estão livres para se mover por estarem dissociados. Essas soluções são denominadas de soluções eletrolíticas. Os ácidos formam íons apenas quando se dissolvem em água e, por isso, produzem uma solução eletrolítica. Por exemplo, o cloreto de hidrogênio é um gás formado por moléculas de HCl, mas, ao se dissolver em água, reage com ela, formando o ácido clorídrico. Essa solução é formada por íons hidrogênio (H^+) e íons cloro (Cl^-). Esse processo é chamado de ionização.

Na pilha de Daniell os eletrodos são de cobre e de zinco interligados e respectivamente imersos em solução de íons Cu^{+2} e Zn^{+2} . Essa pilha representou um grande avanço sobre a pilha de Alessandro Volta. As duas possuem os mesmos eletrodos: cobre e zinco, as diferenças são que na pilha de Daniell os eletrodos estão em compartimentos separados, e a utilização da ponte salina, que é responsável pelo fechamento do circuito elétrico. Nessa pilha ocorre a semirreação de oxidação no eletrodo de zinco (ânodo), havendo um fluxo de elétrons através do fio metálico até o eletrodo de cobre (cátodo), local onde ocorre a semirreação de redução. Para manter a neutralidade elétrica, íons migram através da ponte salina, que é uma solução eletrolítica que não participa diretamente das reações nos eletrodos.

As reações de oxirredução estão presentes em vários processos como na combustão, corrosão, fotossíntese, metabolismo dos alimentos, extração de metais de minérios, pilhas e baterias.

1.1 COMPARAÇÃO DA REATIVIDADE ENTRE METAIS

As reações de oxirredução envolvendo metais e íons em solução são de muita importância em eletroquímica, em procedimentos analíticos e em muitos processos industriais.

Na tabela de potenciais, os elementos metálicos (e o hidrogênio) estão dispostos na ordem crescente dos respectivos poderes redutores (de cima para baixo), medidos pelos potenciais padrões de redução em soluções aquosas. Um metal que estiver em posição mais baixa da tabela (com potencial de redução pequeno no sentido algébrico) reduzirá os íons dos metais que estiverem em posição acima na tabela (com potencial de redução grande no sentido algébrico). Portanto, quanto maior for o potencial de redução do metal de um eletrodo, maior será a tendência de a redução ocorrer neste eletrodo.

A conclusão é qualitativa, portanto uma tabela de potenciais de eletrodos padrões dispõe as espécies químicas numa série de reatividade eletroquímica.

A reatividade química dos metais varia com a eletropositividade, logo quanto mais eletropositivo for o elemento, mais reativo será o metal. Os metais mais reativos são aqueles que possuem grande tendência de perder elétrons, logo, formam íons positivos com mais facilidade.

O objetivo desse experimento é comparar as reações químicas de alguns metais para ordená-los em uma série eletroquímica.

MATERIAIS E REAGENTES

Placas de zinco, cobre, magnésio, alumínio e ferro de aproximadamente 1,0 cm²; solução a 1,0 mol/L de nitrato de magnésio, sulfato de cobre, sulfato de zinco, nitrato de prata, ácido clorídrico, sulfato de alumínio e cloreto ferroso; trinta e cinco tubos de ensaio e uma estante; sete béqueres de 50 mL; sete pipetas graduadas de 5 ou 10

mL; lixa ou lã de aço.

PROCEDIMENTOS

1. Lixar todos os metais.
2. Fazer todas as possíveis combinações metal-solução em tubos de ensaio, de acordo com o quadro 1 a seguir. Para isso colocar cerca de 1 mL de solução no tubo de ensaio e em seguida mergulhar o metal.
3. No quadro 1, escrever NR (não reagiu) se nenhuma reação for observada, ou R (reagiu) se for observada alguma reação e registrar em seu caderno a transformação observada descrevendo se ocorreu a mudança de cor da solução, formação de gás ou alterações no metal.

Quadro 1 - Reatividade relativa dos metais

Soluções	Metais					
	Cu	Mg	Zn	Al	Fe	Ag
CuSO_4						NR
$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$						NR
ZnSO_4						NR
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$						NR
FeCl_2						NR
AgNO_3						NR
HCl						NR

QUESTÕES

1. Qual foi o metal que reagiu com todas as soluções?
2. Qual foi o metal que não reagiu com as soluções?

3. Liste os seis metais em ordem crescente de reatividade química, colocando o menos reativo (o que reage com poucas soluções) até o mais reativo (o que reage com todas as soluções). Esta classificação dos elementos metálicos em ordem crescente de reatividade química é chamada de série eletroquímica.
4. Classifique as reações $M^{n+} + ne^{-} \rightarrow M$ em ordem crescente dos potenciais de redução.
5. Qual foi o metal mais eletropositivo?
6. Identificar o melhor agente redutor e o melhor agente oxidante entre as espécies envolvidas nas reações.
7. Considerando os seus conhecimentos em reatividade química, qual é o metal da sua lista que é mais frequentemente encontrado na natureza no estado “livre” ou não combinado?
8. Se você desejasse fazer uma escultura para durar muito tempo, qual seria o material (metal) que você escolheria dentre esses estudados? Faça uma pesquisa e cite quais são os metais mais usados nas esculturas.
9. Representar cada uma das semirreações e reações globais observadas.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

1.2 REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO EM OBJETOS DE PRATA E DE COBRE

A corrosão eletroquímica é a oxidação não desejada de um metal. Ela diminui o tempo de vida útil de objetos de aço usados na construção civil, nos equipamentos industriais e automóveis. A sua ação acarreta muitos prejuízos. A corrosão é um processo eletroquímico espontâneo, portanto a série eletroquímica indica como a corrosão ocorre e como ela pode ser prevenida.

Quando o ferro é exposto ao ar úmido, isto é, na presença do oxigênio e da água, o processo de corrosão é explicado observando-se as semirreações a seguir, que foram extraídas da tabela de potenciais. Entretanto, o potencial de redução do gás oxigênio em meio ácido foi calculado para $\text{pH} = 7$ usando a equação de Nernst obtendo-se o valor de $+0,82\text{V}$.

Uma vez que o gás oxigênio possui potencial de redução maior do que os potenciais de redução dos íons Fe^{2+} e Fe^{3+} , no processo de corrosão de um objeto de ferro ocorre a redução do gás oxigênio e a oxidação do metal ferro inicialmente para Fe^{2+} , que se dissolve na água. Esse processo provoca a formação de minúsculos buracos na superfície do ferro. Os íons Fe^{2+} são em seguida oxidados para Fe^{3+} pelo oxigênio dissolvido. Esses íons precipitam como óxido de ferro hidratado ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), uma substância marrom insolúvel conhecida como ferrugem.



Assim como no ferro, a corrosão pode ocorrer em outros metais através de reações de oxirredução. O objetivo desse experimento é estudar essas reações que ocorrem em objetos de prata e de cobre. Algumas dessas reações podem ser usadas para a limpeza desses objetos.

MATERIAIS E REAGENTES

Objetos de prata (brinco, anel ou corrente); moedas novas e velhas de 5 centavos; papel alumínio; solução de NaCl 1,0 mol/L; dois vidros de relógio grandes ou dois pratos; chapa de aquecimento.

PROCEDIMENTOS

1. Forrar o vidro de relógio ou o prato com o papel alumínio e adicionar a solução de NaCl.
2. Mergulhar os objetos fornecidos nesse recipiente. Repita o experimento usando a solução de NaCl aquecida.
3. Observar as indicações de reações químicas que ocorrem em cada um deles e verificar o tempo decorrido para iniciar essas reações. Anotar essas observações no caderno de laboratório.
4. Repetir os procedimentos acima sem usar o papel alumínio.

QUESTÕES

1. Como ficou a aparência de cada objeto após as reações com e sem o uso do papel alumínio?
2. Houve alguma diferença no tempo de reação usando a solução aquecida? Por quê?
3. Quais foram as reações que ocorreram em suas superfícies?
4. Você faria essas reações com seus objetos de prata?

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

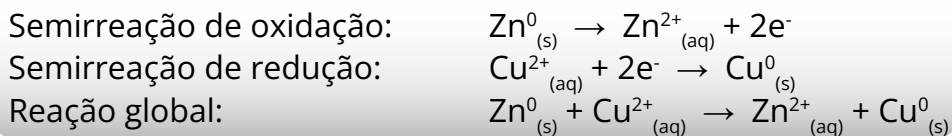
SARTORI, E. R.; BATISTA, E. F.; FATIBELLO-FILHO, O. Escurecimento e limpeza de objetos de prata – um experimento simples e de fácil execução envolvendo reações de oxidação-redução. Química Nova na Escola. n. 30, p. 61-65, 2008.

VIEGAS, L. S. Avaliação da taxa de corrosão das moedas da família do real. 2013. Trabalho de Conclusão de Curso (Engenharia de Materiais). UFRGS, Porto Alegre, 2013. Disponível em: <https://lume.ufrgs.br/handle/10183/96254>. Acesso em: 28 abr. 2020.

1.3 CONFEÇÃO DE PILHAS ELETROQUÍMICAS

Nas pilhas eletroquímicas ocorre a produção de corrente elétrica por meio de reações químicas espontâneas. Estas reações químicas são denominadas de reações de oxirredução e resultam na condução de íons livres através de um meio iônico. Isto pode ser chamado de produção de corrente por condução iônica, que é a base de todas as pilhas conhecidas.

As reações de oxirredução são reações químicas que envolvem transferência de elétrons em que uma espécie química, ao sofrer oxidação, doa elétrons para outra espécie química, que sofre redução ao receber esses elétrons. Essas reações são observadas na pilha de Daniell de acordo com as equações a seguir.



A energia liberada por esta reação pode ser convertida em energia elétrica.

Nesta pilha, conhecida como pilha de Daniell, o eletrodo de zinco não pode ser mergulhado na solução de sulfato de cobre, portanto essa solução precisa ficar em uma célula separada da solução de sulfato de zinco. Na montagem tradicional, utiliza-se uma ponte salina para fechar o circuito e manter o equilíbrio de cargas entre as duas células. Alternativamente, essa pilha pode ser montada num tubo de ensaio utilizando papel de filtro para separar as duas células (NASCIMENTO, 2005). Esta montagem alternativa apresenta as seguintes vantagens: economia de reagentes, pois gera menos resíduos, e aumento da potência da pilha.

O objetivo desse experimento é construir pilhas eletroquímicas em duas configurações: com e sem ponte salina. Conceituar eletrodo, eletrólito, oxidação, redução, agente oxidante e agente redutor. Medir a diferença de potencial (ddp) em uma pilha. Compre-

ender o caráter intensivo da ddp numa célula galvânica que produz trabalho elétrico a partir de uma reação química espontânea.

MATERIAIS E REAGENTES

Placas de zinco e de cobre de aproximadamente 1 x 5 cm; soluções a 1,0 mol/L de sulfato de cobre e de sulfato de zinco; solução saturada de cloreto de potássio; cinco tubos de ensaio (10 x 1,5 cm) e uma estante; um bastão de vidro; uma pipeta graduada de 10 mL; dois béqueres de 50 mL; um tubo em forma de U; algodão; papel de filtro qualitativo; um multímetro; Diodos Emissores de Luz (LED) coloridos; um rádio e uma calculadora; lixa ou lã de aço.

PROCEDIMENTOS

1. Montagem da pilha com ponte salina:

1. Preparar a ponte salina enchendo um tubo em U com solução saturada de cloreto de potássio. Tampar as extremidades com algodão embebido nessa solução, tendo o cuidado para não se formarem bolhas de ar no interior.

2. Colocar a solução de sulfato de zinco 1,0 mol/L em um béquer de 50 mL e, em outro béquer de 50 mL, colocar a solução de sulfato de cobre 1,0 mol/L. Lixar e lavar com água destilada as placas de cobre e zinco. Mergulhar essas placas nas soluções correspondentes. Conectar o eletrodo de zinco, de polo negativo, ao terminal negativo de um multímetro e o de cobre, de polo positivo, ao terminal positivo. Colocar a ponte salina e efetuar a leitura da diferença de potencial (ddp) da pilha. Após a leitura, retirar os eletrodos e a ponte salina das soluções.

2. Montagem da pilha num tubo de ensaio:

Com o auxílio de um bastão de vidro, fazer um canudo com o papel de filtro. Dobrar o canudo a $\frac{2}{3}$ de seu comprimento e esmagar o lado menor. Colocar a placa de cobre na dobra do canudo e a de zinco dentro do canudo. Encher 50% do tubo de ensaio com solução de sulfato de cobre e introduzir o canudo com os eletrodos no tubo de ensaio sem encostar na solução. Em seguida, encher o canudo com solução de sulfato de zinco 1,0 mol/L e simultaneamente mergulhá-lo na solução de sulfato de cobre 1,0 mol/L até que as duas soluções fiquem no mesmo nível.

3. Ensaio:

1. Medir a voltagem da pilha com um multímetro.
2. Ligar um rádio, LED ou calculadora utilizando uma pilha ou associação de pilhas em série, em paralelo ou mista (série-paralelo), conforme a demanda de energia necessária.
3. Observar se ocorreram modificações nos eletrodos após o experimento.
4. Substituir o eletrodo de zinco por outro de zinco com a metade de seu tamanho e observar se a ddp da pilha mudou.

QUESTÕES

1. Fazer um desenho ilustrativo da pilha conectada a um circuito para acender uma lâmpada. Identificar o sentido dos elétrons, a polaridade dos eletrodos, o ânodo, o cátodo e as espécies químicas presentes na célula.
2. Escrever as semirreações que ocorreram no ânodo e no cátodo. Escrever a reação global da pilha.

3. Escrever o diagrama da pilha.
4. Apresentar um procedimento capaz de recarregar a pilha.
5. Por que a ddp de uma pilha é uma propriedade intensiva?
6. Calcular a variação da energia livre (ΔG°) a partir da ddp.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

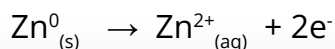
KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

NASCIMENTO, V. B. Química Geral Experimental. 1. ed. Recife: Imprensa Universitária da UFRPE, 2005. v. 1. 73p.

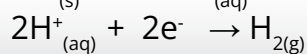
1.4 CONFEÇÃO DE PILHAS ELETROQUÍMICAS UTILIZANDO FRUTAS CÍTRICAS

Nesse experimento, uma fruta cítrica será o meio iônico ácido que estará em contato com os eletrodos. A pilha deve ser constituída por dois eletrodos diferentes inseridos na fruta. Se forem utilizados os eletrodos de cobre e de zinco, ocorrerão as semirreações a seguir.

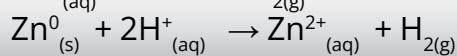
Semirreação de oxidação:



Semirreação de redução:



Reação global:



Ocorre a formação de Zn^{2+} , que são liberados no interior do limão, e a formação de H_2 na superfície da placa de cobre.

O objetivo desse experimento é verificar a produção de corrente elétrica por meio de reações redox espontâneas que ocorrem no interior das frutas quando seu extrato é utilizado como eletrólito.

MATERIAIS E REAGENTES

Placas de zinco e cobre de aproximadamente 1 x 5 cm; cliques, pregos e rebites de alumínio; quatro limões ou laranjas; um multímetro; Diodos Emissores de Luz (LED) coloridos; um rádio e uma calculadora; lixa ou lã de aço.

PROCEDIMENTOS

1. Espetar dois metais diferentes na fruta. Não permitir que eles se toquem.
2. Medir a diferença de potencial (ddp) entre os dois metais. Medir a ddp em diferentes pares de metais.

3. Ligar as pilhas de frutas em série e medir a diferença de potencial entre os dois metais.
4. Conectar o LED, o rádio e a calculadora nos terminais das pilhas de frutas antes e depois de serem ligadas em série.

QUESTÕES

1. Qual foi o par de metais que produziu maior ddp? Explique usando a tabela de potenciais.
2. Explicar o que ocorreu com a ddp e a corrente da pilha quando ligada em série.
3. Existe ponte salina nesta pilha? Explique.
4. Essa pilha poderia ser montada com o suco de limão, um refrigerante ou uma solução de HCl? Por quê?
5. Foi possível acender os LEDs, ligar a calculadora e o rádio? Explique.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

1.5 CONSTRUÇÃO DE UMA BATERIA COM LATAS DE ALUMÍNIO – BATERIA DE ALUMÍNIO/O₂

As "baterias de metal-ar" são aquelas nas quais o metal reage com o oxigênio do ar para gerar elétrons, que fluem através de um circuito externo para realizar trabalho. A bateria de alumínio-ar mais comum utiliza o alumínio como ânodo e o cobre como cátodo, uma vez que o cobre é mais eletronegativo do que o alumínio. Observa-se que os elétrons ganham energia potencial (através de uma série de reações químicas na solução) à medida em que eles saem do eletrodo de alumínio para o de cobre. Isto permite a realização de trabalho no circuito externo que pode, por exemplo, acender um Diodo Emissor de Luz (LED). Utiliza-se o cloreto de sódio como condutor iônico na solução para aumentar a geração de corrente elétrica. O oxigênio dissolvido em água sofre redução na superfície do cobre, formando o íon hidróxido (OH⁻), de acordo com a reação a seguir.



O alumínio é oxidado no ânodo e reage com o íon hidróxido para produzir o hidróxido de alumínio Al(OH)_{3(s)}, que é um precipitado branco, de acordo com a reação a seguir.



O hidróxido de alumínio é um agente coagulante usado no tratamento de água. O objetivo desse experimento é montar uma bateria metal-ar com latas de alumínio utilizadas em bebidas e verificar o tratamento de uma solução de corante têxtil no interior dessas latas.

MATERIAIS E REAGENTES

Oito latas de alumínio de 250 mL utilizadas em bebidas; oito fios de cobre de 1m de comprimento por 2,5 mm de espessura; oito garrafas PET de água mineral de 500 mL; oito folhas de papel toalha; cloreto de sódio comercial; ácido clorídrico 0,1 mol/L; um multímetro; Diodos Emissores de Luz (LED) coloridos; um rádio e uma calculadora; lixa.

PROCEDIMENTOS

Os eletrodos da pilha são as latas de alumínio (ânodo) e os fios de cobre (cátodo).

1. Fazer um pré-tratamento mecânico nas latas com uma lixa para retirar o revestimento de estanho do seu interior.
2. Inserir as latas de alumínio dentro das garrafas PET cortadas na altura dessas latas.
3. Desencapar os fios de cobre do plástico que os protege. Antes da montagem de cada pilha, os fios precisam ser limpos em uma solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L para retirar a camada de óxido de sua superfície.
4. Fazer seis dobras de 12 cm de altura em cada fio de cobre, em seguida enrolar o restante ao redor do fio já dobrado. A extremidade livre desse fio deve ser conectada a um orifício na parte superior da lata, tendo o cuidado de fixar bem os dois metais com a ajuda de um alicate. Esse procedimento deve ser realizado em apenas sete latas. Sendo assim, restarão um fio de cobre e uma lata sem estar fixados entre si.
5. Ligar as pilhas em série. Para fazer esse tipo de ligação, é necessário inserir o fio de cobre de cada lata no interior da lata seguinte. Cada fio

de cobre deve ser envolvido no papel toalha para evitar que toque no interior das latas, pois isto causa um curto na passagem de corrente elétrica entre as pilhas. Para fazer essa sequência, é necessário iniciar com a lata sem fio afixado e terminar com o fio de cobre sem a lata afixada.

6. Em cada lata, adicionar duas colheres de sopa de cloreto de sódio dissolvidos em 200 mL de água.

7. Realizar a medida da ddp da bateria fixando o terminal negativo do multímetro na primeira lata, e o terminal positivo no último fio de cobre.

8. Acender o LED e ligar o rádio e a calculadora.

9. Adicionar corante têxtil no interior das latas e repetir os itens 7 e 8.

QUESTÕES

1. Qual foi a ddp medida na pilha constituída por apenas uma lata?
2. Qual foi a ddp medida na bateria constituída pelo conjunto de oito latas ligadas em série?
3. Dados os potenciais padrões de redução no quadro 2, responder as alternativas seguintes.

Quadro 2 - Semirreações da bateria alumínio-ar

Semirreação	Potencial (V)
$\text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightarrow \text{Al}_{(s)}$	$E^{\circ} = - 1,66\text{V}$
$\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 4e^{-} \rightarrow 4\text{OH}^{-}_{(aq)}$	$E^{\circ} = + 0,82\text{V}$
$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	$E^{\circ} = + 0,40\text{V}$

- a) Quem sofreu redução?
 - b) Quem sofreu oxidação?
 - c) Qual foi o componente da pilha usado no cátodo?
 - d) Qual foi o componente da pilha usado no ânodo?
 - e) Qual foi a função do cobre no dispositivo?
 - f) Se o cobre fosse substituído por outro metal, a ddp medida para essa bateria seria a mesma?
 - g) Utilizando a tabela de potencial de redução, identificar dois outros metais capazes de substituir o cobre nessa bateria.
4. Qual foi a função do cloreto de sódio no interior da lata? Citar três exemplos de substâncias que poderiam substituir esse sal. Justifique sua resposta.
5. O sistema construído pode ser compreendido como uma fonte alternativa de energia poluente ou não poluente?
6. Ocorreu o tratamento do corante têxtil no interior das latas?

BIBLIOGRAFIA

- ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.
- ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.
- CHASTEEN, S. V.; CHASTEEN, N. D.; DOHERTY, P. The Salty Science of the Aluminum-Air Battery. The Physics Teacher. v. 46, p. 544-547, 2008.

1.6 DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DA EQUAÇÃO DE NERNST

O potencial padrão de uma pilha (E^0) é o potencial medido em soluções com concentração de 1,0 mol/L. Uma pilha eletroquímica real pode apresentar qualquer valor de concentração, que vai gerar um potencial (E) diferente para cada concentração. O potencial padrão (E^0) pode ser corrigido por um fator que envolve a temperatura (T) da solução, o número de moles de elétrons transferidos (n) e as concentrações dos reagentes e produtos. Esta relação é observada na equação de Nernst, equação 1.

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad \text{Equação 1}$$

Essa equação é chamada de equação de Nernst, em homenagem ao químico alemão Walther Nernst, que a deduziu em 1889. Ela pode ser simplificada para ser usada a 25°C, substituindo-se os valores da constante geral dos gases (R) e da constante de Faraday (F).

$$R = 8,315 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$T = 298,2 \text{ K}$$

$$F = 96.485 \text{ C mol}^{-1}$$

Com as substituições acima, a equação de Nernst escrita em termos do logaritmo decimal toma a forma da equação 2.

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log Q \quad \text{Equação 2}$$

O objetivo desse experimento é verificar experimentalmente a equação de Nernst e determinar a concentração de sulfato de cobre de uma amostra de concentração desconhecida.

MATERIAIS E REAGENTES

Fio de prata de 5 cm; placa de cobre de 1 x 5 cm; eletrodo de Ag/AgCl (KCl sat.); soluções a 0,1 mol/L de nitrato de prata e de sulfato de cobre; duas pipetas volumétricas de 10 mL; uma micropipeta de volume variável até 1,0 mL; oito balões volumétricos de 100 mL; dez béqueres de 50 mL; um multímetro.

PROCEDIMENTOS

Parte 1

1. Preparar uma solução estoque 0,10 mol/L de nitrato de prata.
2. Preparar 100 mL das soluções de 10^{-2} , 10^{-3} , 10^{-4} e 10^{-5} mol/L de nitrato de prata a partir da solução estoque.
3. Medir a diferença de potencial entre os eletrodos de prata (indicador) e de Ag/AgCl (KCl sat.) (referência) obtida nas soluções de nitrato de prata descritas no quadro 3.

Quadro 3 - Potenciais nas soluções de nitrato de prata

[Ag ⁺] / mol/L	E / V
0,10	
$1,0 \times 10^{-2}$	
$1,0 \times 10^{-3}$	
$1,0 \times 10^{-4}$	
$1,0 \times 10^{-5}$	

Parte 2

1. Preparar uma solução estoque 0,10 mol/L de sulfato de cobre.
2. Preparar 100 mL das soluções de 10^{-2} , 10^{-3} , 10^{-4} e 10^{-5} mol/L de sul-

fato de cobre a partir da solução estoque.

3. Medir a diferença de potencial entre os eletrodos de cobre (indicador) e de Ag/AgCl (KCl sat.) (referência) obtida nas soluções de sulfato de cobre descritas no quadro 4.

Quadro 4 - Potenciais nas soluções de sulfato de cobre

$[\text{Cu}^{2+}] / \text{mol/L}^{-1}$	E / V
0,10	
$1,0 \times 10^{-2}$	
$1,0 \times 10^{-3}$	
$1,0 \times 10^{-4}$	
$1,0 \times 10^{-5}$	
Amostra	

QUESTÕES

1. Em que princípio se baseia esta técnica?
2. Utilizando os dados do quadro 3, plotar um gráfico de E(V) em função do log da concentração das soluções padrões de nitrato de prata e, com os dados do quadro 4, plotar um outro gráfico para as soluções padrões de sulfato de cobre.
3. Com os dois gráficos obtidos, verificar se os eletrodos de prata e de cobre seguem a equação de Nernst.
4. Determinar a concentração da amostra de concentração desconhecida a partir do gráfico obtido com as soluções padrões de sulfato de cobre descritas no quadro 4.
5. Usar a equação de Nernst para calcular os valores teóricos de potencial e compará-los com os obtidos nos experimentos e escritos nos quadros 3 e 4.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

1.7 CONSTRUÇÃO DE PILHA DE CONCENTRAÇÃO

A pilha de concentração é formada por ânodo e cátodo de mesmo metal, mergulhados em soluções de mesmo soluto, entretanto com concentrações diferentes. Pode-se calcular o potencial dessa pilha usando a equação de Nernst.

Ela produz uma pequena diferença de potencial (ddp) enquanto tenta alcançar o equilíbrio que vai ocorrer quando as concentrações em ambas as células se tornarem iguais. Isso indica que o eletrodo mergulhado na solução mais concentrada funciona como cátodo (polo positivo), pois nele ocorre a reação de redução que diminuirá a concentração da solução até que o equilíbrio seja alcançado. Portanto, o eletrodo mergulhado na solução menos concentrada funciona como ânodo (polo negativo), no qual ocorre a oxidação que aumenta a concentração da solução até que o equilíbrio seja alcançado.

Esse tipo de pilha é muito estudada nos processos de corrosão industrial e está associada principalmente à formação de frestas. Um exemplo típico ocorre em sistemas do tipo fange/parafuso, em que o espaçamento entre esses componentes faz com que as concentrações de íons e oxigênio sejam distintas no interior e no exterior do sistema, levando ao processo de corrosão, que prejudica as tubulações.

O objetivo desse experimento é montar uma pilha de concentração com solução de sulfato de cobre, fazer a medida da ddp da pilha e também fazer o cálculo da ddp usando a equação de Nernst.

MATERIAIS E REAGENTES

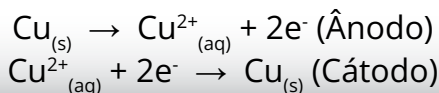
Duas placas de cobre de 1 x 5 cm; solução de cloreto de potássio saturada; solução de sulfato de cobre 1,0 mol/L e 0,001 mol/L; um tubo em forma de U; algodão; dois béqueres de 50 mL; um multímetro; lixa ou lã de aço.

PROCEDIMENTOS

1. Preparar a ponte salina enchendo um tubo em U com solução saturada de cloreto de potássio. Tampar as extremidades com algodão embebido nessa solução, tendo o cuidado para não se formarem bolhas de ar no tubo.
2. Colocar a solução de sulfato de cobre 1,0 mol/L em um béquer de 50 mL e, em outro béquer de 50 mL, colocar a solução de sulfato de cobre 0,001 mol/L.
3. Lixar e lavar as duas placas de cobre. Colocar uma placa em cada béquer com as soluções e conectar esses eletrodos a um multímetro, observando que o eletrodo de polo positivo estará na solução mais concentrada e deverá ser conectado ao terminal positivo, enquanto que o eletrodo de polo negativo estará na de menor concentração e deverá ser conectado ao terminal negativo.
4. Colocar a ponte salina e realizar a leitura da diferença de potencial (ddp).

QUESTÕES

Utilizar o diagrama, as semirreações e a equação de Nernst simplificada a seguir para responder às questões.



$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{ânodo}}}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{cátodo}}}$$

1. Qual seria o valor do potencial se as concentrações das soluções nas duas semi-células fossem iguais?
2. Calcular o potencial teórico, utilizando a equação de Nernst, e comparar com o valor obtido experimentalmente.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

VIEIRA, M.R.S.; PLETSCH, R.O.; DE MELO, F. A. C.; DE OLIVEIRA, S. H.; URTIGA FILHO, S. L. Teoria e prática: atividades experimentais para o ensino de pilhas eletroquímicas na engenharia. In: 21º CBECIMAT - Congresso Brasileiro de Engenharia e Ciência dos Materiais, 2014, Cuiabá. Anais... Cuiabá, 2014. 1 CD-ROM. Disponível em: <http://www.metallum.com.br/21cbecimat/CD/PDF/518-004.pdf>. Acesso em: 28 abr. 2020.

1.8 DETERMINAÇÃO DE CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Na equação de Nernst: $E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log Q$, o termo “Q” se iguala à constante de equilíbrio “K” quando o potencial da pilha “E” se iguala a zero. Durante o funcionamento da pilha, sua força eletromotriz “E” diminui até atingir o valor zero no equilíbrio. Isso equivale a dizer que a reação química numa pilha prosseguirá até o equilíbrio químico ser alcançado, quando então a reação direta e a inversa têm velocidades iguais. Tudo isso está de acordo com o fato de a diminuição da Energia de Gibbs ser a força propulsora das reações químicas espontâneas. Numa pilha, o trabalho elétrico máximo produzido é igual à diminuição da Energia de Gibbs da reação da pilha, “ $nFE = -\Delta G$ ”. Esta equação mostra que a força eletromotriz assumirá o valor zero, “ $E = 0$,” quando a energia de Gibbs não puder mais diminuir, $\Delta G = 0$.

Portanto, é possível calcular valores de constantes de equilíbrio a partir de valores de “ E^0 ” de uma tabela de potenciais padrões de eletrodos de acordo com a equação 1, que foi obtida substituindo $E = 0$ e $Q = K$ na equação de Nernst. O cálculo das constantes de equilíbrio é uma das aplicações mais úteis do potencial padrão.

$$K = 10^{\frac{nE^0}{0,0592}}$$

Equação 1

O objetivo deste experimento é compreender a relação da força eletromotriz de uma pilha com a constante de equilíbrio da reação da pilha.

MATERIAIS E REAGENTES

Duas placas de cobre; solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L e de hidróxido de amônio 1,0 mol/L; solução saturada de cloreto de potássio; dois béqueres de 100mL; um tubo em forma de U; algodão; um bastão de vidro; uma proveta de 100 mL; uma pipeta graduada de 1 mL; um multímetro; lixa ou lã de aço.

PROCEDIMENTOS

1. Lixar as placas de cobre e montar a célula da seguinte maneira:

- Semicélula da direita: mergulhar uma placa de cobre em 50 mL de solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L.

- Semicélula da esquerda: mergulhar outra placa de cobre em 50 mL de solução de hidróxido de amônio 1,0 mol/L, contendo 0,25 mL de solução de sulfato de cobre 0,1 mol/L.

- Preparar a ponte salina enchendo um tubo em U com solução saturada de cloreto de potássio. Tampar as extremidades com algodão embebido nessa solução, tendo o cuidado para não se formarem bolhas de ar no interior do tubo.

2. Colocar a ponte salina.

3. Medir a força eletromotriz da pilha com o multímetro.

QUESTÕES

1. Escrever as semirreações e a reação global da pilha.

2. Escrever a equação de Nernst para a pilha.

3. Apresentar o desenho e o diagrama da pilha.

4. Com o valor experimental da força eletromotriz da pilha, calcular o E^0 da mesma.

Dados: $[Cu^{2+}] = 0,1 \text{ mol/L}$ (concentração de cobre no béquer da direita).
 $[NH_3] = 1,0 \text{ mol/L}$ (concentração de hidróxido de amônio no béquer da esquerda, considerando desprezível a quantidade de Cu^{2+} adicionada).
 $[Cu(H_2O)_2(NH_3)_4]^{2+} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ (0,25 mL de solução 0,1 mol/L de

sulfato de cobre diluídos a 50 mL, considerando completa a reação de complexação).

5. Calcular a constante de estabilidade do complexo $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

SANTOS, V. P. Termodinâmica em dois ensaios didáticos: equilíbrio químico e eletroquímica. Revista Virtual de Química. v. 8, n. 3, p. 634-649, 2016.

1.9 MEDIDAS DE pH

Uma das mais importantes aplicações da equação de Nernst é a medida do pH. O pH de uma solução é medido eletroquimicamente com um aparelho chamado "pHmetro". A técnica faz uso de uma célula na qual um eletrodo é sensível à concentração de H_3O^+ e o segundo serve de referência. Esse eletrodo é chamado de íon seletivo porque é sensível à concentração de um íon em particular.

O eletrodo usado para medir pH é do tipo combinado, ou seja, dentro de um único compartimento de vidro estão o eletrodo indicador e o eletrodo de referência. O eletrodo indicador é o capilar interno que está soldado a um bulbo esférico que atua como membrana eletroativa, em cujo interior se encontra mergulhado um fio de Ag/AgCl numa solução tampão. Na parte que rodeia esse capilar, existe um outro tubo, que contém um orifício localizado na parte superior e um fio de Ag/AgCl que atua como eletrodo de referência e está mergulhado na solução de KCl saturada.

O medidor de pH é calibrado com um tampão de pH conhecido, e o potencial medido na célula é automaticamente transformado no pH da solução de acordo com a equação de Nernst (equação 1). Esse valor de pH ou de potencial são visualizados no medidor de pH.

$$E = E^0 - 0,0592 \log[H^+]$$

Equação 1

O objetivo desse experimento é calibrar o medidor de pH e realizar medidas de pH em soluções aquosas.

MATERIAIS E REAGENTES

Soluções tampões de pH 4, 7 e 10; quatro béqueres de 50 mL; medidor de pH.

PROCEDIMENTOS

1. Ligar o aparelho na chave geral.
2. Conectar bem o eletrodo ao aparelho; em seguida, retirar a proteção do eletrodo.
3. Deixar o aparelho ligado por pelo menos 15 minutos para estabilização dos componentes eletrônicos.
4. Utilizando um termômetro, verificar se a temperatura da solução é a mesma do ambiente.
5. Lavar o eletrodo com água destilada e secar com papel absorvente macio sem esfregar a membrana de vidro.
6. Remover a tampa do orifício localizado na parte superior para estabelecer equilíbrio atmosférico. Manter o volume da solução de KCl saturado a mais ou menos 1 cm do orifício.
7. Ajustar a chave seletora para medida de pH. Mergulhar o eletrodo na solução tampão com pH 7,00 e ajustar no aparelho de acordo com o manual. Não deixar que o eletrodo entre em contato com o fundo do recipiente.
8. Retirar o eletrodo da solução e lavar com água destilada.
9. Para medições na faixa ácida, usar o tampão com pH = 4,00 e ajustar no aparelho de acordo com o manual. Para medições na faixa alcalina, usar o tampão com pH = 10,00 e ajustar no aparelho.
10. Após esses procedimentos, o aparelho estará calibrado. Retirar o eletrodo da solução e lavar com água destilada.

11. Mergulhar o eletrodo na amostra. O valor que aparecer no visor será o pH dessa amostra.

CUIDADOS E MANUTENÇÃO

1. Depois de usar o eletrodo, fechar o orifício superior e colocar a proteção contendo KCl saturado.
2. Se o eletrodo ficou seco ou parado por muito tempo, deixar ele imerso por algumas horas na solução tampão com pH = 4,0.
3. A umidade e os agentes corrosivos danificam o aparelho.
4. Se apresentar instabilidade, limpar os contatos do eletrodo e do aparelho com álcool etílico ou acetona.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

SKOOG, D. A.; HOLLER, F. J.; WEST, D. M. Fundamentos de Química Analítica. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2014.

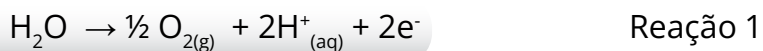
1.10 ELETRÓLISE EM SOLUÇÕES AQUOSAS

A eletrólise é o processo de forçar uma reação de oxirredução a ocorrer na direção não espontânea pelo uso da corrente elétrica. A eletrólise aquosa ocorre com a passagem de corrente elétrica entre dois eletrodos mergulhados em uma solução composta pelos íons da substância dissolvida (soluto) e da água. A eletrólise ígnea ocorre na ausência de água; neste tipo, o composto iônico é aquecido até ser fundido. Essas reações possuem energia livre de reação positiva.

Em uma célula eletrolítica, a corrente é fornecida por uma fonte externa, que é usada para forçar uma reação não espontânea. Para forçar uma reação em um sentido não espontâneo, a fonte externa deve gerar uma diferença de potencial maior que a diferença de potencial que deveria ser produzida pela reação inversa. Essa fonte externa pode ser uma bateria em que o polo positivo promove a oxidação na interface eletrodo/solução e o polo negativo a redução.

Utiliza-se a tabela de potenciais padrões para prever os produtos da eletrólise. A figura 1 representa em resumo da tabela de potenciais aplicada à eletrólise. Nela, observa-se que a água é oxidada (Reação 1) no ânodo quando na solução existirem apenas ânions oxigenados ou fluoreto. A água é reduzida (Reação 2) no cátodo quando na solução existirem apenas cátions dos metais alcalinos, alcalinos terrosos ou Al^{3+} .

Oxidação da água



Redução da água

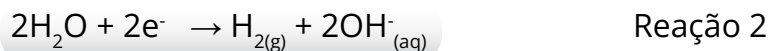


Figura 1 - Resumo da tabela de potenciais aplicada à eletrólise

FACILIDADE DE DESCARGA
→

CÁTODO	Cátions de metais alcalinos, alcalinos terrosos e Al^{3+}	H_2O	Demais cátions metálicos e H^+
ÂNODO	Ânions oxigenados e fluoreto		Ânions não oxigenados e OH^-

Fonte: Elaborado pelo autor, 2023.

O objetivo deste experimento é reconhecer a necessidade do uso de corrente contínua para se efetuar a eletrólise. Realizar reações de oxirredução não espontânea utilizando uma célula eletrolítica.

MATERIAIS E REAGENTES

Eletrodos inertes e cliques de metal; soluções 0,1 mol/L de ácido clorídrico, cloreto de sódio, hidróxido de sódio, ácido sulfúrico, iodeto de potássio e sulfato de cobre; solução de corante para tecidos; seis béqueres de 25 mL; uma bateria de 9 V ou um carregador de celular; um multímetro.

PROCEDIMENTOS

1. Ligar um dos eletrodos ao terminal positivo da bateria e o outro eletrodo ao terminal negativo.
2. Realizar a eletrólise mergulhando os eletrodos no béquer contendo a solução eletrolítica. Fazer isso em cada solução fornecida. Lembrar de lavar os eletrodos com água destilada antes de mergulhar em uma nova solução.
3. Observar as reações e registrar no caderno a ocorrência de produção de gás, mudança de cor da solução, corrosão do eletrodo ou deposição de metal no eletrodo.
4. Repetir os procedimentos acima utilizando dois cliques de metal como eletrodos para realizar a eletrólise na solução de corante para tecidos.

QUESTÕES

1. Em seu caderno, fazer um desenho da célula eletrolítica e identificar a polaridade dos eletrodos conectados na bateria e o sentido do percurso dos elétrons no circuito. Identificar também o cátodo e o ânodo.
2. Com o auxílio da figura 1 e das observações realizadas durante a eletrólise, escreva em seu caderno as equações das semirreações que ocorreram no cátodo e no ânodo. Escrever também a equação global balanceada. Fazer isso para cada solução eletrolisada.
3. A eletrólise realizada na solução de corante para tecidos pode ser usada no tratamento desse tipo de efluente industrial? Explique e compare com o tratamento químico.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

SILVA, R. P.; Vila Nova, S. P.; SOUZA, S. R.; FREITAS, K. C. S. Reutilização das latas de alumínio no tratamento de efluentes têxteis por eletrocoagulação espontânea. In: André Cardim de Aguiar; Kardelan Arteiro da Silva; Soraya Giovanetti El - Deir. (Org.). Resíduos sólidos: impactos ambientais e inovações tecnológicas. 1 ed. Recife: EDUFRPE, 2019, v. 1, p. 219-227.

1.11 DECOMPOSIÇÃO DE PILHAS EM SOLUÇÕES SALINAS GELATINOSAS

O descarte de pilhas e baterias no lixo comum pode acarretar muitos danos ao meio ambiente devido aos materiais tóxicos em seu interior. O perigo do descarte das pilhas e baterias está no fato de que, se elas forem descartadas incorretamente, elas podem ser amassadas ou estourar, deixando vazar o líquido tóxico de seus interiores. Essas substâncias se acumulam na natureza por não serem biodegradáveis, isto é, elas não se decompõem, e por isso podem contaminar o solo e a água.

Nos lixões ou nos aterros sanitários, as pilhas e baterias se oxidam como resultado da exposição ao sol e à chuva. Com isso, o invólucro é rompido e os chamados metais pesados se misturam ao chorume do lixo. A água da chuva arrasta esses metais, que penetram no solo, podendo atingir o lençol freático, riachos e córregos. As plantas e produtos agrícolas podem ser contaminados neste solo ou pela irrigação com esta água. Com isso, os animais e as pessoas podem ingerir alimentos contaminados.

A Resolução COMANA (Conselho Nacional do Meio Ambiente) nº 401/2008 determina que as pilhas e baterias que contenham em sua composição chumbo, cádmio e mercúrio (metais pesados) sejam entregues pelos usuários, após seu esgotamento, aos estabelecimentos que as comercializam ou à rede de assistência técnica autorizada pelas respectivas indústrias, para o seu repasse aos fabricantes ou importadores. Determina também que os fabricantes devem inserir, na rotulagem dos produtos, informações sobre o perigo do descarte incorreto das pilhas, das baterias automotivas e de celular no lixo comum.

O objetivo desse experimento é visualizar a deterioração acelerada das pilhas em solução salina através de reações químicas coloridas, identificando os íons Fe^{2+} e a alcalinidade gerada pela pilha.

MATERIAIS E REAGENTES

Ágar; cloreto de sódio; ferricianeto de sódio; fenolftaleína 1%; bastão de vidro; béquer de 500 mL; garrafa PET de dois litros; pilhas.

PROCEDIMENTOS

1. Em um béquer de 500 mL, adicionar 200 mL de água destilada. Aquecer até a ebulição e adicionar 2,5 g de ágar. Em seguida, agitar com bastão de vidro até completa dissolução, que é evidenciada pela solução que fica translúcida.
2. Com a solução ainda quente, adicionar 3 g de cloreto de sódio, 0,067 g de ferricianeto de sódio e 0,67 mL de solução 1% de fenolftaleína. Em seguida, agitar até completa dissolução.
3. Utilizar um recipiente obtido de uma garrafa PET de dois litros cortada na altura de 6 cm. Colocar a pilha no centro desse recipiente e adicionar a solução ainda quente.
4. Esperar esfriar e anotar em seu caderno as evidências de reações químicas observadas.

As figuras 2 e 3 mostram a deterioração de uma pilha na solução salina gelificada. Ela é evidenciada pelas reações químicas que ocorrem nos polos positivo e negativo da pilha.

Figura 2 - Pilha mergulhada na solução salina gelatinosa, poucos minutos após a imersão da pilha



Figura 3 - Pilha mergulhada na solução salina gelatinosa, 24 horas depois da imersão da pilha



QUESTÕES

1. Quais foram as reações que ocorreram nos polos positivo e negativo da pilha? Essas reações são espontâneas?
2. Por que se utilizou a fenolftaleína e o ferricianeto de sódio?
3. Você acha que essas reações indicam que as pilhas podem contaminar o meio ambiente? Explique.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

PAIVA, D. A. S.; Vila Nova, S. P.; SOUZA, S. R.; FREITAS, K. C. S. Educação ambiental aplicada ao descarte correto de pilhas e baterias. In: João Paulo de Oliveira Santos; Rodrigo Cândido Passos da Silva; Daniel Pernambucano de Mello; Soraya Giovanetti El-Deir. (Org.). Resíduos sólidos: Impactos Socioeconômicos e Ambientais. 1ed. Recife: Edufrpe, 2018, v. 1, p. 430-439.

1.12 MEDIDAS DE CONDUTIVIDADE ELÉTRICA

A condutividade elétrica constitui uma medida da maior ou menor facilidade com que uma determinada solução dá passagem à corrente elétrica. As soluções dos eletrólitos conduzem corrente graças à migração dos íons, sob a influência de um campo elétrico.

Tal como num condutor metálico, verifica-se a Lei de ohm, exceto em condições anormais, por exemplo com campo elétrico de grande intensidade. Assim, para uma força eletromotriz aplicada (E), constante, mas cujo valor não excede a voltagem de decomposição do eletrólito, a intensidade da corrente (i) que circula entre os eletrodos nele mergulhados varia na razão inversa da resistência (R) desse eletrólito. O valor recíproco da resistência $1/R$ é chamado de condutância (L) e exprime-se em ohm^{-1} (Ω^{-1}) ou siemens (S).

Define-se condutância específica ou condutividade (k) como o recíproco da resistência em ohms de 1 cm^3 de um líquido a determinada temperatura, isto é, a condutância específica ou condutividade (k) é o recíproco da resistência específica ou resistividade.

A condutividade para uma solução de eletrólitos (k) é dada pela equação 1, e no sistema internacional tem dimensões de $1/\Omega \text{ m} = \text{S/m}$. Onde d/A é a constante da célula, em que "d" é a distância entre os dois eletrodos que retêm a solução em uma área "A".

$$k = \frac{1}{R} \frac{d}{A}$$

Equação 1

A escolha dos padrões para calibração da célula de medida de condutividade elétrica é extremamente importante. Os eletrólitos fortes são sempre escolhidos, porque neles o número de íons por unidade de volume aumenta proporcionalmente com a concentração, devido ao seu alto poder de ionização. Em consequência disso, a condutividade também aumenta proporcionalmente. Nos eletrólitos fracos, a condutividade aumenta gradualmente com o aumento de concentração devido à ionização parcial do soluto e à diminuição do grau de ionização. Sendo assim, não se

pode obter soluções padrão de eletrólitos fracos para calibrar as células dos condutivímetros.

O eletrólito quase exclusivamente utilizado para calibração das células é o cloreto de potássio. Na tabela 1 observa-se as condutividades de algumas soluções desse sal.

Tabela 1 - Condutividade de soluções de cloreto de potássio

Solução de KCl (mol/L)	Condutividade, k , ($S \cdot cm^{-1}$), 25°C
1,00	0,11134
0,10	0,01286
0,01	0,001409

O objetivo desse experimento é calibrar a célula do condutivímetro e realizar medidas em soluções aquosas.

MATERIAIS E REAGENTES

Soluções de cloreto de potássio; uma proveta de 10 mL; três béqueres de 50 mL; condutivímetro.

PROCEDIMENTOS

As células dos condutivímetros são escolhidas de acordo com a natureza da solução. Nas soluções de baixa condutividade e portanto alta resistência, a área dos eletrodos deve ser grande, e estes separados por uma pequena distância, e para soluções altamente condutoras e portanto baixa resistência, a área deve ser pequena e os eletrodos, mais afastados.

Mesmo tendo o fabricante fornecido o valor da constante da célula, seu valor deve ser confirmado periodicamente utilizando uma

solução padrão de cloreto de potássio. Verificar no manual os procedimentos para a calibração, que se resumem a seguir.

1. Ligar o aparelho na chave geral.
2. Conectar bem o eletrodo ao aparelho.
3. Deixar o aparelho ligado por pelo menos 15 minutos para estabilização dos componentes eletrônicos.
4. Utilizando um termômetro, verificar se a temperatura da solução é a mesma do ambiente.
5. Lavar o eletrodo com água destilada e secar com papel absorvente macio sem esfregar.
6. Mergulhar o eletrodo na solução de cloreto de potássio e ajustar no aparelho de acordo com o manual. Não deixar que o eletrodo entre em contato com o fundo do recipiente.
7. Retirar o eletrodo da solução e lavar com água destilada.
8. Após esses procedimentos, o aparelho estará calibrado. Retirar o eletrodo da solução e lavar com água destilada.
9. Mergulhar o eletrodo na amostra. O valor que aparecer no visor será a condutividade dessa amostra.
10. Medir as condutividades da água destilada e da água da torneira do laboratório. Comparar esses valores para verificar o bom funcionamento do destilador.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

FARRINGTON, D. Experimental Physical Chemistry. 7 ed. New York: McGraw-Hill, 1970.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

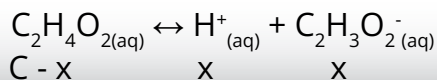
RANGEL, R. N., Práticas de Físico-Química. 3. ed. São Paulo: Blucher, 2006, p.128-132.

1.13 VERIFICAÇÃO DA LEI DE DILUIÇÃO DE OSTWALD

Na lei de diluição de Ostwald, constata-se que quanto mais diluída for a solução, menor será sua concentração e, consequentemente, maior será a ionização ou dissociação do eletrólito.

Através do cálculo da constante de equilíbrio para a ionização, Ostwald obteve a lei de Diluição, a qual governa a variação de condutância molar com a concentração.

Eletrólitos fracos dissociam-se apenas parcialmente em solução. O ácido acético é um eletrólito fraco típico e dissocia-se segundo a equação:



onde "C" representa a concentração analítica e "x" a parte que dissociou-se em íons. A constante de equilíbrio é dada pela equação 1.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]} \quad \text{Equação 1}$$

Sendo o grau de dissociação "α" a relação entre o número de moléculas dissociadas "x" e o número de moléculas dissolvidas "C", "α = x/C", a expressão da constante de equilíbrio pode ser escrita na equação 2.

$$K_a = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha} \quad \text{Equação 2}$$

De acordo com a teoria de Arrhenius, a condutância molar "Λ" em qualquer concentração está relacionada à condutância molar a diluição infinita "Λ_∞" pela equação 3:

$$\Lambda = \alpha \Lambda_{\infty} \quad \text{Equação 3}$$

Combinando-se as equações 2 e 3, obtém-se a equação 4.

$$K_a = \frac{\Lambda^2 C}{\Lambda_\infty(\Lambda_\infty - \Lambda)} \quad \text{Equação 4}$$

O valor de Λ_∞ pode ser obtido com dados da literatura. No caso do ácido acético, tem-se que:

$$\begin{aligned}\Lambda_\infty(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) &= \Lambda_\infty(\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2) + \Lambda_\infty(\text{HCl}) + \Lambda_\infty(\text{NaCl}) \\ \Lambda_\infty(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) &= 91,0 + 425,0 - 128,1 \\ \Lambda_\infty(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) &= 387,9\end{aligned}$$

Portanto, tanto o grau de dissociação de um eletrólito fraco quanto sua constante de dissociação podem ser determinados através da medição de sua condutância molar.

O objetivo desse experimento é utilizar adequadamente um condutivímetro para verificar a lei de diluição de Ostwald para eletrólitos fracos em solução diluída.

MATERIAIS E REAGENTES

Solução de ácido acético 0,1 mol/L; seis balões volumétricos de 100 mL; oito béqueres de 100mL; uma pipeta graduada de 50 mL; uma pipeta volumétrica de 5 mL; condutivímetro.

PROCEDIMENTOS

1. Ligar o condutivímetro pelo menos 10 minutos antes do uso. Efetuar a calibração seguindo as instruções do manual.

2. Preparar as diluições de ácido acético da seguinte maneira:

- Solução 0,005 mol/L: transferir 5 mL da solução 0,1 mol/L para um balão de 100 mL e completar o volume com água destilada.

- Solução 0,0025 mol/L: transferir 50 mL da solução 0,005 mol/L para um balão de 100 mL e completar o volume com água destilada.

- Solução 0,00125 mol/L: transferir 50 mL da solução 0,0025 mol/L para um balão de 100 mL e completar o volume com água destilada.

- Solução 0,000625 mol/L: transferir 50 mL da solução 0,00125 mol/L para um balão de 100 mL e completar o volume com água destilada.

OBS.: A limpeza das vidrarias é fundamental para prevenir interferências.

3. Medidas de condutividade:

- Transferir cerca de 50 mL de água destilada para um béquer de 100 mL e medir sua condutividade.

- Transferir cerca de 50 mL de cada uma das soluções diluídas de ácido acético para um béquer de 100 mL. Medir suas condutividades e subtrair do valor da condutividade da água destilada. Anotar na primeira linha do quadro 5.

A condutância molar é calculada a partir da seguinte expressão: " $\Lambda = k / C$ ", onde "k" é a condutividade da solução (descontando a contribuição do solvente).

Quadro 5 – Dados experimentais para verificar a lei de diluição de Ostwald

C / mol.L ⁻¹						
k / mS.cm ⁻¹						
Λ / S.cm ² .mol ⁻¹						
Λ_{∞} / S.cm ² .mol ⁻¹	387,9	387,9	387,9	387,9	387,9	387,9
α						
α / %						
K _a						

QUESTÕES

1. Comparar o valor médio da constante de dissociação do ácido acético determinada experimentalmente com o valor teórico $1,75 \times 10^{-5}$.
2. Verificar no quadro 5 se foi possível observar a lei de Ostwald neste experimento.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 1.

FARRINGTON, D. Experimental Physical Chemistry. 7 ed. New York: McGraw-Hill, 1970.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

RANGEL, R. N., Práticas de Físico-Química. 3. ed. São Paulo: Blucher, 2006, p.128-132

2. CINÉTICA QUÍMICA

A cinética química estuda a velocidade das reações químicas e ajuda a entender como elas ocorrem em nível atômico. Ela é estudada na biologia e na medicina devido ao grande número de reações que ocorrem em nosso organismo.

O desenvolvimento de catalisadores é um ramo da cinética química muito importante para o desenvolvimento de novos combustíveis e reduzir a emissão de gases poluentes dos automóveis. As enzimas atuam como catalisadores que aumentam as velocidades das reações.

2.1 ESTUDO DA CINÉTICA QUÍMICA DA REAÇÃO DO ÁCIDO OXÁLICO COM O PERMANGANATO DE POTÁSSIO

O objetivo deste experimento é estudar a reação entre o ácido oxálico e o permanganato de potássio com o objetivo de encontrar a lei de velocidade. Outro objetivo é estudar a dependência da velocidade de reação com as concentrações dos reagentes e com a temperatura.



No início da reação, as concentrações dos dois reagentes são conhecidas. A solução do ácido oxálico não apresenta coloração, mas o permanganato de potássio forma uma solução roxa intensa quando dissolvido em água. A coloração se modifica à medida que a reação ocorre, pois o permanganato de potássio vai sendo consumido. Portanto, uma maneira conveniente de acompanhar a reação é observar a velocidade de descoloração do permanganato de potássio. O término da reação é observado através da mudança de cor (roxa para castanho) que nossos olhos observam na mistura reacional.

A primeira parte consiste em comparar as velocidades em três experimentos utilizando diferentes concentrações de ácido oxálico e de

permanganato de potássio que estão descritas no quadro 6. A concentração do permanganato de potássio se mantém constante nos experimentos 1 e 2, enquanto que a concentração de ácido oxálico se mantém constante nos experimentos 1 e 3. Nos cálculos, deve-se utilizar os dados dos experimentos 1 e 2 para calcular a ordem da reação em relação ao ácido oxálico, e utilizar os dados dos experimentos 1 e 3 para calcular a ordem de reação em relação ao permanganato de potássio.

Quadro 6 - Quantidade de reagentes utilizados

Soluções	Experimentos		
	1	2	3
Volume (mL) de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (0,1 mol/L)	5,0	10,0	5,0
Volume (mL) de MnO_4^- (0,1 mol/L)	1,0	1,0	2,0
Volume (mL) de H_2O (destilada)	6,0	1,0	5,0

Em todos os experimentos, é necessário calcular as novas concentrações iniciais dos reagentes na mistura reacional, porque o volume total da solução aumenta após a mistura. Para manter a relação entre essas concentrações, fixou-se o volume total em 12 mL nos três experimentos adicionando água destilada em cada mistura.

A segunda parte do experimento consiste no estudo do efeito da temperatura na velocidade da reação apenas do experimento 1.

A terceira parte do experimento consiste em utilizar o espectrofotômetro na região do visível para determinar o tempo de reação, que é indicado pela mudança brusca dos valores de absorvância devido à mudança da coloração da mistura reacional.

A quarta parte do experimento consiste em utilizar as medidas de pH e de condutividade elétrica para determinar o tempo de reação.

MATERIAIS E REAGENTES

Solução de ácido oxálico 0,1 mol/L; solução de permanganato de potássio 0,1 mol/L; gelo; cinco béqueres de 50 mL e um de 100 mL; uma pipeta graduada de 10 mL; uma pipeta volumétrica de 10 mL e uma de 5 mL; uma micropipeta de volume variável 1,0-2,0 mL; um termômetro digital; chapas de agitação com aquecimento; espectrofotômetro no visível; cronômetro.

PROCEDIMENTOS

1ª Parte – Efeito da variação da concentração na velocidade da reação

1. Para o experimento 1, usando um pipetador e uma pipeta volumétrica de 5 mL, adicionar 5 mL da solução de ácido oxálico (0,1 mol/L) em um béquer de 50 mL. Usando uma pipeta graduada de 10 mL, adicionar 6,0 mL de água destilada neste mesmo béquer. Misturar totalmente o conteúdo desse béquer utilizando um agitador magnético.
2. Sob agitação constante, adicionar 1,0 mL da solução de permanganato de potássio (0,1 mol/L) na solução de ácido oxálico/água. Iniciar a contagem do tempo assim que a solução de permanganato de potássio for adicionada. A reação estará terminada quando a coloração roxa se transformar em uma coloração castanha.
3. Utilizar o mesmo procedimento para os experimentos 2 e 3.
4. Realizar cada experimento preferencialmente duas vezes.

2ª Parte – Efeito da temperatura na velocidade da reação

Para estudar o efeito da temperatura na velocidade da reação, realizar o experimento 1 a 10 °C acima da temperatura ambiente e a 10 °C abaixo da temperatura ambiente.

1. Em um béquer de 100 mL, preparar um banho de água aquecida em uma chapa elétrica. Dentro deste béquer, colocar um béquer de 50 mL contendo a mistura de ácido oxálico e água. Manter a temperatura dessa mistura em torno de 10 °C acima da temperatura ambiente.
2. Sob constante agitação, adicionar o permanganato de potássio e marcar o tempo necessário para que a reação se complete.
3. Repetir o procedimento acima utilizando um banho de água com gelo para manter a temperatura do sistema reacional em torno de 10 °C abaixo da temperatura ambiente.
4. Realizar esses procedimentos preferencialmente duas vezes.

3ª Parte – Uso do espectrofotômetro no Visível para determinar o tempo de reação

1. Utilizar o experimento 1. Após marcar o tempo do início da reação, transferir para uma cubeta a mistura reacional.
2. Colocar a cubeta no espectrofotômetro e realizar a leitura de absorbância versus o tempo com o comprimento de onda fixo em 585 nm.
3. Marcar o tempo necessário para que ocorra uma mudança brusca no valor da absorbância que indica o final da reação.

4ª Parte – Uso das medidas de pH e de condutividade elétrica para determinar o tempo de reação

1. Realizar o experimento 1 em temperatura ambiente. Mergulhar os eletrodos na solução para as medidas de pH e de condutividade elétrica. Com o uso desses eletrodos não será possível agitar a solução.
2. Medir os valores de pH e de condutividade elétrica a cada um minuto após o início da reação.

3. Observar a mudança de cor da solução que ocorre quando a variação desses valores é muito pequena, indicando o final da reação.

QUESTÕES

1. Calcular a concentração de cada reagente presente na mistura inicial em mol/L, observando que o volume total de cada amostra é 12 mL.

2. Calcular a ordem da reação em relação a cada reagente e a ordem global da reação.

3. Determinar a lei de velocidade para essa reação.

4. Determinar a constante de velocidade para essa reação.

5. Analisar o efeito da temperatura na velocidade da reação, observando a mudança no tempo de reação.

6. Comparar o tempo de reação do experimento 1 determinado na 1ª parte com o tempo de reação obtido com o espectrofotômetro na região do visível. Justificar a diferença entre eles.

7. Comparar o tempo de reação do experimento 1 determinado na 1ª parte com o tempo de reação obtido com as medidas de pH e de condutividade elétrica. Justificar a diferença entre eles.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 2.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. Química geral e reações químicas. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

SILVA, J. R.; SILVA, L. C. P.; SILVA, R. P.; CARVALHO, M. H.; LINS SOBRINHO, W. S.; FREITAS, K. C. S. Medidas de Condutividade elétrica e de pH como propostas de novos métodos analíticos capazes de identificar o final da reação entre o ácido oxálico e o permanganato de potássio. In: XVII Jornada de Ensino, Pesquisa e Extensão da UFRPE, 2017, Recife. Anais Eletrônicos... Recife: UFRPE, 2017. Disponível em: <http://www.eventosufrpe.com.br/2017/anais/listaresumos.htm>. Acesso em: 28 abr. 2020.

STEFFEL, M. J. Reduction of permanganate: a kinetics demonstration for general chemistry. *Journal of Chemical Education*, v. 67, n. 7, p. 598-599, jul. 1990.

TAVARES, V. N.; FREITAS, K. C. S.; BARRETO SILVA, F. C. G. M. A importância da espectrofotometria no visível para determinar a lei de velocidade da reação do ácido oxálico com o permanganato de potássio. In: XI Jornada de Ensino, Pesquisa e Extensão da UFRPE, 2011, Recife. Anais... Recife: UFRPE, 2011. 1 CD-ROM.

2.2 DETERMINAÇÃO DA LEI DE VELOCIDADE DA REAÇÃO DO CRISTAL VIOLETA COM O HIDRÓXIDO DE SÓDIO

Violeta de metila ou violeta de metilo é um grupo de substâncias usadas como indicadores de pH e corantes, também chamados de violeta cristal, cristal violeta e também por violeta de genciana $C_{25}H_{30}N_3Cl$. Ele é usado como antisséptico tópico, corante têxtil, de papel, de tintas para impressão, de canetas esferográficas e de histológico na coloração de Gram para a classificação de bactérias. É um composto iônico que em solução aquosa apresenta a tonalidade violeta. Ele reage com o íon OH^- originando o trifenilmetanol, um carbínoI incolor.

O fato de o cristal violeta absorver apenas na região visível do espectro, com uma banda centrada em 585 nm, permite utilizar a espectrofotometria de absorção molecular na região do visível para estudar a cinética dessa reação.

Nesse experimento, os valores da concentração do cristal violeta são determinados ao longo da reação através de medidas de absorbância, fazendo o uso da lei de Beer. Na equação 1, observa-se que, de acordo com essa lei, a absorbância (A) é diretamente proporcional à concentração de uma espécie absorvente (c) e ao caminho óptico (b) do meio absorvente. A constante de proporcionalidade (a) é denominada de absortividade.

$$A = abc$$

Equação 1

Uma vez que a absorbância é uma grandeza adimensional, a absortividade deve ter unidades que cancelam as unidades de b e c . Quando a concentração estiver em mol por litro e ' b ' em centímetros, a constante de proporcionalidade é chamada absortividade molar e possui a unidade de $L \text{ mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$.

A determinação experimental da relação entre a absorbância e a concentração consiste em construir uma curva de calibração com

concentrações padrões do cristal violeta em função de suas absorvâncias, que devem ser medidas no espectrofotômetro em 585 nm. O gráfico obtido deve ser de uma reta, porque a relação entre a concentração e a absorvância segue a lei de Beer. Com a equação dessa reta podemos calcular os valores das concentrações a partir dos valores de absorvâncias medidos ao longo da reação. Esses valores de concentração são usados para encontrar a lei de velocidade dessa reação.

MATERIAIS E REAGENTES

Cinco balões volumétricos de 100 mL e dois de 50 mL; uma pipeta volumétrica de 10 mL; duas pipetas graduadas de 10 mL; duas provetas de 25 mL; um erlenmeyer de 250 mL; solução de NaOH 0,1 mol/L; solução de cristal-violeta 30 mg/L; espectrofotômetro no visível; cronômetro.

PROCEDIMENTOS

1. Fazer diluições da solução de cristal violeta de 30 mg/L para obter soluções padrões com as seguintes concentrações: 0,6 mg/L; 1,2 mg/L; 1,8 mg/L; 2,4 mg/L; e 3,0 mg/L.
2. Calibrar o espectrofotômetro ajustando inicialmente o feixe de luz para o comprimento de onda de 585 nm (esse comprimento de onda foi o de maior absorvância). Em seguida, deve-se ajustar a escala de absorvância para 0,000 utilizando-se água destilada (branco).
3. Realizar as medidas de absorvância para cada concentração padrão do cristal violeta.
4. Plotar o gráfico 1 relacionando cada concentração padrão do cristal violeta com a absorvância. Este gráfico deve ser de uma reta e estará de acordo com a lei de Beer. Obter a equação da reta neste gráfico.

5. Para dar início à reação, será necessário fazer as seguintes diluições:

5.1 Transferir 10 mL da solução de concentração de 30 mg/L do cristal-violeta para um balão volumétrico de 50 mL e completar o volume com água destilada.

5.2 De uma solução de hidróxido de sódio, com concentração de 0,1 mol/L, recolher 4 ml para um balão volumétrico de 50 mL e completar o volume com água destilada.

6. Recolher 20 mL de solução de cada um dos balões citados acima, utilizando uma proveta de 25 mL para cada solução.

7. Iniciar a reação transferindo as soluções das duas provetas para um erlenmeyer. Neste instante, iniciar a cronometragem do tempo da reação.

8. Transferir a mistura do erlenmeyer para uma cubeta.

9. Colocar a cubeta no espectrofotômetro.

Observação: Manter a cubeta fechada para evitar que os gases presentes no ar (principalmente o CO₂) neutralizem o hidróxido de sódio.

10. No quadro 7, anotar os valores de absorbância a cada quatro minutos.

Quadro 7 - Resultados obtidos no experimento

Tempo (s)	A	C (mg/L)	ln (C/C₀)

QUESTÕES

1. Qual foi a equação da reta obtida no gráfico 1? O que representam A e C nesta equação?
2. Com a equação de reta obtida no gráfico 1, determinar os valores de concentração do quadro 5.
3. Determinar o valor da concentração inicial (C_0) do cristal-violeta a partir da diluição de 10 mL da solução de concentração de 30 mg/L para um balão volumétrico de 50 mL cujo volume foi completado com água destilada. Lembrar que, em seguida, 20 mL dessa solução foi diluída novamente em 20 mL de NaOH 0,1 mol/L. Em seguida, completar o quadro 5 com os valores de $\ln C/C_0$.
4. Verificar se a reação é de primeira ordem plotando o gráfico 2 a partir dos valores de tempo em função do $\ln C/C_0$ descritos no quadro 5.

BIBLIOGRAFIA

ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

ATKINS, P.W.; DE PAULA, J. Físico-química. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2017. v. 2.

BRITO, M. F. P.; HOLANDA, L. E. G.; FREITAS, K. C. S. Determinação da lei de velocidade da reação do cristal-violeta com o hidróxido de sódio. In: IX Jornada de Ensino, Pesquisa e Extensão da UFRPE, 2009, Recife. Anais Eletrônicos... Recife: UFRPE, 2011. Disponível em: <http://www.eventosufrpe.com.br/jepex2009/cd/resumos/R0649-3.pdf>. Acesso em: 28 abr. 2020.

CONCEIÇÃO, A. C. L.; DIOGO, H. P. Determination of kinetic parameters with flow gradient chamber and spectrophotometric detection: application to the reaction between crystal violet and the hydroxide ion. *Química Nova*, São Paulo, v. 36, n. 6, p. 905-910, 2013. Disponível em http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422013000600029&lng=pt&nrm=iso. Acesso em 28 abr. 2020.

CORSARO, G. A. Colorimetric Chemical Kinetics Experiment. *Journal of Chemical Education*, v. 41, n. 1, p. 48-50, jan. 1964.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. *Química geral e reações químicas*. 9. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 2.

RANGEL, R. N., *Práticas de Físico-Química*. 3. ed. São Paulo: Blucher, 2006, p.128-132.

TAVARES, V. N.; FREITAS, K. C. S.; SOUZA, S. R. O uso da espectrofotometria no visível para determinar a lei de velocidade da reação do cristal-violeta com o hidróxido de sódio. In: XI Jornada de Ensino, Pesquisa e Extensão da UFRPE, 2011, Recife. *Anais...* Recife: UFRPE, 2011. 1 CD-ROM.

Este livro é uma coletânea de experimentos de eletroquímica e de cinética química que são aplicados ao curso de Licenciatura em Química da UFRPE. Esses experimentos são utilizados em aulas práticas de laboratório de química e são muito importantes, tanto para introduzir um assunto teórico como para complementá-lo. Eles utilizam reagentes de baixo custo e equipamentos facilmente encontrados nos laboratórios de química das universidades brasileiras.

