

Eletrólise da água
Lei de Ohm

Introdução

Nesta primeira aula em laboratório da disciplina RCB-104 deverão ser abordados, experimentalmente, alguns conceitos fundamentais de química e de física. Os resultados obtidos serão discutidos dentro da perspectiva de biociências. As aulas práticas subsequentes seguirão este mesmo padrão.

Assim, sempre que possível, a dinâmica desta e das próximas aulas deverá se pautar, inicialmente, por observação e coleta de dados sobre os diferentes experimentos realizados; seguindo-se a isto, os resultados serão analisados e possíveis correlações entre as conclusões propostas e sistemas biológicos serão examinadas.

Lei de Ohm: possivelmente todos os alunos têm o conceito desta lei; a parte experimental da aula e a respectiva discussão deverão explorar a aplicabilidade desta lei em projetos de inúmeros instrumentos de medidas usados rotineiramente em biociências. Atualmente a maioria das medidas experimentais depende de eletrônica; conhecer e usar a *Lei de Ohm* abre possibilidades de se criar ou modificar instrumentos analíticos ou, no mínimo, que se faça bom uso deles.

Eletrólise da água: esta parte da aula será oferecida como demonstração, cabendo aos alunos verificar o funcionamento do "voltômetro de Hofmann" e anotar dados da eletrólise para cálculos posteriores.

Apesar do experimento de eletrólise da água não guardar relação direta com eventos típicos de biociências, há aspectos interessantes que devem ser reconhecidos. Fenômenos semelhantes ocorrem sempre que corrente elétrica passar por soluções eletrolíticas; há exemplos disto nos processos eletroforéticos, em uso nas mais variadas áreas de investigação biológica, e em estimulações elétricas de tecidos.

Os dados coletados durante a eletrólise e a identificação dos produtos formados permitirão que se faça a verificação de algumas grandezas físico-químicas revelantes. Talvez o aspecto mais importante desta parte da aula tenha alcance que vá além dos propósitos da biociência. É oportunidade de se perceber que apenas observação experimental seja insuficiente para conclusões sobre um fenômeno observável qualquer, ou compreensão das etapas envolvidas no processo. Para tanto, seria preciso que hipóteses fossem levantadas, conceitos básicos da área de estudo considerados, etc. Leis e conceitos sobre fenômenos naturais existem e estão à disposição para consulta; avanço no conhecimento de biociências depende da aplicação oportuna deles, dentro de contexto intelectual adequado.

Diferentemente do que é esperado para a parte da aula sobre *Lei de Ohm*, talvez a maioria dos alunos precise consultar livros ou internet em busca de conceitos básicos sobre eletrólise, sem os quais dificilmente seria possível explicar os resultados observados em aula.

Objetivos

- Verificar a Lei de Ohm e aplicá-la na montagem de divisores de tensão.
- Verificar experimentalmente ocorrência e propriedades de “reações de eletrodo” que ocorrem durante a passagem de corrente por soluções eletrolíticas.
- Usar instrumentos de medida como multímetro, bureta e cronômetro.

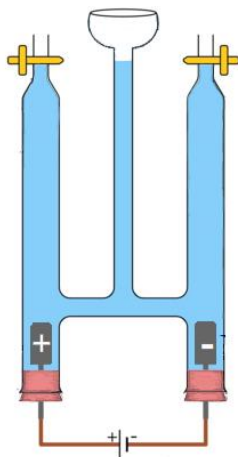
Material:

Resistores de valores distintos. Multímetro. Fonte de tensão variável. Voltâmetro (coulômetro) de Hofmann; multímetro digital; solução de Na₂SO₄ 1.0 M; corante azul de bromofenol; fonte de corrente; cronômetro; caixa de fósforos; tubos de ensaio.

Procedimentos experimentais

1- Eletrólise da H₂O (demonstração)

- a) Preencha o voltâmetro de Hofmann com solução de Na₂SO₄ 1.0M, contendo azul de bromofenol suficiente para tingir a solução, e aplique corrente de 150 mA durante 15 min. Anote os resultados observáveis no período.
- b) Dando continuidade ao experimento sobre eletrólise, sob novo ângulo, aplique tensões de 20, 17, 14, 11, 8, 5 e 2 volts ao voltâmetro e anote as respectivas correntes medidas. Para facilitar discussão, faça oportunamente o gráfico mA versus V.
- c) Identifique os gases formados em cada eletrodo e respectivos volumes.
- d) Recupere as soluções anódica e catódica num único frasco e observe o resultado.
- e) Para fundamentar discussão vindoura, complete o diagrama oferecido do voltâmetro de Hofmann, abaixo, indicando nele os parâmetros usados na eletrólise e alguma outra informação relevante.



2- Verificação da Lei de Ohm

Nota: Recomenda-se que se façam, antes de se executar os experimentos descritos a seguir, os respectivos diagramas de conexões elétricas para verificação de eventuais incongruências. Procure usar símbolos convencionais para identificar cada elemento.

- a) Identifique os três resistores disponibilizados na bancada pelos respectivos valores ôhmicos. A cada um deles, separadamente, aplique tensões entre 5 e 15 V e anote a corrente, em mA, que passa pelo circuito. Oportunamente, crie gráficos mA vs V.

b) Ligue em série, com ajuda de garras tipo "jacaré", os três resistores disponíveis na bancada. Mostre que o valor equivalente da resistência total independe da ordem na sequência dos resistores individuais. Anote o valor.

Aplique tensão de 10V à resistência equivalente e meça as quedas de tensão ao longo dos resistores individuais. Anote os valores.

Discussão dos resultados

1) Como descrever "eletrólise da H_2O " com base apenas nas observações macroscópicas feitas, incluindo-se a identificação dos produtos formados?

2) Que significa reação de eletrodo? Elétrons atravessam a solução?

3) Que significa *eletroforese*?

4) Qual dos experimentos realizados você escolheria, com base nos resultados obtidos, para comprovar a Lei de Ohm?

5) Que possível analogia poderia existir entre Lei de Ohm e sistema circulatório?

6) Soluções eletrolíticas são condutores ôhmicos?

Material Acessório

A) Descarga seletiva na eletrólise

Adaptado de G. I. Brown - Introduction to Physical Chemistry – 2ª edição

O conceito de descarga seletiva em eletrólise implica em que as reações de eletrodo no anodo e no catodo são aquelas que ocorrem com mais facilidade entre as possíveis, em uma dada circunstância.

Os íons mais facilmente formados a partir dos respectivos elementos serão os menos facilmente descarregados. Em termos de *potenciais de eletrodo*, cuja tabela será vista em aula próxima, elementos com os valores mais negativos serão os menos prontamente descarregados no catodo e, reciprocamente, elementos com potenciais positivos serão proporcionalmente menos facilmente descarregados no anodo.

Por exemplo, na presença de íons Na^+ , os íons Zn^{2+} serão seletivamente descarregados pois a reação $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2e \longrightarrow \text{Zn}$ ocorrerá mais prontamente que $\text{Na}^+(\text{aq}) + 1e \longrightarrow \text{Na}$.

Íons Cu^{2+} serão descarregados ainda mais preferencialmente que íons Zn^{2+} .

A descarga seletiva de uma mistura de diferentes eletrólitos pode, na prática, ser usada para a análise quantitativa dos íons metálicos presentes. Cada metal é depositado, um por vez, e individualmente pesado.

Os mesmos argumentos se aplicam aos ânions. Ânions I^- serão seletivamente descarregados na presença de Cl^- , pois a reação $\text{I}^- \longrightarrow \text{I} + 1e$ é favorecida em relação à $\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl} + 1e$.

Assim, pode-se obter uma lista de acordo com os valores de potenciais de eletrodo, que indicará a ordem em que íons hidratados comuns serão seletivamente descarregados.

K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Pb^{2+}	H^+	Cu^{2+}	Ag^+
-2.92	-2.87	-2.71	-2.37	-1.66	-0.76	-0.44	-0.13	0	+0.34	+0.80
→ Aumento preferencial de descarga no catodo →										
	OH^-	I^-	Br^-	Cl^-	NO_3^-	SO_4^{2-}	F^-			
	+0.40	+0.54	+1.07	+1.36			+2.85			
← Aumento preferencial de descarga no anodo ←										

B) Cálculos para aula “Eletrólise da H₂O”

1) Reações de eletrodo: descarga seletiva de H⁺ e OH⁻. Estequiometria.

Anodo: $4 \text{ OH}^- \rightarrow 4 \text{ e}^- + 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{ O}_2$ (equivalente à liberação de 4 H⁺, da H₂O)

∴ reação corresponde a formação de ¼ O₂ e 1 H⁺ por e⁻.

Catodo: $2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{ H}_2$ (equivalente à liberação de 2 OH⁻, da H₂O)

∴ reação corresponde a formação de ½ H₂ e 1 OH⁻ por e⁻.

2) Cálculo de eletricidade

Sabemos que: $I = Q/t$ ∴ $A = C/s$

$F = 96\,500 \text{ C} = 1 \text{ mol de e}^-$

15 min = 900 s x 0.15 A = 135 C

Como 96.500 C → 1 mol de e⁻

135 C → x

x = 1.40 mmol e⁻

Assim, no anodo serão formados:

0.35 mmol de O₂ e 1.40 mmol de H⁺ e,

no catodo:

0.70 mmol de H₂ e 1.40 mmol de OH⁻

Sabendo-se que 1 mol de gás ideal ocupa 22.4 l (CNTP) e transformando mmol de gás em volume, temos:

No anodo: 0.35 mmol de O₂ → 7.83 ml e,

no catodo: 0.70 mmol de H₂ → 15.7 ml