



PROEX  
Pró-Reitoria de  
Extensão e Cultura



GRUPO: \_\_\_\_\_

NOMES: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

DISCIPLINA: Práticas Experimentais

DATA: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

ELABORADO POR: Prof.a Dárlen Crísthiê H. Pena (EEOP), Ana Julia Assunção Silva (EF/UFOP), Giuliane Armond Alves (EF/UFOP), Láysa Duarte Passos Resende (EF/UFOP), Prof.a Flávia D. M. Marinho (EF/UFOP).

## ELETROQUÍMICA

### INTRODUÇÃO

A eletroquímica é o ramo da química que estuda as interações entre os fenômenos elétricos e as reações químicas. Em sua base, está a investigação da transferência de elétrons entre diferentes substâncias, bem como, do papel deste processo na conversão de energia química em elétrica, de forma espontânea como ocorre nas células eletroquímicas (pilhas e baterias), e da eletricidade em energia química, de forma não espontânea, a exemplo das células eletrolíticas (Atkins; Jones, 2012).

As células eletrolíticas apresentam dois eletrodos inseridos no mesmo compartimento, juntamente com o eletrólito, sendo que o cátodo tem carga negativa e o ânodo apresenta carga positiva, ao contrário do que acontece nas células eletroquímicas. A reação de oxirredução é forçada pela energia elétrica que ocasiona a transferência de elétrons do eletrólito para os respectivos eletrodos, gerando energia química (Pinheiro; Santos, 2018).

As células eletroquímicas, pilhas ou baterias, são dispositivos que convertem energia química em energia elétrica por meio de reações de oxirredução espontâneas. Tanto as baterias quanto as pilhas são compostas por um eletrodo negativo, denominado ânodo, que sendo o agente redutor se oxida transferindo elétrons para o eletrodo positivo, denominado cátodo que se comporta como agente oxidante, portanto, sofre redução. Nas baterias, os eletrodos estão imersos em uma mesma solução eletrolítica (eletrólito), enquanto nas pilhas cada eletrodo permanece imerso na respectiva solução iônica, sendo estas conectadas por uma solução eletrolítica denominada ponte salina, como exemplo clássico deste processo cita-se a pilha de Daniell (Pinheiro; Santos, 2018).

A força eletromotriz ( $\Delta E^{\circ}$ ) representa a força que move os elétrons do ânodo (ex.: Alumínio) para o cátodo (ex.: Ferro) no circuito externo de uma célula eletroquímica, a qual é calculada subtraindo o potencial de redução do ânodo ( $E^{\circ}_{\text{ânodo (Al)}} - 1,66$ ) do potencial de redução do cátodo ( $E^{\circ}_{\text{cátodo (Fe)}} + 2,87$ ), conforme a equação  $\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{cátodo (Fe)}} + E^{\circ}_{\text{ânodo (Al)}}$ , essa magnitude define a quantidade de energia elétrica gerada. Os potenciais de oxidação e redução dos elementos químicos disponíveis na literatura são apresentados no Anexo 1, sendo a equação da reação de oxirredução para o exemplo em questão  $\text{Al}_{(s)} + \text{Fe}^{3+}_{(aq)} \rightarrow \text{Al}_{(s)} + \text{Al}^{3+}_{(aq)} + \text{Fe}_{(s)}$  (Atkins; Jones, 2012).



## OBJETIVO

**Geral:** Compreender o funcionamento de uma pilha eletroquímica.

### Específicos

- Constatar a geração de corrente elétrica por meio de uma reação de oxirredução
- Determinar a diferença de potencial da célula eletroquímica

## MATERIAL

- Água destilada
- Balança
- Bastão de vidro
- Béquer 50 mL
- 2g de cloreto de sódio (NaCl)
- Espátula de aço
- Isqueiro
- Pregos
- Proveta 500 mL
- Recipiente de alumínio com capacidade 360 mL (ex.: lata de refrigerante)
- Tampa plástica
- Voltímetro

## PROCEDIMENTO

- Aquecer a ponta do prego com auxílio de um isqueiro;
- Fazer um furo no centro da tampa plástica com o prego aquecido;
- Medir 300 mL de água com auxílio de uma proveta;
- Pesar 2 gramas de cloreto de sódio, com auxílio de espátula, em béquer de 50 mL, conforme POP 001A – Uso da Balança;
- Registrar a massa pesada na Ficha de Pesagem – Anexo 2;
- Registrar o uso da balança no Formulário 001A;
- Transferir a massa de cloreto de sódio (NaCl) para a proveta;
- Homogeneizar com auxílio de um bastão de vidro;
- Transferir todo o volume da solução para o recipiente de alumínio;
- Tampar o recipiente;
- Inserir o prego no furo da tampa;
- Medir, com o auxílio de um voltímetro, a condução de energia elétrica;
- Registrar no relatório.

## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012. p. 515–560. Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/mod/resource/view.php?id=2948118&forceview=1> Acesso em 05 set. 2024
- PINHEIRO, Eduarda B.; SANTOS, Gabriela R. dos. **Aula 10 Físico-Química: Eletroquímica**. Pré-UFSC. 2018, Disponível em: <https://cpei.paginas.ufsc.br/files/2018/05/Aula-10-Eletoqu%C3%ADmica.pdf> Acesso em: 12 set. 2024
- **STEM Brasil**. Pilha eletroquímica. Disponível em: [https://wf.stembrasil.org/atv\\_html.php?cod=Q22](https://wf.stembrasil.org/atv_html.php?cod=Q22) Acesso em: 12 set. 2024

## ANEXO 1

### Potenciais de redução e oxidação dos elementos químicos

Potenciais de oxidação ( $E^{\circ}_{ox}$ ), em volt		Potenciais de redução ( $E^{\circ}_{red}$ ), em volt
+ 3,04	$Li^+ + 1e \rightleftharpoons Li^{\circ}$	-3,04
+ 2,87	$Ca^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ca^{\circ}$	-2,87
+ 2,71	$Na^+ + 1e \rightleftharpoons Na^{\circ}$	-2,71
+ 2,36	$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg^{\circ}$	-2,36
+ 1,66	$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al^{\circ}$	-1,66
+ 0,76	$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn^{\circ}$	-0,76
+ 0,44	$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe^{\circ}$	-0,44
+ 0,28	$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co^{\circ}$	-0,28
+ 0,25	$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni^{\circ}$	-0,25
+ 0,14	$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn^{\circ}$	-0,14
+ 0,13	$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb^{\circ}$	-0,13
<b>0,00</b>	<b><math>2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2</math></b>	<b>0,00</b>
-0,34	$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu^{\circ}$	+0,34
-0,80	$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag^{\circ}$	+0,80
-0,85	$Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg^{\circ}$	+0,85
-1,07	$Br_2 + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	+1,07
-1,36	$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1,36
-1,50	$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au^{\circ}$	+1,50
-2,87	$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	+2,87

Fonte: <https://app.planejativo.com/estudar/245/resumo/quimica-pilhas>



PROEX  
Pó-Extensão de  
Cursos e Cursos



## ANEXO 2 FICHA DE PESAGEM

GRUPO: \_\_\_\_\_

PRÁTICA: Eletroquímica

DATA: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

**ELABORADO POR:** Prof.a Dárten Crísthiê H. Pena (EEOP), Ana Julia Assunção Silva (EF/UFOP), Giulliane Armond Alves (EF/UFOP), Láysa Duarte Passos Resende (EF/UFOP), Prof.a Flávia D. M. Marinho (EF/UFOP).

Insumo	Fabricante	Lote	Massa (g)	
			A pesar	Pesada

### Assinaturas

Responsável pela pesagem: \_\_\_\_\_

Responsável pela conferência: \_\_\_\_\_