

## **BLOCO 2 – ATIVIDADE 1**

### **PAPEL DO POTENCIAL REDOX NAS CONVERSÕES DE ENERGIA NOS SERES VIVOS**

Autoria:

Wagner Seixas da Silva (Instituto de Bioquímica Médica Leopoldo de Meis, UFRJ)

Andrea T. Da Poian (Instituto de Bioquímica Médica Leopoldo de Meis, UFRJ)

#### **Introdução**

As reações de oxidação-redução (ou redox) constituem umas das principais classes de reações químicas e estão muito presentes no cotidiano. Elas ocorrem em pilhas e baterias, na combustão, na corrosão, na fotossíntese, na respiração celular, dentre outros processos.

Nos sistemas biológicos, a transferência de elétrons que ocorre nas reações redox possui papel central no metabolismo.

Um recurso didático que pode ser utilizado em sala de aula para ilustrar e entender as reações redox é a construção de uma pilha caseira. Além de chamar a atenção dos alunos por tratar um tema cotidiano (geração de energia) e utilizar materiais encontrados em suas casas, a atividade de experimentação tem potencial para elaboração de sequências didáticas investigativas e interdisciplinares que incentivem os estudantes a desenvolverem pensamento científico.

#### **Objetivos**

- ✓ Fazer acender uma lâmpada LED utilizando materiais diversos
- ✓ Entender a relação entre as reações de oxirredução e a conversão de energia nas cadeias transportadoras de elétrons do cloroplasto, no processo de fotofosforilação, e da mitocôndria, no processo de fosforilação oxidativa.

#### **Procedimento**

Material de consulta (caso necessário, pode ser usado com apoio ao desenvolvimento da atividade)

<https://educador.brasilecola.uol.com.br/estrategias-ensino/pilhas-caseiras.htm>

[https://www.scielo.br/scielo.php?script=sci\\_arttext&pid=S0100-46702001000100018&lng=en&nrm=iso&tlng=pt](https://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-46702001000100018&lng=en&nrm=iso&tlng=pt)

Material a ser utilizado:

- 3 lâmpadas tipo LED (pode ser um de pisca-pisca de árvore de Natal)
- 2 metros de fio fino (cabinho 0,14 mm)
- 3 pilhas (pode ser AA de 1,5 v)

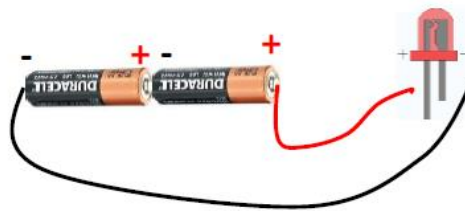
- 50 cm de fio de cobre rígido (4 mm)
- 3 limões, batatas, tomates
- 3 parafusos zincados (banho de zinco)
- 3 pregos de ferro (também chamado de aço polido)
- 3 pedaços polidos de lata de alumínio (~3x1cm); lacres de lata também servem
- Voltímetro
- Alicates de corte
- Estilete ou faca para descascar fio

### **Experimento 1 - acender o LED com uma pilha comercial**

- Corte o fio fino (0,14 mm) em pedaços de aproximadamente 20-25 cm.
- Descasque as extremidades dos fios (aproximadamente 1 cm de cada extremidade), como mostrado na foto a seguir.



- Utilize dois pedaços destes fios para conectar os pólos positivo e negativo da pilha nos dois fios conectores da lâmpada de LED. Caso a lâmpada não acenda com uma única pilha, tente ligar duas ou mais pilhas em série (ver esquema a seguir) e observe o resultado.



#### **Para investigar:**

- 1) Quantas pilhas foram necessárias para acender o LED?
- 2) Como devem ser organizados os polos positivo e negativo das pilhas para que a lâmpada acenda?
- 3) A pilha que você acabou de utilizar é chamada de pilha seca. No interior dela estão ocorrendo reações de oxirredução que geram uma diferença de potencial que é medida em volts e que pode ser utilizada para permitir o funcionamento de equipamentos eletrônicos. Será que conseguimos acender a lâmpada de LED utilizando reações de oxirredução com a participação de cobre e zinco?

Para responder a essa pergunta vamos utilizar o limão como meio condutor para a transferência de elétrons entre o cobre e o zinco!

### **Experimento 2 - acender o LED com uma pilha caseira**

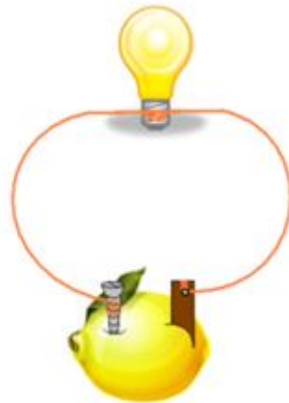
- Remova a capa de borracha que envolve o fio rígido para deixar o cobre exposto. Corte pequenos pedaços deste fio de cobre (cerca de 6 cm). Você pode testar com diferentes moedas também.

- Coloque o pedaço de fio de cobre rígido (ou a moeda) em um limão.

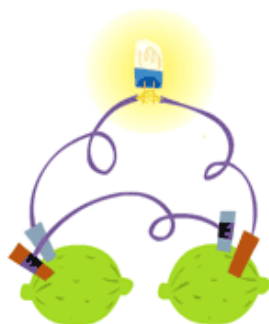
- Fixe os parafusos zincados (cobertos com uma fina camada de zinco) no mesmo limão, como mostrado na foto a seguir.



- Utilize dois pedaços de fios finos para conectar o parafuso a uma das extremidades da lâmpada de LED e outro fio para conectar o fio de cobre a outra extremidade da lâmpada de LED (ver esquema a seguir). Observe se a lâmpada acendeu.



- Caso ela não tenha acendido, tente montar várias destas pilhas de limão para tentar fazer a lâmpada acender. Anote quantos limões foram necessários. Neste caso, lembre-se de como você precisou organizar as duas pilhas secas para conseguir acender a lâmpada de LED no experimento 1.



### Experimento 3 – construir pilhas usando outros materiais

- Teste agora outros materiais ao invés do limão. Use sua criatividade (batata, tomate, refrigerante...)

- Tente agora usar eletrodos do mesmo material e depois alternando outros materiais (cobre, zinco, ferro, alumínio). Conseguiu fazer o LED acender?

Você deve ter percebido que para conseguir acender a lâmpada de LED (*Light Emitting Diode*) foi preciso montar ordenadamente os fios de cobre e os parafusos zincados (com banho de zinco). Além disso, pode-se perceber que para acender a LED foi necessária a construção de um sistema em série.

### ESTUDO DIRIGIDO

1) Diante dessas observações, discutam as seguintes questões:

- ✓ Será que para acender a LED é preciso a ocorrência de reações químicas com o fluxo de elétrons (eletroquímicas)?
- ✓ Será que o sucesso do experimento depende do estado de oxirredução (com perda e ganho de elétrons) dos materiais utilizados como eletrodos?
- ✓ Vocês notaram alguma mudança visual no aspecto do zinco (parafuso) e do cobre (fio de cobre)?
- ✓ Qual o papel de cada componente da pilha de limão?

2) Verifique na tabela a seguir o potencial de oxidação e redução de cada um dos componentes da pilha montada. O quadro permite prever qual componente se oxida e qual se reduz na reação. Aquele que apresentar a maior ação redutora doará elétrons para o par da reação de oxirredução da pilha e irá se oxidar.

a) Que componente está se reduzindo na pilha de limão: cobre ou zinco?

b) Como se deu a transferência de elétrons quando você usou outros pares redox?

3) Utilizando os valores da tabela e a equação a seguir podemos prever a voltagem obtida por você na montagem de cada pilha. Se a pilha está em série, será preciso somar os valores para obter a voltagem total gerada. Este cálculo teórico poderá ser confirmado utilizando-se um voltímetro. Qual a voltagem obtida nas pilhas construídas?

Potencial de redução ( $E_{red}^0$ )	Estado reduzido	Estado oxidado	Potencial de oxidação ( $E_{oxid}^0$ )	
-3,04	Li	$\rightleftharpoons$	$Li^+ + e^-$	+3,04
-2,92	K	$\rightleftharpoons$	$K^+ + e^-$	+2,92
-2,90	Ba	$\rightleftharpoons$	$Ba^{2+} + 2e^-$	+2,90
-2,89	Sr	$\rightleftharpoons$	$Sr^{2+} + 2e^-$	+2,89
-2,87	Ca	$\rightleftharpoons$	$Ca^{2+} + 2e^-$	+2,87
-2,71	Na	$\rightleftharpoons$	$Na^+ + e^-$	+2,71
-2,37	Mg	$\rightleftharpoons$	$Mg^{2+} + 2e^-$	+2,37
-1,66	Al	$\rightleftharpoons$	$Al^{3+} + 3e^-$	+1,66
-1,18	Mn	$\rightleftharpoons$	$Mn^{2+} + 2e^-$	+1,18
-0,83	$H_2 + 2(OH)^-$	$\rightleftharpoons$	$2 H_2O + 2e^-$	+0,83
-0,76	Zn	$\rightleftharpoons$	$Zn^{2+} + 2e^-$	+0,76
-0,74	Cr	$\rightleftharpoons$	$Cr^{3+} + 3e^-$	+0,74
-0,48	$S^{2-}$	$\rightleftharpoons$	$S + 2e^-$	+0,48
-0,44	Fe	$\rightleftharpoons$	$Fe^{2+} + 2e^-$	+0,44
-0,28	Co	$\rightleftharpoons$	$Co^{2+} + 2e^-$	+0,28
-0,23	Ni	$\rightleftharpoons$	$Ni^{2+} + 2e^-$	+0,23
-0,13	Pb	$\rightleftharpoons$	$Pb^{2+} + 2e^-$	+0,13
0,00	$H_2$	$\rightleftharpoons$	$2H^+ + 2e^-$	0,00
+0,15	$Cu^+$	$\rightleftharpoons$	$Cu^{2+} + e^-$	-0,15
+0,34	Cu	$\rightleftharpoons$	$Cu^{2+} + 2e^-$	-0,34
+0,40	$2(OH)^-$	$\rightleftharpoons$	$H_2O + 1/2 O_2 + 2e^-$	-0,40
+0,52	Cu	$\rightleftharpoons$	$Cu^+ + e^-$	-0,52
+0,54	$2I^-$	$\rightleftharpoons$	$I_2 + 2e^-$	-0,54
+0,77	$Fe^{2+}$	$\rightleftharpoons$	$Fe^{3+} + e^-$	-0,77
+0,80	Ag	$\rightleftharpoons$	$Ag^+ + e^-$	-0,80
+0,85	Hg	$\rightleftharpoons$	$Hg^{2+} + 2e^-$	-0,85
+1,09	$2 Br^-$	$\rightleftharpoons$	$Br_2 + 2e^-$	-1,09
+1,23	$H_2O$	$\rightleftharpoons$	$2H^+ + 1/2 O_2 + 2e^-$	-1,23
+1,36	$2 Cl^-$	$\rightleftharpoons$	$Cl_2 + 2e^-$	-1,36
+2,87	$2 F^-$	$\rightleftharpoons$	$F_2 + 2e^-$	-2,87

Semirreação no ânodo:  $Zn_{(s)} \leftrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$   
 Semirreação no cátodo:  $Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \leftrightarrow Cu_{(s)}$

$$\Delta E^0 = E^0_{red} \text{ (maior)} - E^0_{red} \text{ (menor)}$$

- Alguns processos celulares também envolvem reações eletroquímicas. Quais são eles? Será que temos processos que copiam o que acabamos de observar na pilha feita com limão?
- Como poderíamos utilizar este experimento em uma aula investigativa sobre a síntese de ATP nos processos de respiração celular?
- Na escola em que vocês atuam seria possível realizar uma intervenção interdisciplinar com os professores de Física e Química para trabalhar este experimento?

### Idéias para reprodução da atividade:

#### Materiais alternativos para montagem da pilha

- **LED:** calculadora ou relógio digital que utilize bateria de até 1,5 V)
- **Fio fino (cabinho 0,14mm):** fio de cobre comum; para acoplar o fio à placa de cobre ou zinco é possível construir garras de jacaré com prendedores de roupa.

- **50 cm de fio de cobre rígido (4 mm)**: placa de cobre; moedas de cobre bem limpa com palha de aço)

- **Limão**: laranja, tomate, batata, melancia, batata doce, caqui; também é possível utilizar soluções como refrigerante, solução de vinagre ou água sanitária, porém será necessário utilizar recipientes para colocar o líquido.

- **Parafusos zincados (banho de zinco)**: cliques de papel galvanizado, arruela galvanizada