

9. CÉLULAS GALVÂNICAS

1 OBJETIVO

Identificar os processos eletroquímicos e medir a tensão de algumas células galvânicas.

2 INTRODUÇÃO

A eletroquímica é um ramo da química que lida com o uso de reações químicas espontâneas para produzir eletricidade, e com o uso da eletricidade para fazer com que reações químicas não-espontâneas aconteçam. A classe de reações químicas envolvidas nestes processos é chamada de reações de oxiredução, ou reações REDOX. Um conhecimento dos princípios do comportamento de todas as reações redox permitirá entender o princípio de funcionamento de baterias e pilhas bem como todos os dispositivos em que os processos químicos e elétricos funcionam em cadeia. Uma das contribuições mais importantes da eletroquímica para o nosso dia a dia são as baterias portáteis usadas em diversos equipamentos eletro-eletrônicos. A bateria é uma **célula eletroquímica** na qual a corrente - fluxo de elétrons através do circuito - é produzida por uma reação química espontânea ou é usada para forçar o processamento de uma reação não espontânea. Chamamos de **célula galvânica** a célula eletroquímica que apenas gera uma corrente. A pilha de Daniell é um exemplo antigo de célula galvânica. Ela foi inventada pelo químico britânico John Daniell em 1836 para suprir a necessidade de energia confiável e estável para operar aparelhos de telégrafos. Daniell sabia que a reação redox $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$ era espontânea porque quando um pedaço de zinco é colocado numa solução aquosa de sulfato de cobre (II), o cobre metálico é depositado na superfície do zinco. Em termos atômicos, quando a reação acontece, os elétrons são transferidos do Zn para os íons de Cu^{2+} através da solução. Estes elétrons reduzem os íons de Cu^{2+} a átomos de Cu, que aderem à superfície do zinco ou forma um precipitado no fundo do frasco. O pedaço de Zn desaparece progressivamente enquanto seus átomos doam elétrons e formam íons de Zn^{2+} que migram para a solução.

Daniel notou que poderia rearranjar a reação para realizar trabalho separando as semi-reações de oxidação e de redução em compartimentos distintos (observação interessante: o elétron ainda não havia sido descoberto). Assim, conforme indicado na *Figura 2*, para que os elétrons dos átomos de Zn passem para os íons de Cu^{2+} , eles devem transitar através de um circuito externo (fio, lâmpada, motor, etc) no qual realizam trabalho.

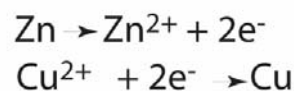
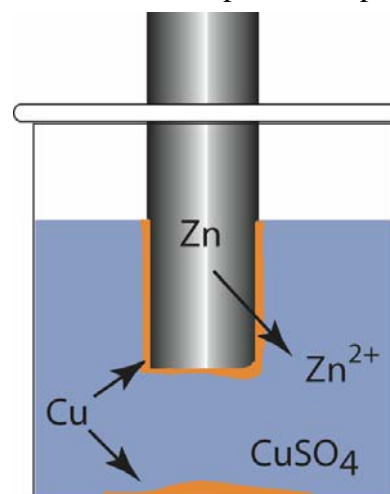


Figura 1: O Zn(s) se oxida e os elétrons reduzem o $Cu^{2+}(aq)$.

A Figura 2 mostra esquematicamente como uma célula galvânica produz energia elétrica a partir de reações redox. As reações de oxiredução podem ser monitoradas quando introduzimos um voltímetro num circuito, no qual as semi-reações de oxidações e de redução estão separadas. Um voltímetro é um instrumento que mede a capacidade ou potencial de uma pilha (ou qualquer outra fonte de tensão) impulsionar os elétrons através de um circuito externo, no qual normalmente efetuarão algum trabalho útil tal como a produção de luz, calor ou geração de um campo magnético, que deflete um ponteiro. O voltímetro ligado aos terminais de diferentes células galvânicas nos diz os potenciais em unidades de Volt (V) de cada pilha e, portanto, dá uma indicação da capacidade de cada uma delas de realizar trabalho.

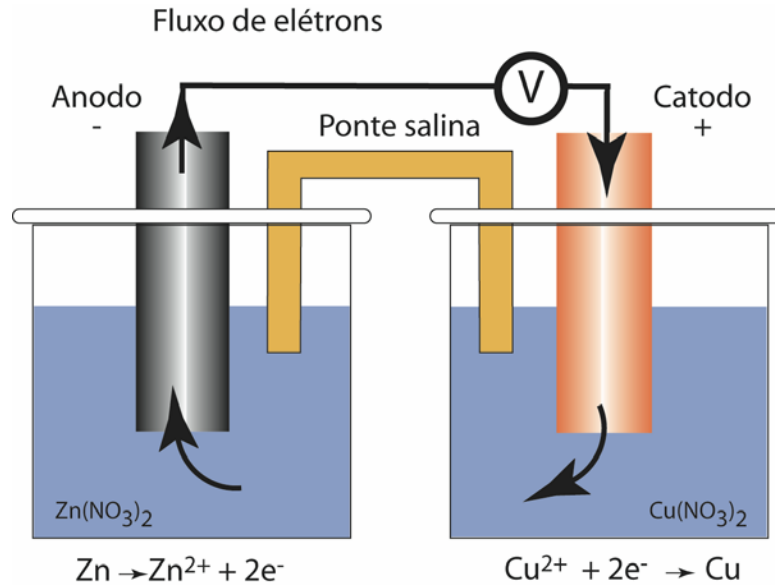
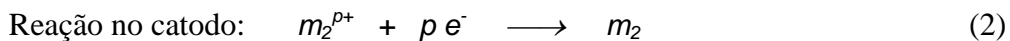
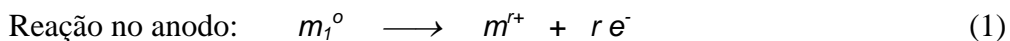


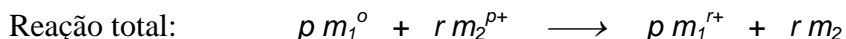
Figura 2: Elétrons deixam uma célula galvânica no anodo (-), atravessam o circuito externo conforme indicado pelo voltímetro e entram no catodo (+). A fonte de elétrons é a oxidação no anodo, no caso acima, do Zn(s), que passam pelo circuito externo e causam redução no catodo, no caso acima, do $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$. O circuito é completado na célula pela migração dos íons através da ponte salina.

Em todas as células galvânicas os elétrons movem-se do anodo para o catodo, através do circuito elétrico. O sentido deste movimento é indicado pelo sinal da tensão medida pelo voltímetro. O anodo e o catodo são conhecidos como eletrodos. A ponte salina completa o circuito, permitindo o fluxo de elétrons quando os íons m_1^{r+} são introduzidos no compartimento anódico e os íons m_2^{p+} deixam o compartimento catódico. No processo eletroquímico haverá perda de massa no anodo e ganho de massa no catodo.

2.1 Reações



Multiplicando-se a equação (1) por p elétrons e a equação (2) por r elétrons, temos:



As células galvânicas podem apresentar variações na sua construção, mas basicamente geram energia de uma reação de oxidação-redução.

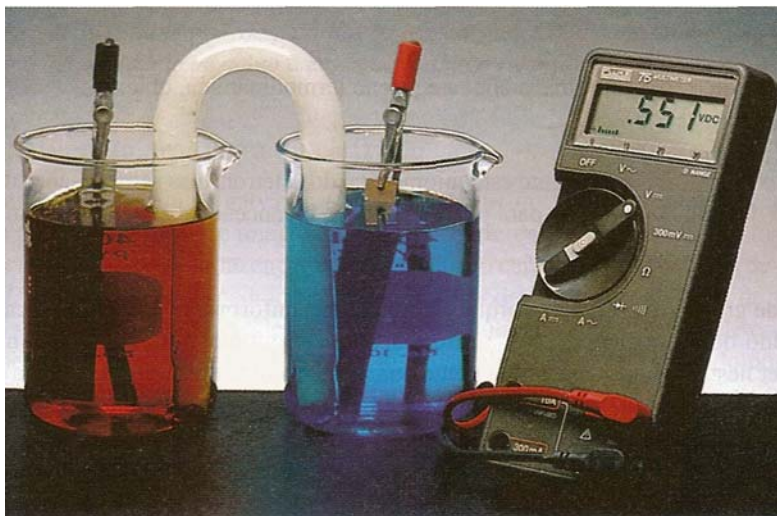
3 PARTE EXPERIMENTAL

3.1 Materiais e reagentes

- | | |
|---|--|
| - Béquer, proveta e de 50 mL | - CdCl_2 0,1 Mol/L; |
| - Tubo em U para ponte salina; | - Na_2S 2M; |
| - Algodão; | - Zinco em bastão; |
| - Voltímetro; | - Cobre em bastão; |
| - $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 Mol/l; | - Chumbo em bastão; |
| - $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 Mol/l; | - Magnésio em bastão; |
| - $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 Mol/L; | - Alumínio em bastão; |
| - $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 Mol/L; | - Solução saturada de KCl; |
| - $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ 0,1 Mol/L; | - Solução saturada de KNO_3 ; |

3.2 Procedimentos

Construir as células galvânicas conforme indicado abaixo. Calcular o potencial E° de oxidação-redução (Tabela 8 - Apêndice) e comparar seus valores com os observados experimentalmente.



3.3 $\text{Zn (s)} \mid \text{Zn}^{2+} (0,1 \text{ Mol/l}) \parallel \text{Cu}^{2+} (0,1 \text{ Mol/l}) \mid \text{Cu (s)}$

- Em 2 béqueres (A e B) com capacidade de 50 mL, colocar respectivamente 30 mL de uma solução 0,1M de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ e 30 mL de uma solução 0,1M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
- Limpar com uma lixa fina ou palha de aço a superfície dos eletrodos de zinco e cobre para retirar as impurezas. Lavar bem com água destilada;

- Construir uma ponte salina enchendo um tubo em U, com uma solução saturada de KCl ou KNO_3 , fechando as extremidades com um pedaço de algodão. Não deixar bolhas de ar no interior do tubo;
- Unir os dois béqueres com a ponte salina e introduzir o eletrodo metálico na solução do cátion correspondente, como mostrado na *Figura 2*;
- Faça um diagrama da célula com o nome do eletrodo, soluções, sinais e reações;
- Identificar com um voltímetro os terminais positivo e negativo. Ligar os terminais nos eletrodos e anotar a tensão.

3.4 $\text{Pb (s)} \mid \text{Pb}^{2+} (0,1 \text{ Mol/l}) \parallel \text{Cu}^{2+} (0,1 \text{ Mol/l}) \mid \text{Cu (s)}$

- Em 2 béqueres (A e B) com capacidade de 50 mL, colocar respectivamente 30 mL de uma solução 0,1M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 30 mL de uma solução 0,1M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
- Limpar com uma lixa fina ou palha de aço a superfície dos eletrodos de chumbo e cobre para retirar as impurezas. Lavar bem com água destilada;
- Construir uma ponte salina enchendo o tubo em U, com uma solução de KNO_3 , fechando as extremidades com um pedaço de algodão;
- Repetir as etapas do item 1d, 1e e 1f para construção da célula galvânica.

3.5 $\text{Mg (s)} \mid \text{Mg}^{2+} (0,1 \text{ Mol/l}) \parallel \text{Cu}^{2+} (0,1 \text{ Mol/l}) \mid \text{Cu (s)}$

- Em 2 béqueres (A e B) com capacidade de 50 mL, colocar respectivamente 30 mL de uma solução 0,1M de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ e 30 mL de uma solução 0,1M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
- Limpar com uma lixa fina ou palha de aço a superfície dos eletrodos de magnésio e cobre para retirar as impurezas. Lavar bem com água destilada;
- Repetir as etapas do item 1c, 1d, 1e e 1f para a construção da célula galvânica.

3.6 $\text{Al (s)} \mid \text{Al}^{3+} (0,1 \text{ Mol/l}) \parallel \text{Cu}^{2+} (0,1 \text{ Mol/l}) \mid \text{Cu (s)}$

- Em 2 béqueres (A e B) com capacidade de 50 mL, colocar respectivamente 30 mL de uma solução 0,1M de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ e 30 mL de uma solução 0,1M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
- Limpar com uma lixa fina ou palha de aço a superfície dos eletrodos de alumínio e cobre para retirar as impurezas. Lavar bem com água destilada;
- Repetir as etapas do item 1c, 1d, 1e e 1f para a construção da célula galvânica.

3.7 Efeito da concentração do agente oxidante:

- Na célula $\text{Zn (s)} \mid \text{Zn}^{2+} (0,1 \text{ Mol/L}) \parallel \text{Cu}^{2+} (0,1 \text{ Mol/L}) \mid \text{Cu (s)}$, (item 1), acrescente ao béquer que contém a solução de nitrato de cobre, 5 mL de uma solução 2M de Na_2S . Observe a indicação do voltímetro e a aparência da solução no béquer.

4 RESULTADOS

Para cada par de meia célula (meia pilha), construir um diagrama com os seguintes dados:

- nome dos eletrodos e de que são constituídos;
- direção do fluxo de elétrons;
- reação das meias pilhas;
- transporte iônico através da ponte salina;
- indicar a tensão experimental observada e a calculada pela tabela;
- reação global das pilhas;
- através dos potenciais padrão de eletrodo, faça uma previsão da espontaneidade dessas reações redox.

Para cada célula galvânica, calcular E° , utilizando a tabela de potenciais de oxi-redução (Apêndice Potenciais Redox) e comparar seus valores com os que foram observados experimentalmente.

Quais e reações ocorrem no béquer B de modo a produzir o complexo de cor azul?

Para cada uma das seguintes reações, escreva as reações dos eletrodos e a reação iônica global; preveja se a reação pode ocorrer dando uma base para a sua previsão:

- $\text{Mn (s)} + \text{Cs}^+ \longrightarrow$
- $\text{Zn (s)} + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow$
- $\text{Fe (s)} + \text{Fe}^{3+} \longrightarrow$

Pode uma solução de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 1 Mol/L ser guardada num recipiente de níquel? Explique a sua resposta.

Indique se a reação abaixo forma preferencialmente Fe^{2+} , cátion ferroso, ou Fe^{3+} , cátion férrico. Justifique sua resposta.

- $\text{Fe} + \text{AgCl} \longrightarrow$

RESIDUO QUÍMICO

Os resíduos químicos gerados neste experimento devem ser recolhidos em um recipiente rotulado, para serem tratados, por vocês, na última aula deste semestre