

Eletrólítica: soluções eletrolíticas e células galvânicas

Uma solução eletrolítica é uma solução que contém íons e, portanto, é capaz de conduzir eletricidade. Essas soluções são essenciais em muitos processos químicos e industriais, bem como em aplicações científicas. Aqui estão alguns aspectos importantes sobre soluções eletrolíticas:

Formação de Íons: Uma solução eletrolítica contém substâncias que se dissolveram em água e se ionizaram. Isso significa que as moléculas na solução se separam em íons carregados positiva e negativamente. Por exemplo, o cloreto de sódio (NaCl) se dissolve em água, formando íons de sódio (Na^+) e íons de cloreto (Cl^-).

Condução de Eletricidade: A presença de íons em soluções eletrolíticas permite que essas soluções conduzam eletricidade. Quando uma diferença de potencial é aplicada através da solução, os íons se movem em direção aos eletrodos, levando à passagem de corrente elétrica. Esse princípio é fundamental para a operação de células eletroquímicas e eletrólise.

Exemplos Comuns: Além do cloreto de sódio mencionado, outros exemplos comuns de soluções eletrolíticas incluem ácidos e bases diluídos, como ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH), bem como soluções de sais iônicos, como sulfato de cobre (CuSO_4).

Aplicações: Soluções eletrolíticas são amplamente utilizadas em processos industriais, como galvanização (revestimento de metais), produção de alumínio por eletrólise, eletrólise da água para produção de hidrogênio e oxigênio, entre outros. Além disso, são fundamentais em baterias eletroquímicas, células a combustível e em muitas reações químicas que envolvem transferência de elétrons.

Concentração de Íons: A condutividade de uma solução eletrolítica depende da concentração de íons presentes. Quanto maior a concentração de íons, maior a capacidade da solução de conduzir eletricidade.

Eletrólitos e Não Eletrólitos: As soluções eletrolíticas são o oposto das soluções não eletrolíticas, onde as substâncias dissolvidas não se dissociam em íons. Exemplos de soluções não eletrolíticas incluem açúcar dissolvido em água, onde as moléculas de açúcar permanecem intactas.

Eletroquímica: soluções eletrolíticas e células galvânicas

Célula Galvânica (ou célula eletroquímica galvânica):

Uma célula galvânica é um dispositivo que gera eletricidade a partir de reações químicas espontâneas. Um exemplo comum de uma célula galvânica é uma bateria comum, como uma bateria de zinco-carbono ou uma bateria alcalina. Nesse tipo de célula, as reações químicas ocorrem naturalmente e geram uma corrente elétrica que flui do ânodo para o cátodo. Por exemplo, em uma bateria alcalina, o zinco (Zn) é oxidado no ânodo, enquanto o óxido de manganês (MnO_2) é reduzido no cátodo, liberando elétrons no processo.

Célula Eletrolítica:

Uma célula eletrolítica é um dispositivo no qual uma corrente elétrica é usada para impulsionar uma reação química não espontânea. Um exemplo comum de uma célula eletrolítica é a eletrólise da água para produzir hidrogênio e oxigênio. Nesse processo, uma corrente elétrica é aplicada à água, forçando-a a decompor-se em seus componentes, hidrogênio e oxigênio. No ânodo, ocorre a oxidação da água para liberar oxigênio, e no cátodo, ocorre a redução da água para produzir hidrogênio.

Diferenças-chave entre Célula Galvânica e Eletrolítica:

Espontaneidade das Reações: Nas células galvânicas, as reações ocorrem espontaneamente, liberando energia e gerando eletricidade. Nas células eletrolíticas, as reações não ocorreriam naturalmente e são forçadas pela aplicação de uma corrente elétrica externa.

Direção do Fluxo de Elétrons: Nas células galvânicas, os elétrons fluem do ânodo para o cátodo, gerando uma corrente elétrica que pode ser usada para realizar trabalho. Nas células eletrolíticas, a corrente elétrica é aplicada de fora para dentro, do cátodo para o ânodo, a fim de forçar a reação não espontânea.

Aplicações: As células galvânicas são usadas em dispositivos de armazenamento de energia, como baterias. As células eletrolíticas são comuns em processos industriais, como galvanização, produção de metais e eletrólise para obtenção de produtos químicos.

Em resumo, as células galvânicas geram energia elétrica a partir de reações químicas espontâneas, enquanto as células eletrolíticas usam energia elétrica para promover reações não espontâneas.

Potenciais de redução padrão

Potential (V)	Reduction Half-Reaction
+2.87	$\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{F}^-(\text{aq})$
+1.51	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1.36	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$
+1.33	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1.23	$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+1.06	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq})$
+0.96	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
+0.80	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$
+0.77	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
+0.68	$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$
+0.59	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{OH}^-(\text{aq})$
+0.54	$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$
+0.40	$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$
+0.34	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$
0 [defined]	$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$
-0.28	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$
-0.44	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$
-0.76	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$
-0.83	$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
-1.66	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$
-2.71	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$
-3.05	$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$

Relações ΔG° , K, E° célula

As relações entre a variação da energia livre padrão (ΔG°), a constante de equilíbrio (K) e o potencial da célula padrão (E° célula) são descritas pelas seguintes equações:

Varição da Energia Livre Padrão (ΔG°) e Constante de Equilíbrio (K):

$$\Delta G^\circ = -RT \ln(K)$$

Onde:

ΔG° é a variação da energia livre padrão.

R é a constante dos gases (8,314 J/(mol·K)).

T é a temperatura absoluta em Kelvin.

K é a constante de equilíbrio.

Essa equação relaciona a variação da energia livre padrão à constante de equilíbrio. Um ΔG° negativo indica uma reação espontânea nas condições padrão (T = 298 K).

Potencial da Célula Padrão (E° célula) e Constante de Equilíbrio (K):

$$E^\circ \text{ célula} = (RT/nF) \ln(K)$$

Onde:

E° célula é o potencial da célula padrão.

R, T e n têm os mesmos significados que na primeira equação.

F é a constante de Faraday (aproximadamente 96.485 C/mol).

K é a constante de equilíbrio.

Essa equação mostra a relação entre o potencial da célula padrão e a constante de equilíbrio. Ela relaciona a tendência de uma reação de oxirredução de ocorrer em uma célula eletroquímica com a constante de equilíbrio dessa reação.

Varição da Energia Livre Padrão (ΔG°) e Potencial da Célula Padrão (E° célula):

$$\Delta G^\circ = -nF E^\circ \text{ célula}$$

Onde:

ΔG° é a variação da energia livre padrão.

n é o número de elétrons transferidos na reação de oxirredução balanceada.

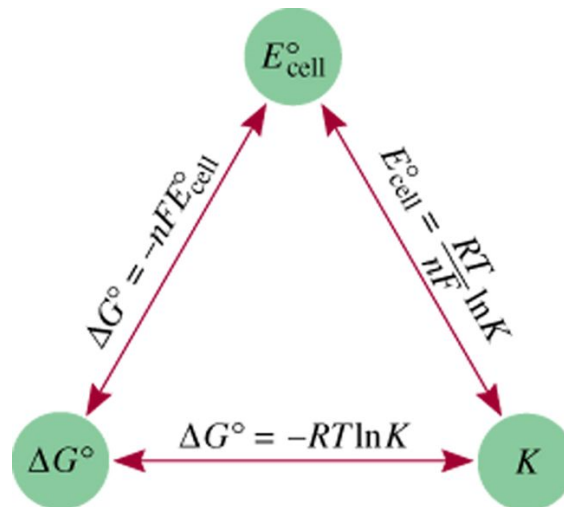
F é a constante de Faraday.

E° célula é o potencial da célula padrão.

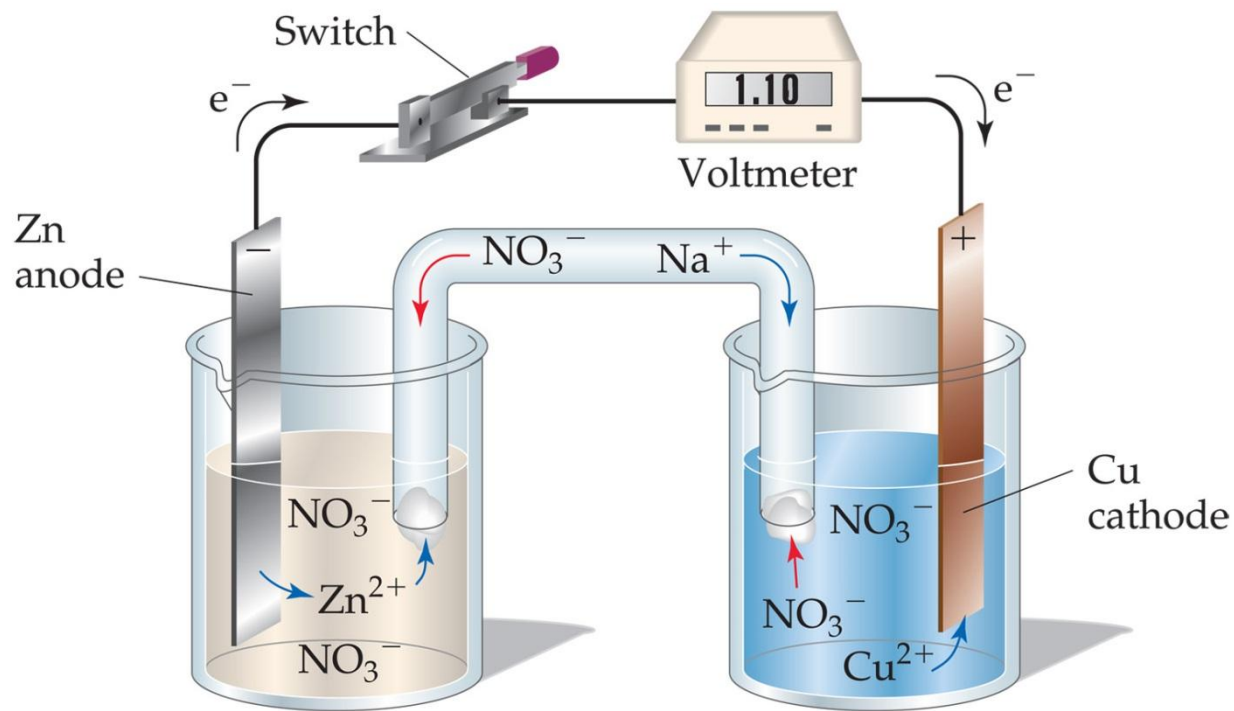
Essa equação mostra a relação entre a variação da energia livre padrão e o potencial da célula padrão. Um ΔG° negativo indica uma reação espontânea, e um valor positivo de E° célula sugere uma tendência da reação da célula de ocorrer na direção direta.

Essas relações são fundamentais na eletroquímica e na termodinâmica, proporcionando uma conexão entre as propriedades termodinâmicas de uma reação (ΔG°), a extensão de uma reação (K) e o potencial elétrico de uma célula eletroquímica (E° célula).

Relações ΔG° , K , E°_{cell} célula



Potential



$$E_{\text{an}} = +0.76 \text{ V}$$

$$E_{\text{cat}} = +0.34 \text{ V}$$



$$= +0.34 \text{ V} + 0.76 \text{ V}$$

$$= +1.10 \text{ V}$$

Problema Prático:

Se o potencial da célula padrão a 298 K for 1,10 V para a seguinte reação $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$, qual é a variação da Energia de Gibbs?

$$\Delta G = -nFE$$

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= - (2) (96500 \text{ C/mol}) (1.10 \text{ J/C}) \\ &= - 212300 \text{ J/mol} \\ &= - 212.3 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

<https://www.youtube.com/watch?v=qCicmOKa32A>

<https://www.youtube.com/shorts/IQQevp-d4pE>

<https://www.youtube.com/watch?v=33T6V1q0D-E>