

Introdução à Eletroquímica

Eletroquímica é o ramo da Química que estuda:

- Reações químicas que envolvem **transferência de elétrons**
- Interconversão entre **energia química** e **energia elétrica**
- Processos que ocorrem com a passagem de **corrente elétrica**
- Fenómenos de **oxidação** e **redução** (reações redox)

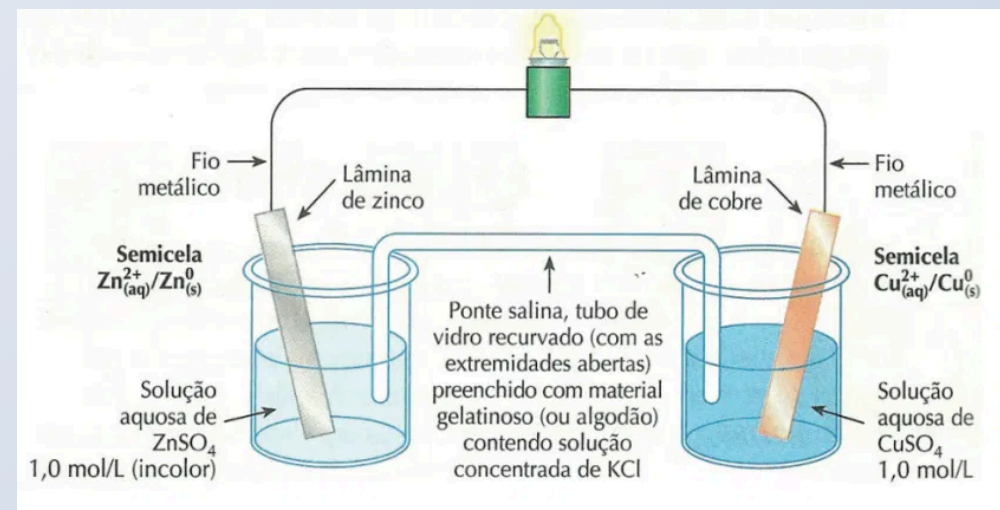
Divide-se em dois grandes processos:

Pilhas

Reações espontâneas que geram energia elétrica

Eletrólise

Reações não espontâneas que consomem energia elétrica



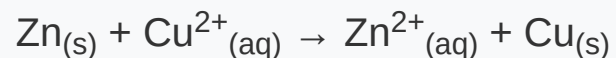
Reações de Oxirredução

Reações de oxirredução (ou reações redox) envolvem a transferência de elétrons entre espécies químicas.

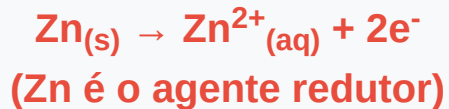
Conceitos fundamentais:

- **Oxidação:** Perda de elétrons (aumento do número de oxidação)
- **Redução:** Ganho de elétrons (diminuição do número de oxidação)
- **Agente oxidante:** Espécie que provoca oxidação (é reduzida)
- **Agente redutor:** Espécie que provoca redução (é oxidada)

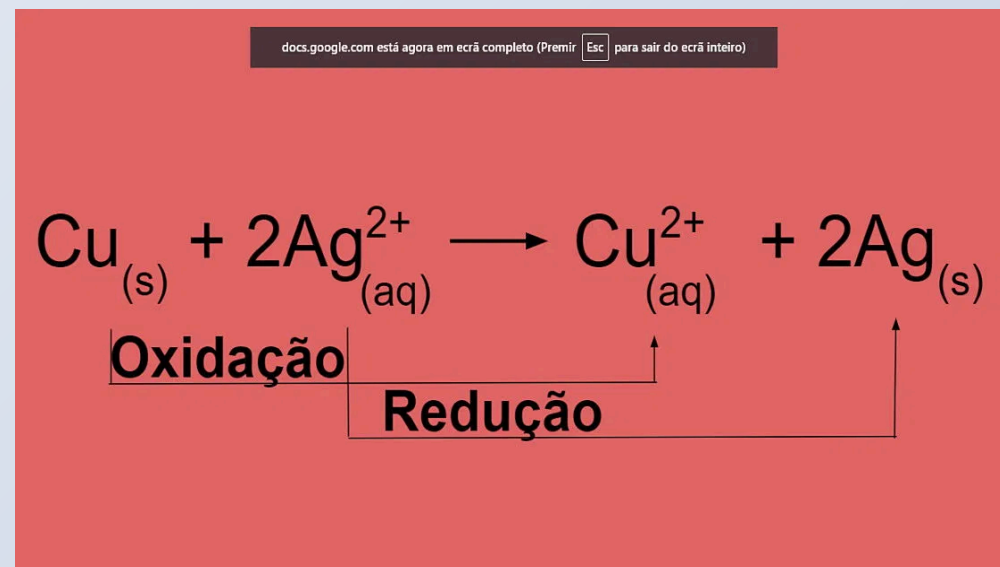
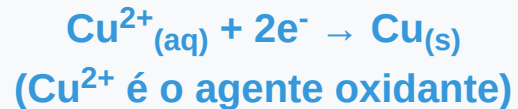
Exemplo: Reação entre zinco e cobre



Oxidação:



Redução:



Pilhas Eletroquímicas

Pilhas são sistemas eletroquímicos que transformam **energia química** em **energia elétrica** através de reações de oxirredução espontâneas.

Componentes principais:

- **Ânodo:** Eletrodo onde ocorre a oxidação (polo negativo)
- **Cátodo:** Eletrodo onde ocorre a redução (polo positivo)
- **Ponte salina:** Dispositivo que mantém a neutralidade elétrica
- **Solução eletrolítica:** Meio condutor iônico

Características:

- Também conhecidas como **células galvânicas**
- Geram **corrente elétrica** através de reações espontâneas
- Os elétrons fluem do ânodo para o cátodo pelo circuito externo

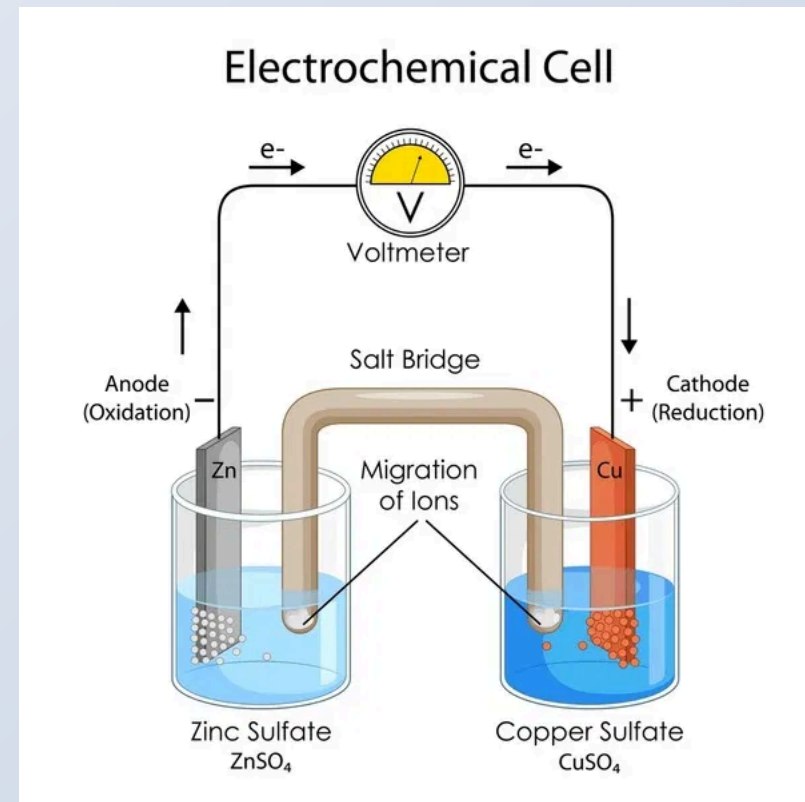
Tipos de pilhas:

Pilhas secas

Pilhas alcalinas

Baterias

Células de combustível



Pilha de Daniell

A **Pilha de Daniell** é um exemplo clássico de célula galvânica, desenvolvida pelo químico britânico John Frederic Daniell em 1836.

Componentes:

- **Ânodo:** Eletrodo de zinco (Zn) imerso em solução de ZnSO_4
- **Cátodo:** Eletrodo de cobre (Cu) imerso em solução de CuSO_4
- **Ponte salina:** Tubo em U contendo solução de KCl ou Na_2SO_4
- **Fio condutor:** Liga os eletrodos externamente

Reações na Pilha de Daniell:

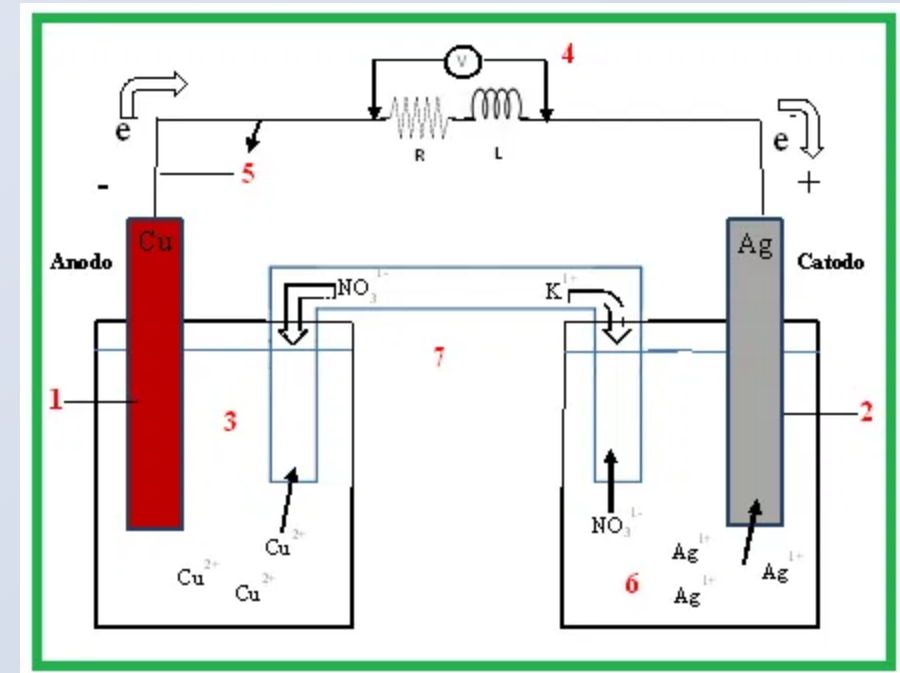
Ânodo (oxidação): $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

Cátodo (redução): $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$

Reação global: $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$

Potencial padrão: $E^\circ = +1,10 \text{ V}$

O fluxo de elétrons ocorre do eletrodo de zinco (ânodo) para o eletrodo de cobre (cátodo) através do circuito externo.



Potencial Elétrico e Série Eletroquímica

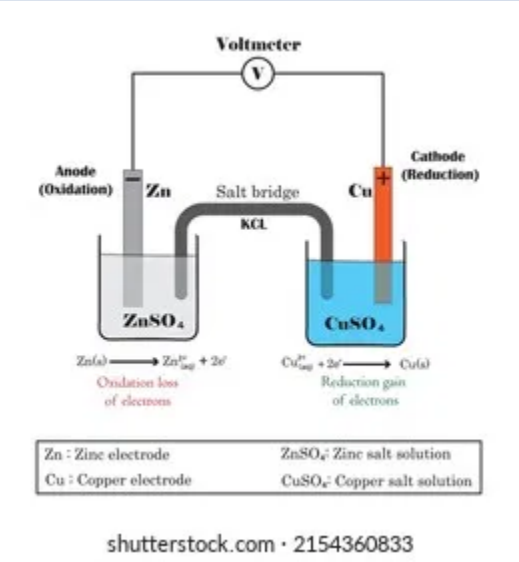
Potencial elétrico é a capacidade de uma espécie química realizar trabalho elétrico através de reações de oxirredução.

Conceitos importantes:

- **Diferença de potencial (ddp):** Diferença entre os potenciais de redução dos eletrodos
- **Potencial padrão de redução (E°):** Medido em relação ao elétrodo padrão de hidrogénio
- **Equação de Nernst:** Relaciona o potencial com concentrações e temperatura

Semi-reação de redução	E° (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80

Cálculo do potencial da pilha: $E_{\text{pilha}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$



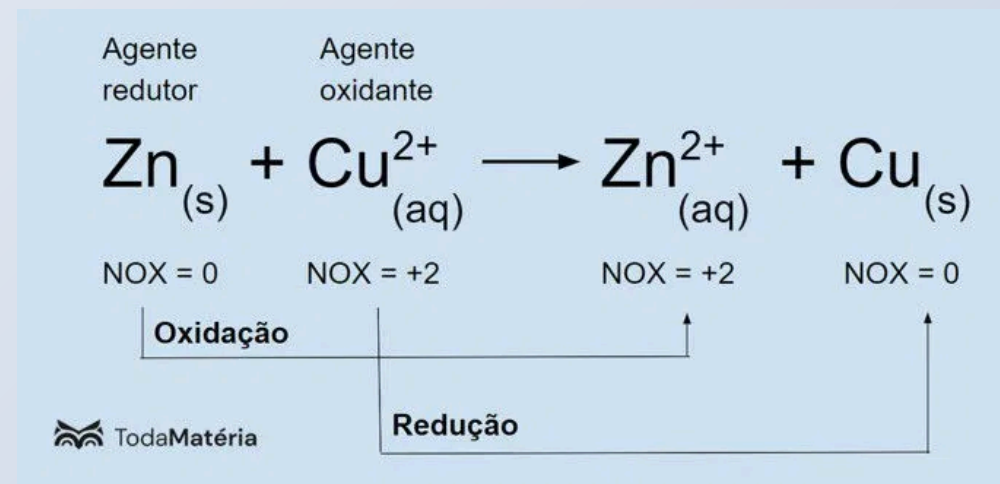
Eletrólise

Eletrólise é um processo não espontâneo que utiliza **energia elétrica** para forçar reações químicas de oxirredução.

Características:

- Processo **não espontâneo** (requer energia externa)
- Transforma **energia elétrica** em **energia química**
- Ocorre em uma **cuba eletrolítica** com eletrodos inertes
- Sentido da reação é **oposto** ao das pilhas

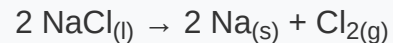
Característica	Pilha	Eletrólise
Espontaneidade	Espontânea	Não espontânea
Conversão de energia	Química → Elétrica	Elétrica → Química
Ânodo	Negativo (oxidação)	Positivo (oxidação)
Cátodo	Positivo (redução)	Negativo (redução)



Tipos de Eletrólise

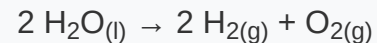
Eletrólise Ígnea

- Realizada com o **eletrólito fundido** (sem água)
- Temperatura elevada para fundir o sal ou base
- Exemplo: Obtenção de sódio metálico a partir de NaCl fundido

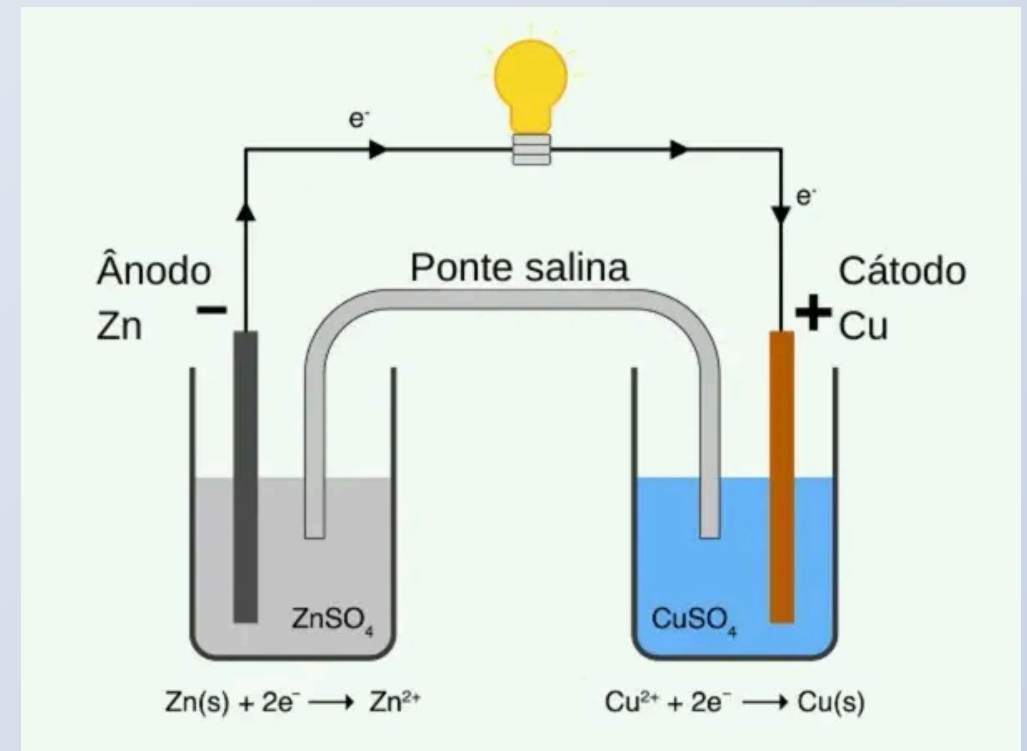


Eletrólise Aquosa

- Realizada com o **eletrólito dissolvido em água**
- Ocorre à temperatura ambiente
- Produtos dependem da **descarga seletiva de íons**



Característica	Eletrólise Ígnea	Eletrólise Aquosa
Estado do eletrólito	Fundido	Dissolvido em água
Temperatura	Elevada	Ambiente



Aplicações da Eletroquímica

A eletroquímica tem diversas aplicações práticas na indústria e no cotidiano, sendo fundamental para o desenvolvimento tecnológico moderno.

Baterias e Pilhas

Dispositivos portáteis, veículos elétricos, sistemas de armazenamento de energia

Galvanoplastia

Revestimento de metais (cromagem, niquelagem, douração), joalheria, peças automóveis

Produção Química

Obtenção de hidrogénio, cloro, soda cáustica (NaOH), alumínio e outros metais

Proteção contra Corrosão

Proteção catódica, anodização de alumínio, galvanização de estruturas metálicas

Tratamento de Água

Purificação de água, dessalinização, tratamento de efluentes industriais

Aplicações Médicas

Sensores de glicose, pacemakers, dispositivos de diagnóstico, implantes

