

Eletroquímica

A Química que Gera Energia

⚡ Por que o ferro enferra? 🔋 Como funciona a bateria do seu celular?

Vamos desvendar os segredos das reações que transformam química em
eletroquímica!

Oxidação e Redução: A Dança dos Eletrões

Entenda os conceitos fundamentais das reações redox

● Oxidação

P.E.O

Perda de Eletrões = Oxidação

O Número de Oxidação (NOX) AUMENTA

■ Redução

G.E.R

Ganho de Eletrões = Redução

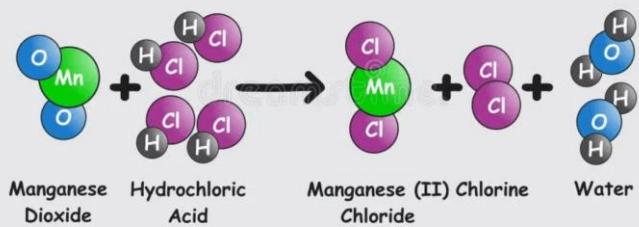
O Número de Oxidação (NOX) DIMINUI

● Agente Oxidante: Causa a oxidação (ele próprio reduz)

■ Agente Redutor: Causa a redução (ele próprio oxida)

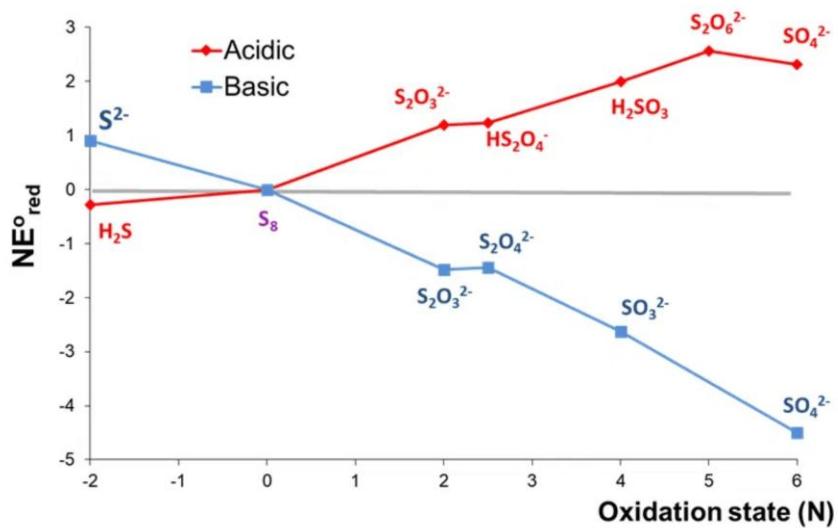
► Ver vídeo educativo (3 min)

REDOX REACTION



Calculando o Número de Oxidação (NOX)

Regras práticas e exemplos resolvidos



1. Substância simples (Ex: Fe, O₂): NOX = 0

2. Iões monoatómicos (Ex: Na⁺, Cl⁻): NOX = carga

3. Oxigénio (maioria dos compostos): NOX = -2

4. Hidrogénio (maioria dos compostos): NOX = +1

5. Metais Alcalinos (Grupo 1): NOX = +1

6. Soma dos NOX numa molécula neutra: = 0

💡 Exemplo: Calcule o NOX do Manganês (Mn) em KMnO₄

$$K (+1) + Mn (x) + 4 \times O (-2) = 0$$

$$1 + x + (-8) = 0$$

$$x = +7$$

✓ O Manganês tem NOX = +7 no KMnO₄

Redox no Cotidiano: Corrosão e Mais

Exemplos práticos de reações redox que observamos todos os dias

Corrosão

Oxidação de metais. Ex: O ferro enferruja quando Fe é oxidado a Fe^{3+}



Combustão

Reação de oxidação rápida. Ex: Queima de combustível libera energia



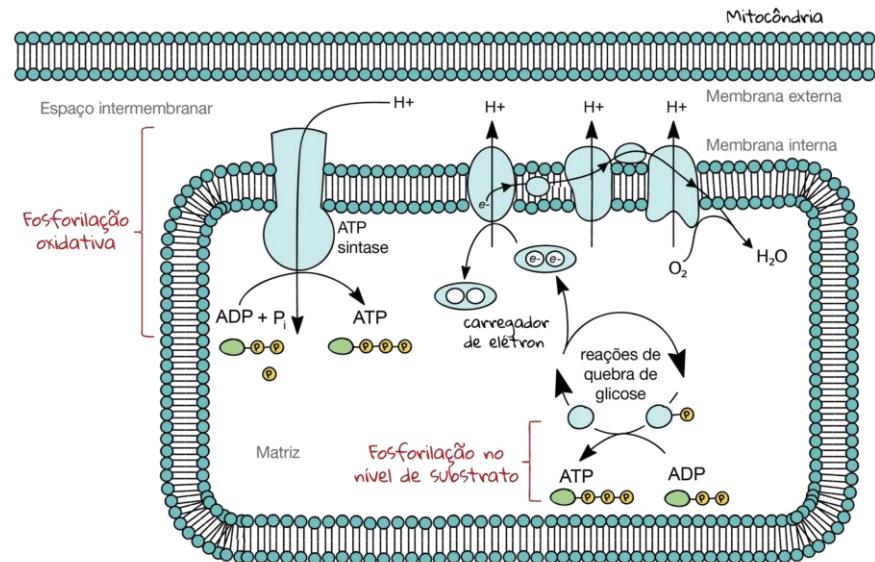
Branqueamento

Agentes oxidantes removem manchas. Ex: Água oxigenada (H_2O_2)



Respiração Celular

Processo biológico essencial com transferência de eletrões



Pilhas: Transformando Química em Eletricidade

Células Galvânicas e seus Componentes

Definição: Dispositivos que convertem energia química em energia elétrica através de uma reação redox espontânea.

Componentes Essenciais:

● Ânodo (Polo Negativo)

Eletrodo onde ocorre a **Oxidação**. Os eletrões são libertados aqui.

■ Cátodo (Polo Positivo)

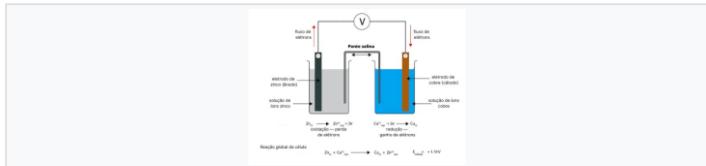
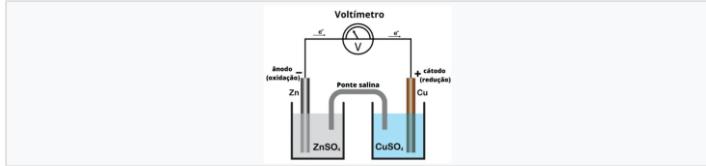
Eletrodo onde ocorre a **Redução**. Os eletrões são recebidos aqui.

● Eletrólito

Solução iônica que permite a circulação de íons entre os eletrodos.

↔ Ponte Salina

Mantém a neutralidade elétrica entre as semicélulas.



⚡ **Fluxo de Eletrões:** Os eletrões fluem do **Ânodo (Oxidação)** para o **Cátodo (Redução)** através do circuito externo.

Pilha de Daniell: O Exemplo Fundamental

Análise detalhada de uma célula galvânica clássica

● ÂNODO (Oxidação)

Polo Negativo (-)

Material: Placa de Zinco (Zn)



O zinco perde 2 eletrões e passa para a solução como iões Zn^{2+}

■ CÁTODO (Redução)

Polo Positivo (+)

Material: Placa de Cobre (Cu)



Os iões Cu^{2+} ganham 2 eletrões e depositam-se na placa como cobre metálico

⚡ Reação Global da Pilha



■ Diferença de Potencial (ddp)

$$\text{ddp} = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ânodo})$$

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

$$\text{ddp} = (+0,34) - (-0,76)$$

$$\text{ddp} = +0,34 + 0,76$$

$$\checkmark \text{ ddp} = 1,10 \text{ V (a } 25^\circ\text{C)}$$

► Ver vídeo: Como funcionam as pilhas

Diferença de Potencial (ddp)

A "força" que impulsiona os eletrões na pilha

⚡ FÓRMULA FUNDAMENTAL

$$\text{ddp} = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ânodo})$$

Onde E° é o **Potencial Padrão de Redução** (em Volts)

III Potenciais Padrão de Redução (E°)

Semirreação	E° (V)
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76

⚠ Regra Importante: O eletrodo com o **MAIOR E°** será o **CÁTODO** (redução). O com o **MENOR E°** será o **ÂNODO** (oxidação).

💡 Exemplo: Pilha de Daniell

1. Identificar os eletrodos:

- Zn^{2+}/Zn : $E^\circ = -0,76$ V (ÂNODO - menor potencial)
- Cu^{2+}/Cu : $E^\circ = +0,34$ V (CÁTODO - maior potencial)

2. Aplicar a fórmula:

$$\text{ddp} = (+0,34) - (-0,76) = +1,10 \text{ V}$$

Aplicações Tecnológicas das Pilhas

Exemplos de pilhas e baterias que usamos todos os dias



Baterias de Íon-Lítio

Em telemóveis, portáteis e carros; alta eficiência.

- Alta densidade e longa vida
- Tecnologia moderna



Pilhas Alcalinas

Em comandos, brinquedos e lanternas; fácil substituição.

- Tamanhos AA–D
- Tensão típica 1,5 V



Células de Combustível

Convertem hidrogénio em eletricidade de forma direta.

- Energia limpa
- Aplicações em transportes



Pilha Caseira (Batata/Limão)

Demonstração simples de conversão química→elétrica.

- Simples e educativa
- Zinco + cobre (~0,9 V)



Estrutura Interna de Bateria de Íon-Lítio



Bateria de Íon-Lítio Moderna

Onde Estamos e Próximos Passos

Revisão, avaliação e consolidação do aprendizado

Revisão Rápida dos Conceitos

Reações Redox

PEO: Perda de Eletrões = Oxidação

GER: Ganho de Eletrões = Redução

NOX: Número de Oxidação (6 regras)

Agentes: Oxidante e Redutor

Pilhas Eletroquímicas

Ânodo: Oxidação (Polo Negativo)

Cátodo: Redução (Polo Positivo)

Eletrólito: Condução de iões

$ddp = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ânodo})$

Recursos Interativos

 Livro Interativo de Eletroquímica

 Quiz Interativo (Questões 1-10)

Acesso a conteúdo com áudio, mapas mentais e exercícios interativos.

Critérios de Sucesso

Calcular corretamente o NOX em pelo menos 80% dos exercícios

Identificar ânodo e cátodo em 80% dos exemplos

Acerter pelo menos 3 de 5 questões do quiz sobre Redox

Acerter pelo menos 3 de 5 questões do quiz sobre Pilhas

Participar ativamente das atividades propostas

Demonstrar compreensão através de explicações orais

A Eletroquímica e o Futuro da Energia

A Eletroquímica é fundamental para o desenvolvimento de novas tecnologias de armazenamento de energia e fontes renováveis.

- Baterias mais eficientes
- ⚡ Células de combustível
- 🌐 Energia limpa e sustentável
- 🚗 Transportes elétricos
- ⚡ Inovações tecnológicas

Os conceitos que aprendemos hoje são a base para as soluções energéticas do amanhã.