

# Eletroquímica e Equilíbrios Redox

## Princípios, fundamentos e aplicações

SQM – 0470 – Química para Engenharia Ambiental II

Setembro/2016

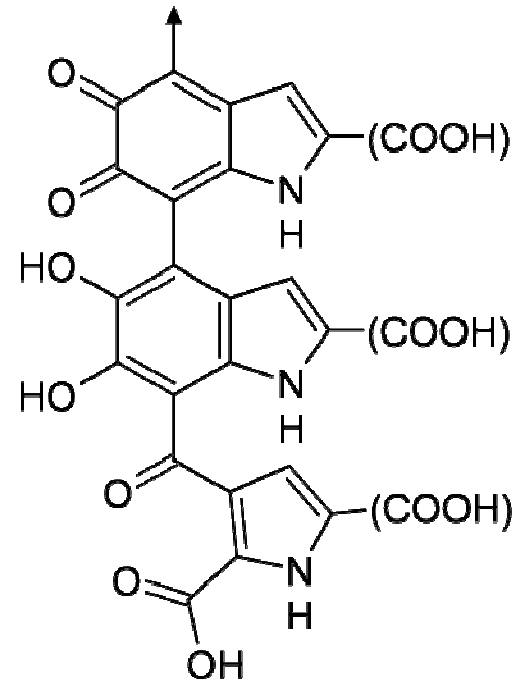
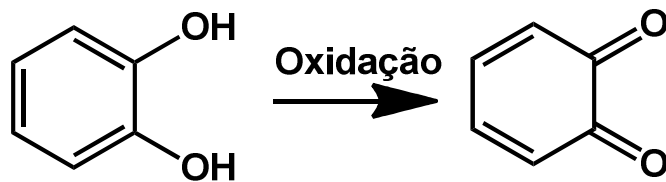
Prof. Dr. Rafael Martos Buoro – Instituto de Química de São Carlos – Universidade de São Paulo

# Química – Ciência das Transformações

- “No mundo, nada se ganha, nada se perde. Tudo se transforma.” - Antoine de Laurant Lavoisier.
  - Base da química – Transformações
  - Eletroquímica – Transformações por intermédio da transferência de elétrons
- Reações de oxirredução

# Ok. Mas onde?

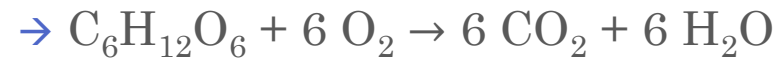
- Desde o escurecimento de uma maçã...



Eumelanina – Pigmento responsável pela cor escura

# Ok. Mas onde?

- Respiração



- Bactérias Nitrificantes



- Corrosão



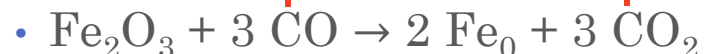
- Eletrodeposição



# A reação redox! – O conceito de Nox

- Reação de transferência de elétrons

Nox varia de 2+ → +4 → espécie que perde elétrons → Oxida (agente redutor)  
(perde 2e<sup>-</sup>)



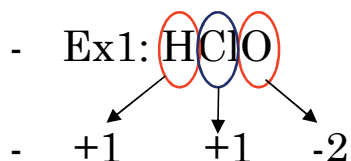
Nox varia de +3 → 0 espécie que ganha elétrons → Reduz (agente oxidante)  
(ganha 3e<sup>-</sup>)

- Nox = número de oxidação, define uma carga fictícia de um átomo
  
- Como descubro e calculo o Nox de um elemento???
- Camada de valência + eletronegativade

Principais Nox dos elementos em substâncias comuns		
Elementos	Situação	Nox
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb e Cs)	Em substâncias compostas	+1
Metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr e Ba)	Em substâncias compostas	+2
Prata: Ag	Em substâncias compostas	+1
Zinco: Zn	Em substâncias compostas	+2
Alumínio: Al	Em substâncias compostas	+3
Enxofre: S	Em sulfetos (quando o enxofre for o elemento mais eletronegativo)	-2
Halogênios (F, Cl, Br, I)	Em halogenetos (quando o halogênio for o elemento mais eletronegativo)	-1
Hidrogênio: H	Ligado a metais (quando o hidrogênio estiver ligado a um elemento mais eletronegativo que ele)	+1
	Ligado a metais (quando o hidrogênio estiver ligado a um elemento menos eletronegativo que ele)	-1
Oxigênio: O	Na maioria das substâncias compostas	-2
	Em peróxidos	-1
	Em superóxidos	-1/2
	Em fluoretos	+2
		+1

Nox na tabela são válidos se:

- O elemento com nox negativo (mais eletronegativo) for o elemento mais a direita do composto. Ex:  $\text{HCl} \rightarrow \text{nox}_{\text{Cl}} = -1$
- Quando o elemento se encontra em seu estado padrão, o nox dele é 0. Ex:  $\text{Cl}_2, \text{N}_2, \text{Al}_0, \text{F}_2, \text{O}_2, \text{Na}_{(\text{solido})}$
- Quando o elemento aparece no meio do composto, seu nox é calculado tendo em consideração ao que aparece à “esquerda” e à “direita” do elemento.

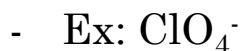


**Somatória dos Nox no composto = 0,**

portanto  $+1 + \text{nox}_{\text{Cl}} + (-2) = 0,$

$\text{nox}_{\text{Cl}} = +1$

- Para íons, a carga do íon é considerada na somatória

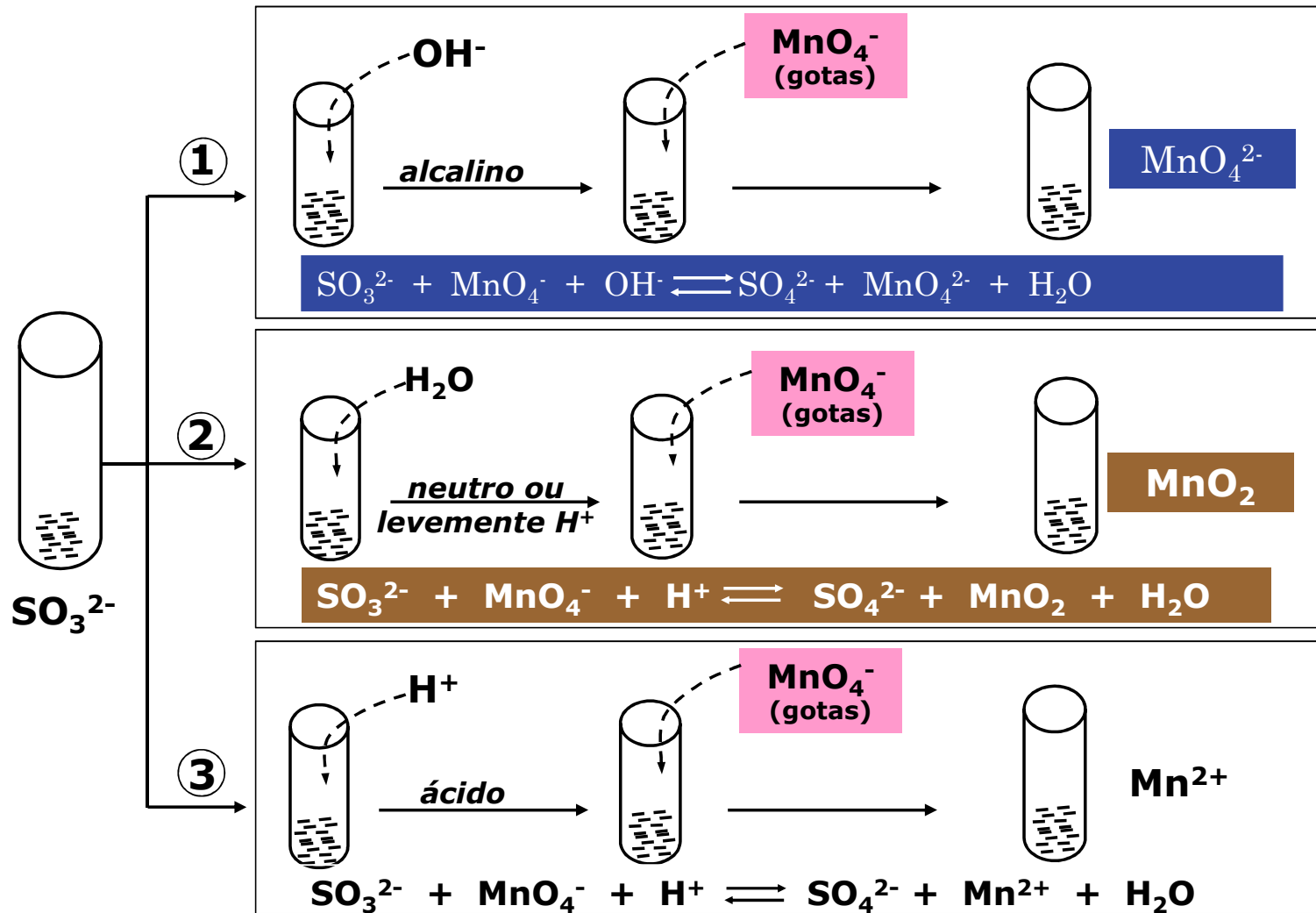


**Somatória dos Nox no composto = -1,**

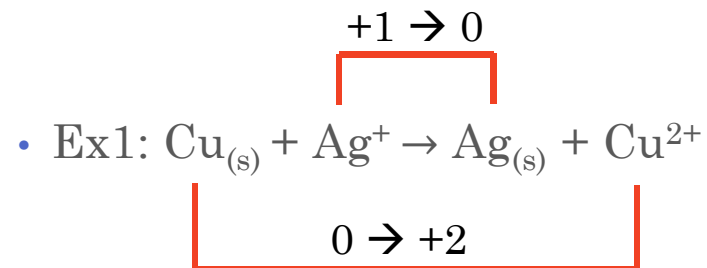
portanto  $\text{nox}_{\text{Cl}} + 4 \cdot (-2) = -1,$

$\text{nox}_{\text{Cl}} = +7$

# EQUILÍBRIO DE ÓXIDO-REDUÇÃO



# Balanceamento de uma Equação redox



• Etapa 1: Identificar o processo redox

- Nox Cu:  $0 \rightarrow +2$ , perde 2 elétrons (se oxida)
- Nox Ag  $+1 \rightarrow 0$ , ganha 1 elétron (se reduz)

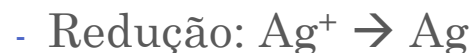
• Etapa 2: dividir em semi-reações de oxidação e redução.

- Redução:  $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}$
- Oxidação:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$



# Balanceamento de uma Equação redox

- Etapa 3: Balacear as semi reações quanto ao número de átomos.



- Etapa 4: Balacear as semi reações quanto à carga

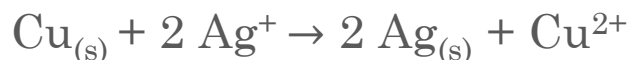


} Balanço de carga do lado direito da equação tem que ser igual ao do lado esquerdo

# Balanceamento de uma Equação redox

- Etapa 5: Ajustar o numero de elétrons envolvidos em cada semi reação por um numero inteiro comum apropriado e somar a semireações

- Redução:  $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$  (x2)
  - Oxidação:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$  (x1)
- tem que ser igual ao do lado esquerdo na somatória das equações



- <https://www.youtube.com/watch?v=7tKTEZgHB1M>

- E quando as semi-reações envolvem  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$  ?

- Ex.  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

# Balanceamento de uma Equação redox – Meio ácido

- Etapa 1: Identificar o processo redox



- Nox N: +5  $\rightarrow$  +4 , ganha 1 elétron (**se reduz**)
- Nox Cu 0  $\rightarrow$  +2 , perde 2 elétrons (**se oxida**)

- Etapa 2: dividir em semi-reações de oxidação e redução.

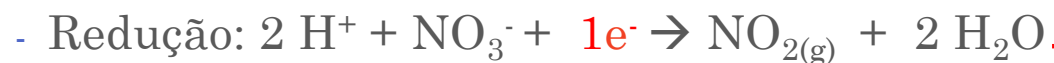
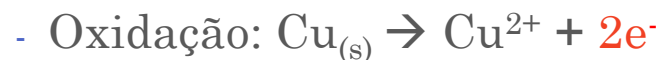
- Redução:  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2$
- Oxidação:  $\text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

# Balanceamento de uma Equação redox

- Etapa 3: Balacear as semi reações quanto ao número de átomos. Nesta etapa haverá o balanço de massa de H e O.



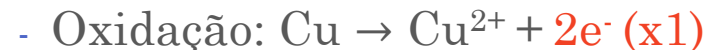
- Etapa 4: Balacear as semi reações quanto à carga



} Balanço de carga do lado direito da equação tem que ser igual ao do lado esquerdo da equação

# Balanceamento de uma Equação redox – Meio ácido

- Etapa 5: Ajustar o número de elétrons envolvidos em cada semi reação por um número inteiro comum apropriado e somar a semireações



<https://www.youtube.com/watch?v=uOa2v0Y0leU>

Recomendação: Ao final do balanceamento, checar se o número de átomos em cada lado da equação global é o mesmo

# Balanceamento de uma Equação redox – Meio alcalino

- Redução de  $\text{H}_2\text{O}$  por metal alcalino
- $\text{K}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_{2(g)}$
- Etapa 1: Identificar o processo redox
- Etapa 2: dividir em semi-reações de oxidação e redução.
- Etapa 3: Balacear as semi reações quanto ao número de átomos. Nesta etapa haverá o balanço de massa de H e O.
- Etapa 4: Balacear as semi reações quanto à carga
- Etapa 5: Ajustar o numero de elétrons envolvidos em cada semi reação por um numero inteiro comum apropriado e somar a semireações

<https://www.youtube.com/watch?v=l9z5-mJ8NZk>

## ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES DE OXIREDUÇÃO

**Critério de espontaneidade para reações químicas:**

$$\Delta G = -\omega_{\max}$$

**Trabalho máximo da pilha:  $\omega_{\text{elt}} = I^2 R t$**

**Corrente = potencial/resistência =  $\Delta \varepsilon / R$**

**Para um pilha  $\Rightarrow$  passagem de  $n$  mols de  $e^-$  :**

$$I = \frac{dQ}{dt} = \frac{n N_0 e^0}{t}$$

**$N_0$  = número de Avogadro =  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas**

**$e^0$  = carga do elétron =  $1,602 \times 10^{-19}$  C**

# Definição de Potencial elétrico e Espontaneidade de uma reação eletroquímica

- Para que uma reação química seja espontânea,

$$\Delta G^0 = -nF\Delta E^0$$

Sistema tende a liberar energia para se estabilizar → realizar trabalho

$$\Delta G^0 < 0 \text{ (energia livre de Gibbs)}$$

- Para uma reação eletroquímica, **trabalho elétrico**.

onde  $n$  → número de elétrons

$F$  → cte. de Faraday,  $9,6485 \cdot 10^4 \text{ C J V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = e^0 \times N_0$



# Definição de Potencial elétrico e Espontaneidade de uma reação eletroquímica

- Trabalho elétrico = energia necessária para transferência de elétrons  $n$  n° de elétrons = carga x ddp (diferença de energia potencial)

1 Coulomb → carga que passa por um ponto do circuito, nesse caso, corrente de 1A por 1s =  $6,24 \cdot 10^{18}$  elétrons x  $1,6022 \cdot 10^{-19}$  C (carga de um elétron)

- 1 Volt → ddp necessária para transferência de 1 C em um trabalho de 1 J →  $V = \frac{\tau}{C}$

- Potencial da pilha depende das concentrações das espécies e das propriedades químicas das mesmas.

- Definição de condições padrão: Sólidos Puros, Concentrações de solução 1,0M e pressão de gás 1,0 bar.

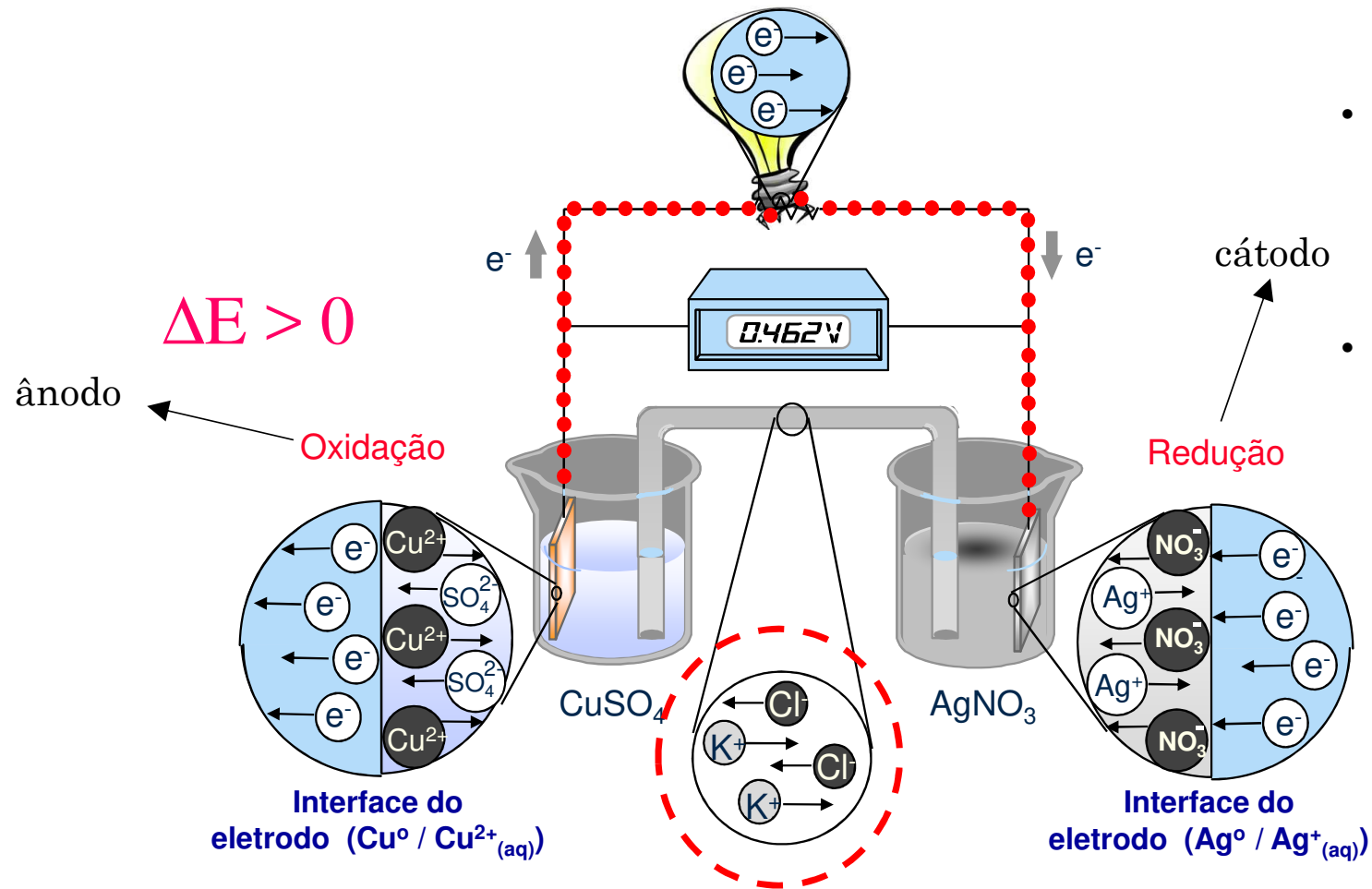
- Nessas condições,

$$E = E^0, \text{ a } 25^\circ\text{C (298K)} \Rightarrow E > 0 \rightarrow \text{reações espontâneas}$$

# Pilha Eletroquímica – Movimento de cargas

Pilha – Utilização da força eletromotriz (FEM) gerada no sistema.

**FEM** – Surge da diferença de energia potencial elétrica do elétron entre os dois polos



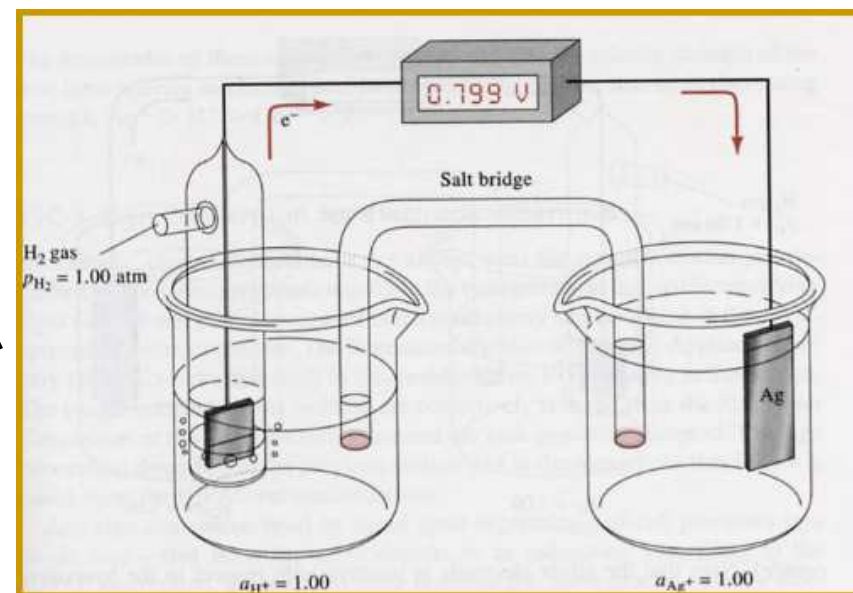
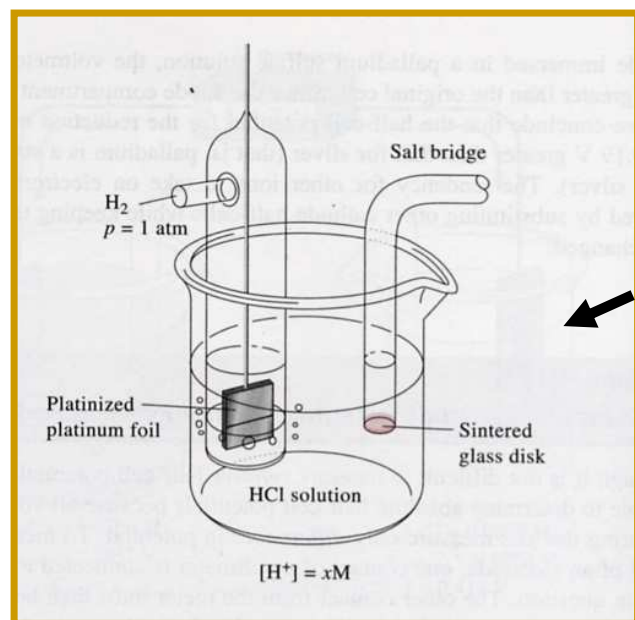
- O voltímetro indica a diferença de potencial entre o cátodo ( $\text{Ag}^+ | \text{Ag}_0$ ) e o ânodo ( $\text{Cu}_0 | \text{Cu}^{2+}$ ) = + 0,462 V.

• [Pilha de Daniell](#)

## ELETRODO PADRÃO DE HIDROGÊNIO

- # medidas de potencial são sempre relativas
- # necessidade de uma semi-célula de referência

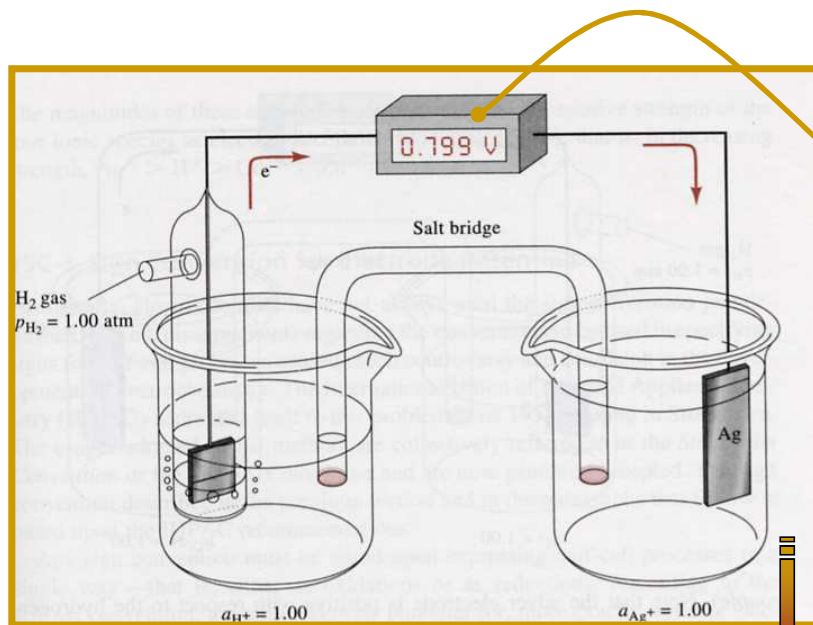
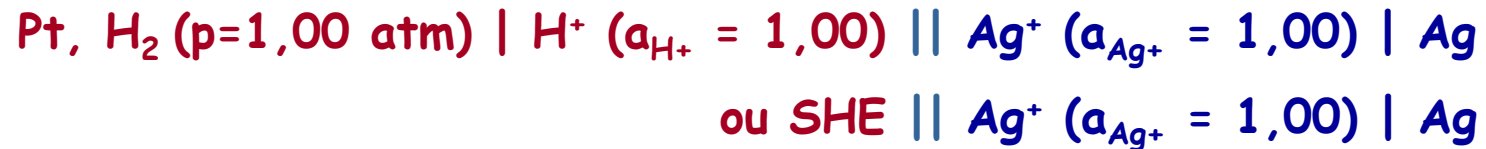
$\text{Pt, H}_2 (p=1,00 \text{ atm}) \mid ([\text{H}^+] = x\text{M}) \parallel$



$\text{ENH} \longrightarrow a_{\text{H}^+} = 1, p = 1 \text{ atm}$

potencial é 0,000 V para qualquer temperatura (convenção)

# DEFINIÇÃO DE POTENCIAL PADRÃO DE ELETRODO PARA A SEMI-REAÇÃO

$$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag (s)}, \quad E^0 = +0,799 \text{ V}$$


SHE é o ANODO



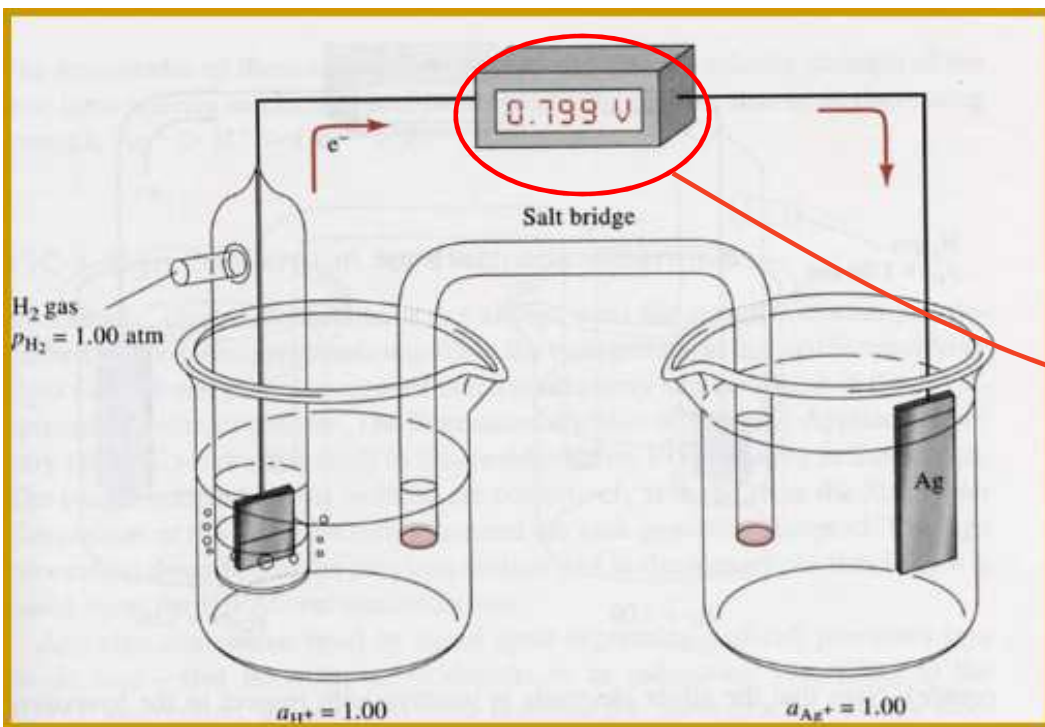
célula a medir é o CATODO

Valor positivo significa que a reação espontânea é:

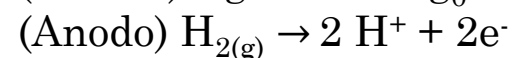


$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

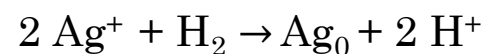
## *Cálculo do potencial de semi-célula*



$$E^0 = \text{????}$$



$$E^0 = 0,000 \text{ V}$$



$$\Delta E^0 = +0,799 \text{ V}$$

Portanto, o potencial padrão para a reação



**Nas condições padrão.**

*A mudança de temperatura ou concentração de íons  $\text{Ag}^+$  no cátodo muda o potencial para uma semi célula naquelas condições.*

# TABELA DE POTENCIAIS PADRÃO



	REAÇÃO	$E^0$ a 25 °C, V	
OXIDANTES	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+ 1,359	 <ul style="list-style-type: none"> <li>• espécies mais efetivas como receptores de <math>\text{e}^-</math>, fortes agentes oxidantes</li> </ul>
	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,229	
	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	+ 0,799	
	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+ 0,771	
	$\text{I}_3^- + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 3\text{I}^-$	+ 0,536	
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{Cl}^-$	+ 0,268	
	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0,000	
REDUTORES	$\text{AgI}(\text{s}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) + \text{I}^-$	- 0,151	 <ul style="list-style-type: none"> <li>• espécies mais efetivas como doadores de <math>\text{e}^-</math>, fortes agentes redutores</li> </ul>
	$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}$	- 0,350	
	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{s})$	- 0,403	
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	- 0,763	

Tabela ampla: [https://en.wikipedia.org/wiki/Standard\\_electrode\\_potential\\_%28data\\_page%29](https://en.wikipedia.org/wiki/Standard_electrode_potential_%28data_page%29)

## *Cálculo de ddp ( $\Delta E$ ) uma célula eletroquímica*

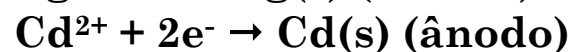
Por convenção,

$$\Delta E(\text{ddp}) = E_{\text{dir}} - E_{\text{esq}} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$$

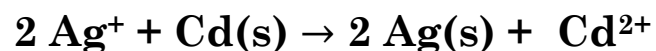
Ex1. Qual a diferença de potencial observada para uma Pilha de Ag/Cd nas condições padrão?



$$E^0 = +0,799 \text{ V}$$



$$E^0 = -0,403 \text{ V}$$

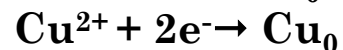


$$\Delta E = 0,799 - (-0,403) = 1,201 \text{ V}$$

**Pergunta:** íons alumínio ( $\text{Al}^{3+}$ ) conseguiriam ser reduzidos por cobre metálico ( $\text{Cu}_0$ )?  
**Justifique.**



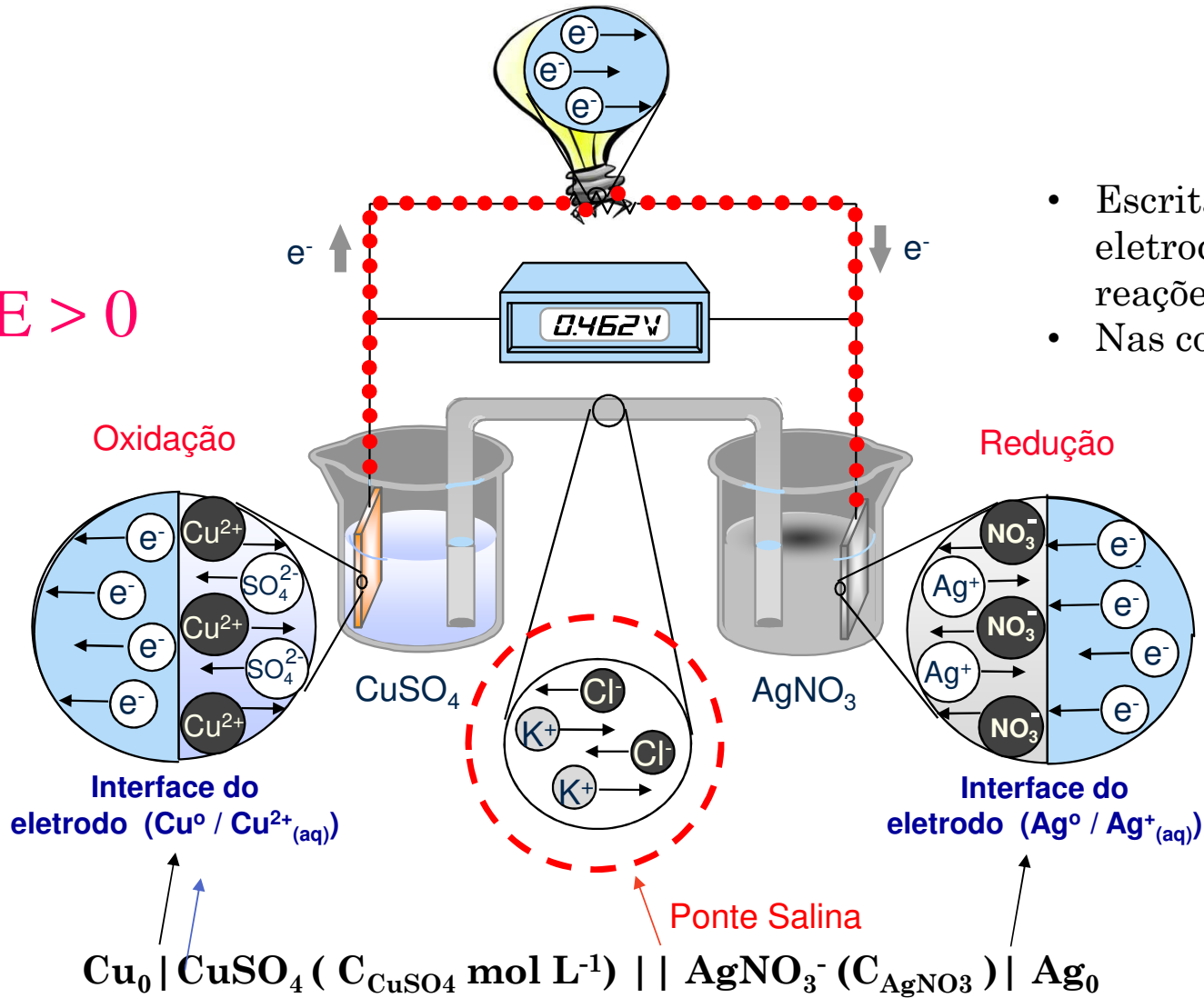
$$E^0 = -1,66 \text{ V}$$



$$E^0 = +0,34 \text{ V}$$

## Notação de representação de célula eletroquímica

$$\Delta E > 0$$



- Escrita representativa da célula eletroquímica acompanha as reações observadas em cada polo
- Nas condições padrão,

$$C_{\text{CuSO}_4} = 1,0 \text{ M}$$

$$C_{\text{AgNO}_3} = 1,0 \text{ M}$$



# EQUAÇÃO DE NERNST

Considere a seguinte reação reversível:



O potencial de eletrodo,  $E$  é dado pela equação:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[B]^b [A]^a}{[C]^c [D]^d}$$

$E^0$  = potencial padrão do eletrodo, característica de cada semi-célula

$R$  = constante dos gases =  $8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$T$  = temperatura, em graus Kelvin

$n$  = número de mols de elétrons que aparecem na semi-reação para o processo de eletrodo como escrito

$F$  = Faraday =  $96485 \text{ C}$



**Walther Hermann Nernst** (1864-1941)  
físico-químico alemão; recebeu o Nobel em química (1920), por suas inúmeras contribuições no campo da termodinâmica

A relação entre a concentração e o potencial de um eletrodo é dada pela **equação de Nernst**



$$E = E^o + \frac{R.T}{n.F} \ln \frac{a_{oxi}}{a_{red}}$$

↓

$$E = E^o + 2,3206 \frac{R.T}{n.F} \log \frac{a_{oxi}}{a_{red}} \longrightarrow E = E^o + \frac{0,05916}{n} \log \frac{a_{oxi}}{a_{red}}$$

$E$  = potencial do eletrodo (V)

$E^o$  = potencial do eletrodo padrão

$R$  = constante dos gases (8,31451 J.K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>)

$T$  = temperatura (K)

$F$  = constante de Faraday (96.485 Coulomb/mol)

$a_{oxid}$  e  $a_{red}$  = atividades das formas oxidada e reduzida da espécie eletroativa

$$E = E^o + \frac{0,05916}{n} \log \frac{1}{K_{eq}}$$

**Fases puras como metais e cristais sólidos tem atividade unitária; solventes também podem ser considerados fases puras.**

# Pilha de Daniell – Cálculos fora da condição padrão.

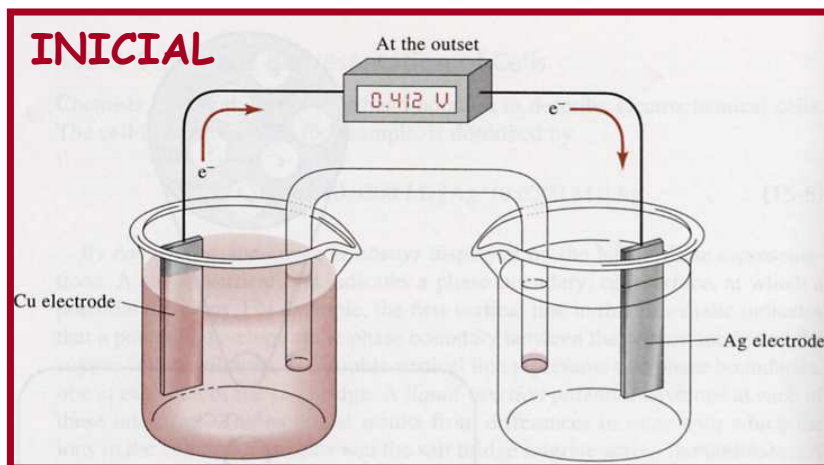
- O  $\Delta E^0$  para a pilha de Daniell é 1,10 V. Qual o potencial para a mesma pilha quando  $[Cu^{2+}] = 0,10$  M e  $[Zn^{2+}] = 2,0$  M? (dica escrever a equação de Nernst para cada polo e subtrair as equações)

- $\Delta E = \Delta E^0 + \frac{0,0592}{n} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} \rightarrow Cu^{2+} + Zn_0 \rightarrow Zn^{2+} + Cu_0$

$$\Delta E = 1,10 + \frac{0,0592}{n} \log \frac{0,1}{2} = 1,062 \text{ V}$$

- No equilíbrio,  $Q = K_{eq}$  e  $E = 0$  V,

$$\log K_{eq} = \frac{nE^0}{0,0592}$$

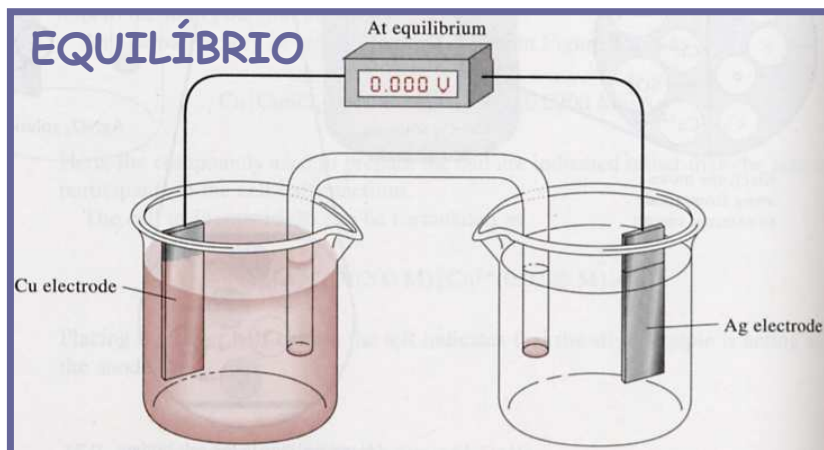
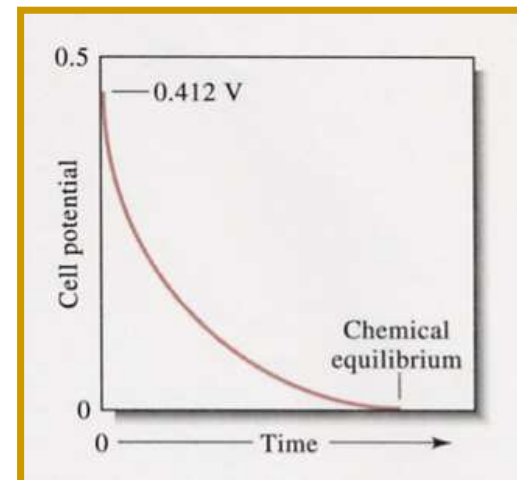


$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,0200 \text{ M} \quad [\text{Ag}^+] = 0,0200 \text{ M}$$

$$E_{\text{anodo}} = 0,2867 \text{ V} \quad E_{\text{catodo}} = 0,6984 \text{ V}$$

$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cat}} - E_{\text{an}}$$

$$= 0,6984 - 0,2867 = 0,412 \text{ V}$$



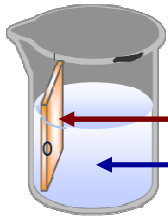
$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,0300 \text{ M} \quad [\text{Ag}^+] = 2,7 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$E_{\text{anodo}} = 0,2919 \text{ V} \quad E_{\text{catodo}} = 0,2919 \text{ V}$$

$$E_{\text{cel}} = E_{\text{cat}} - E_{\text{an}}$$

$$= 0,2919 - 0,2919 = 0,000 \text{ V}$$

# Eletrodos



Eletrodo de cobre:  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$

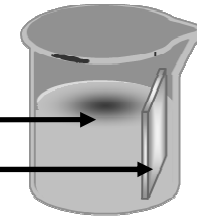
$\text{Cu}^0$  - condutor eletrônico

$\text{Cu}^{2+}$  - condutor iônico

**Eletrodo:  $\text{Pt} / \text{Fe}^{3+}(\text{aq}), \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$**

**Par redox ( $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ) - condutor iônico**

**$\text{Pt}^0$  - condutor eletrônico**

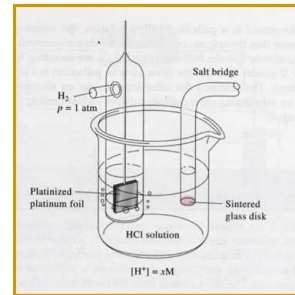


**Eletrodo Normal de Hidrogênio (ENH)**

**Par redox ( $\text{H}^+/\text{H}_2(\text{g})$ ) - condutor iônico**

**$\text{Pt}^0$  - condutor eletrônico**

**Eletrodo:  $\text{Pt}, \text{H}_2(\text{g}) / \text{H}^+ (1 \text{ mol L}^{-1})$**

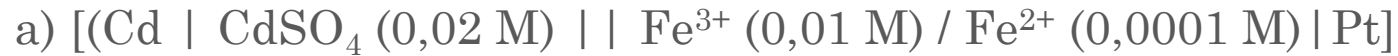


Calcule a ddp produzida a partir da pilha



**Eletrodo de vidro - medida de pH**

- Ex: 1) Calcule a ddp produzida a partir da pilha



- b) Para a pilha anterior, calcule a ddp quando a concentração de Fe<sup>2+</sup> (0,001M) e Fe<sup>3+</sup> (0,0001 M)

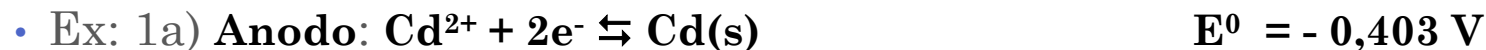
- c) Calcule a constante de equilíbrio para a pilha acima. (Dica: O que acontece com a **ddp** quando a pilha atinge o equilíbrio?)

- $E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = + 0,771 \text{ V} / E^0_{\text{Cd}^0/\text{Cd}^{2+}} = - 0,403 \text{ V}$

- 2) Calcule a ddp produzida a partir da seguinte pilha,



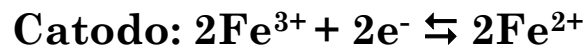
- $E^0_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0} = -1,661 \text{ V} / E^0_{\text{AgCl}/\text{Ag}^0} = + 0,223 \text{ V}$



$$E = E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Cd}^{2+}]} = -0,403 - 0,0296 \log \frac{1}{0,02} = -0,453 \text{ V}$$



Como a estequiometria da reação na pilha é de 2 átomos de Fe para 1 de Cd, multiplicar a equação no cátodo por 2 e escrever a equação de Nernst para a eq. multiplicada, ***incluindo*** o nº de elétrons.

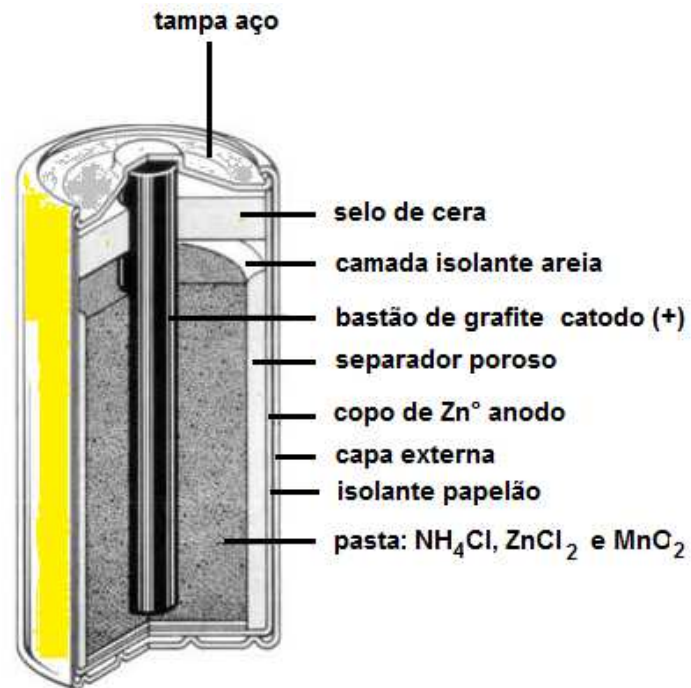


$$E = E_{\text{Fe}^{3+}/2\text{Fe}^{2+}}^0 - \frac{0,0592}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]^2}{[\text{Fe}^{3+}]^2} = +0,771 - 0,0296 \log \frac{0,0001^2}{0,01^2} = 0,771 + 0,118 = 0,889 \text{ V}$$

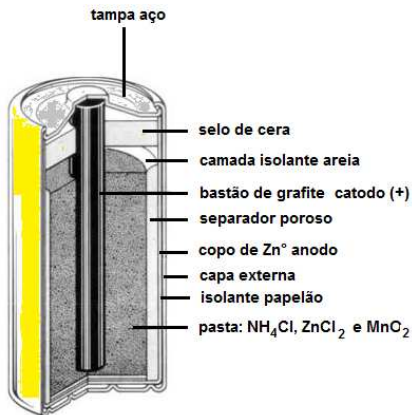
$$\Delta E_{\text{célula}} = E_{\text{cat}} - E_{\text{ano}} = 0,889 - (-0,453) = 1,352 \text{ V}$$

# Pilha Leclanché (1866)

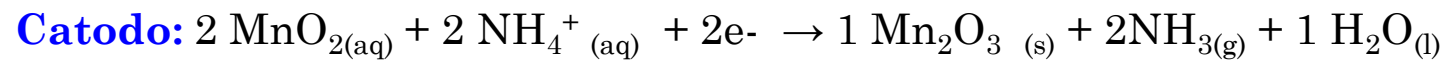
seca, comum  
design contemporâneo  
comercial







## Pilha Leclanché (1866) reações químicas

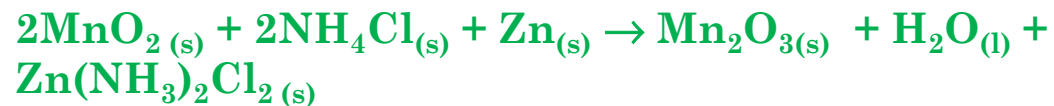


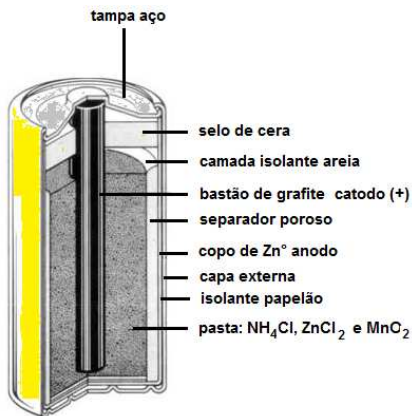
} 1,5 V

Gases poderiam explodir a pilha hermética/e fechada,  
por isso:



**reação  
global:**





## Pilha Leclanché (1866) reações químicas

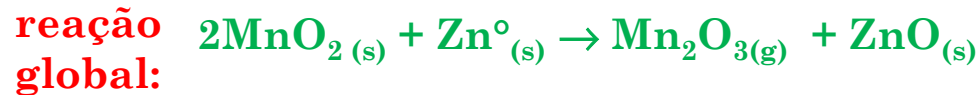
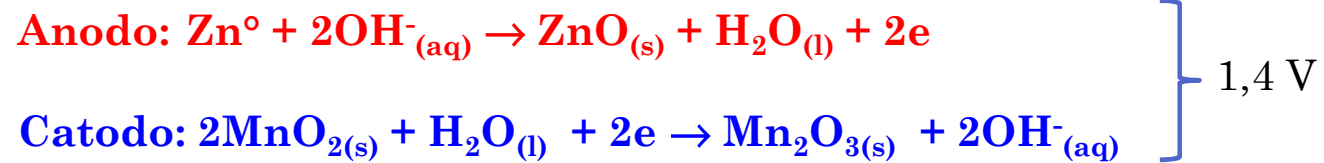
### Principais problemas dessa pilha

**Corrente muito intensa ⇒ gases não consumidos c/  
velocidade desejada:  
potencial cai**

**Deterioração do eletrodo de Zn c/ íon amônio (NH<sub>3</sub>):  
reduz vida útil**

**Depende da temperatura: manter em refrigerador pode 2 ou  
3 x a vida útil!**

## Pilha Alcalina (evolução de Leclanché)



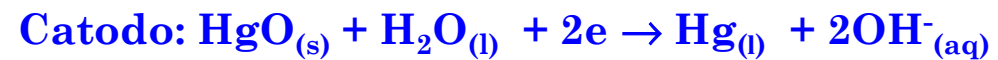
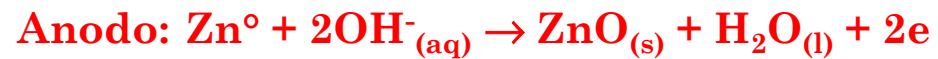
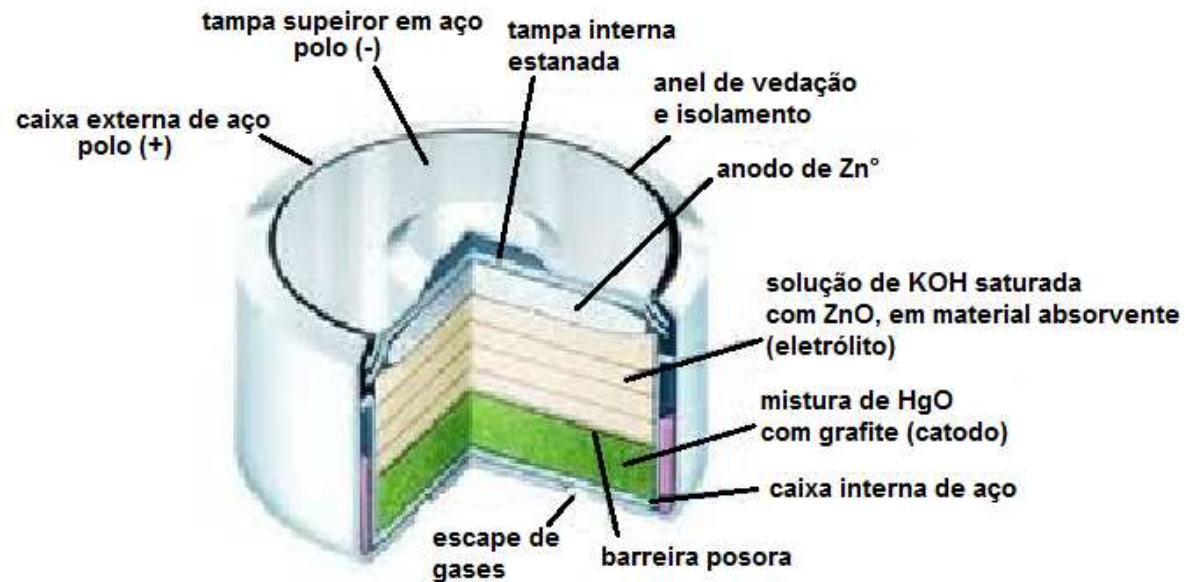
Vantagens dessa pilha:

Não há formação de gases

Potencial estável, mesmo c/ grande demanda de corrente



## Pilha de Mercúrio



1,35 V

reação  
global:



# Pilha de Mercúrio



Usos:

Calculadoras

Câmeras fotográficas

Relógios

Marca-passos cardíacos

Outros que necessitam baterias de pequenas dimensões



Problemas:

Toxicidade do mercúrio

Devem ser recicladas para reaproveitamento do metal

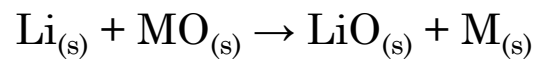
## Pilha de Lítio



Vantagens:

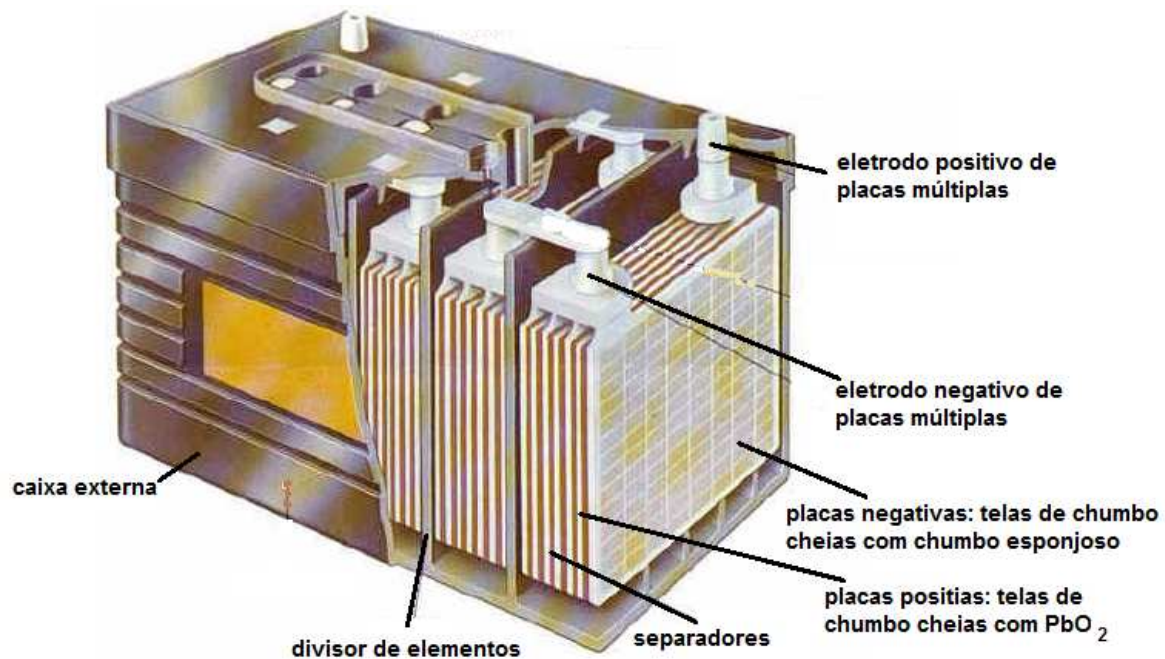
Baixo peso: Li  $d=0,534 \text{ g cm}^{-3}$ , enquanto Zn  $d=7,14 \text{ g cm}^{-3}$ ,

Lítio é fortíssimo redutor, suas pilhas podem chegar a 3V.



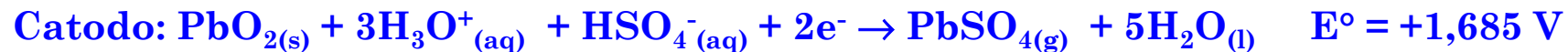
## Bateria de automóvel (sistema chumbo-ácido)

G. Planté - 1859



- Cada conjunto elementos fornece 2V
- Uma bateria de 56 A/h poderá fornecer uma corrente de 1A durante cinquenta e seis horas e 2A durante vinte e oito horas, etc.
- O arranque do carro exige de 300 A a 400 A, enquanto uma lanterna pode exigir apenas 0,5A

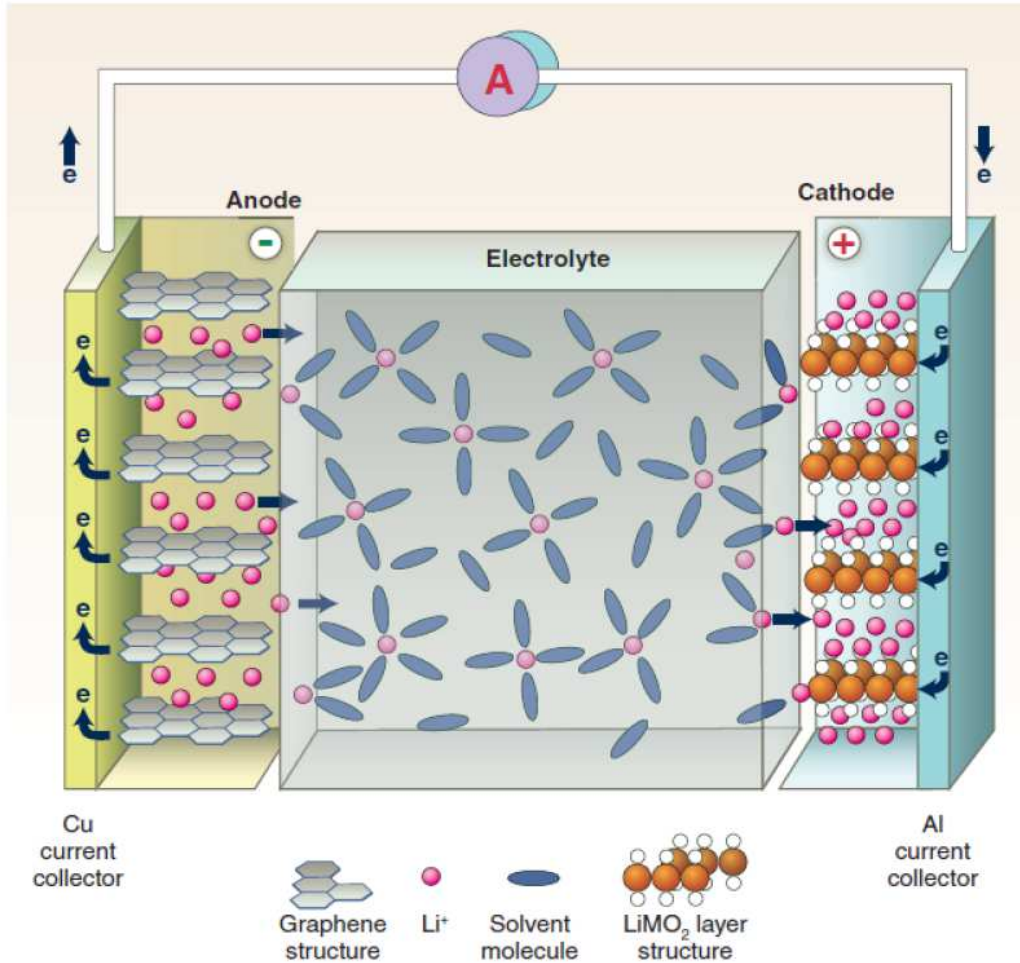
## Bateria de automóvel (sistema chumbo-ácido)



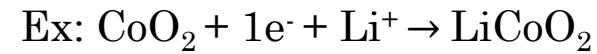
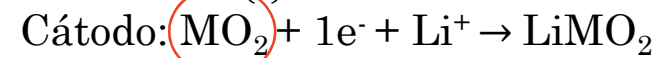
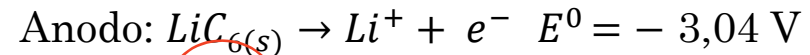
- Reação espontânea deixa eletrodos revestidos por película aderente de  $\text{PbO}_2$ , branco e consome  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- Pode ser revertida, formando  $\text{Pb}^\circ$  em um eletrodo e  $\text{PbO}_2$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$  no outro;
- São grandes, pesadas e construídas com materiais tóxicos, mas difíceis de substituir pelo potencial constante de 2V e a corrente inicial elevada



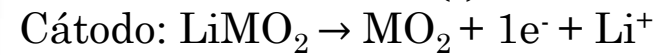
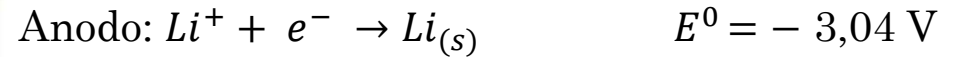
# Baterias íon – Lítio - Funcionamento



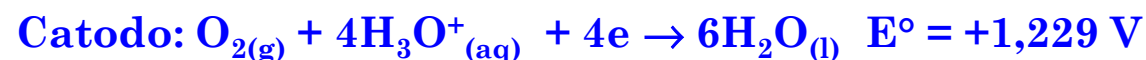
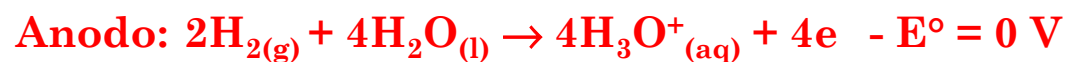
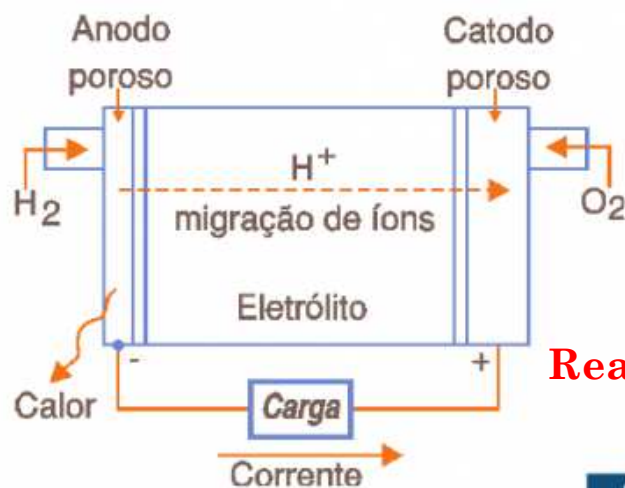
*Descarga:*



*Carga:*

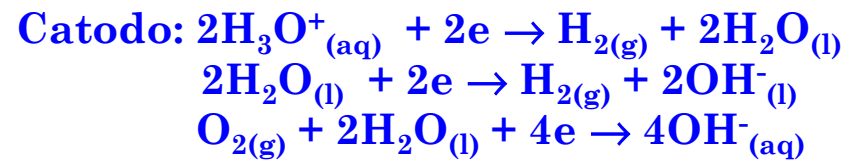
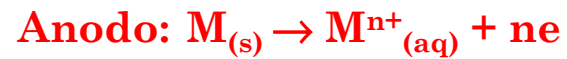


## Cela a combustível



- 1839 – 1ª. Cella a combustível hidrogênio-oxigênio
- Década de 1960: programa espacial americano, Gemini, Apolo e ônibus espacial
- Interesse: ônibus automóveis e geradores estacionários
- Vantagem: não polui

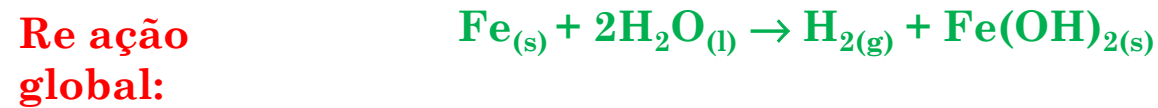
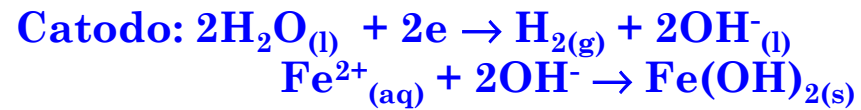
# Corrosão



- Áreas anódicas: fendas de revestimento, interfaces e nas impurezas;
- Catódicas: revestimentos de óxidos, sulfetos e impurezas menos ativas;
- Etapa lenta é a oxidação (reação anódica), que limita velocidade.

# Corrosão

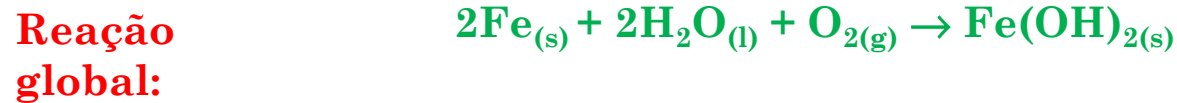
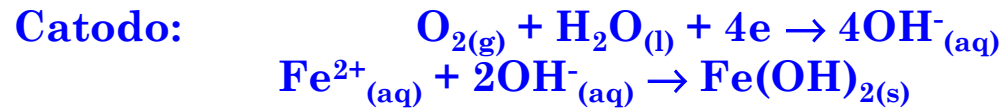
## Ferro – ausência de oxigênio



- Reação é lenta na ausência de oxigênio, pois
  1. Redução da água é lenta
  2. Película de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , pouco solúvel, na superfície, impede avanço da reação

# Corrosão

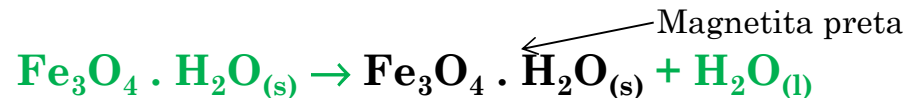
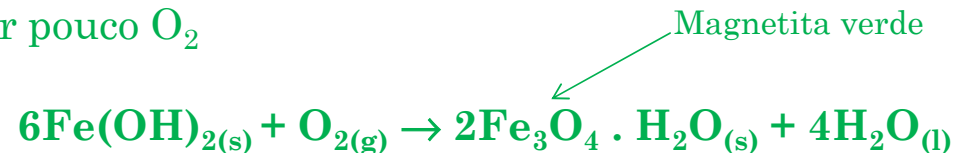
## Ferro – presença de água e oxigênio



- Se estiver ao ar livre ou em água corrente: Óxido de ferro

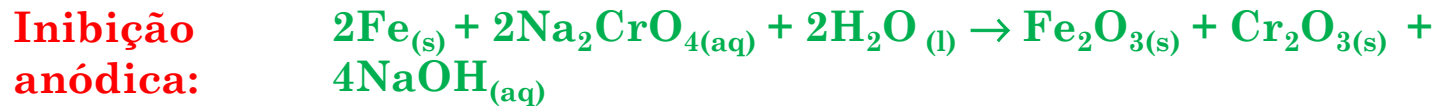


Ou se houver pouco  $\text{O}_2$



# Corrosão

## Inibição da corrosão – aço inoxidável



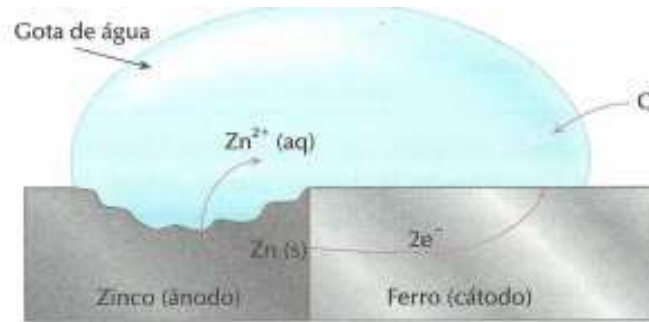
- 1) Inibir processo anódico (mais comum)
- 2) Inibir processo catódico
- 3) Inibir ambos

Superfície de ferro é oxidada por sal de cromo(VI) para formar óxidos de Cr(II) e Fe(III)

Óxidos são revestimento impermeável ao  $\text{O}_2$  e água, minimizando oxidação atmosférica.

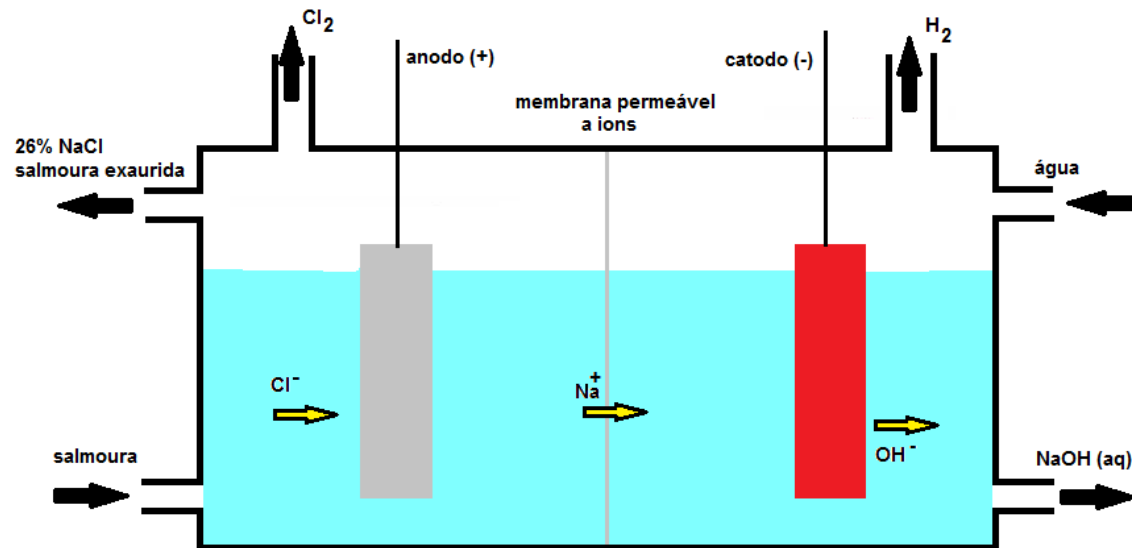
# Corrosão

## Inibição da corrosão – proteção catódica



# Eletrólise

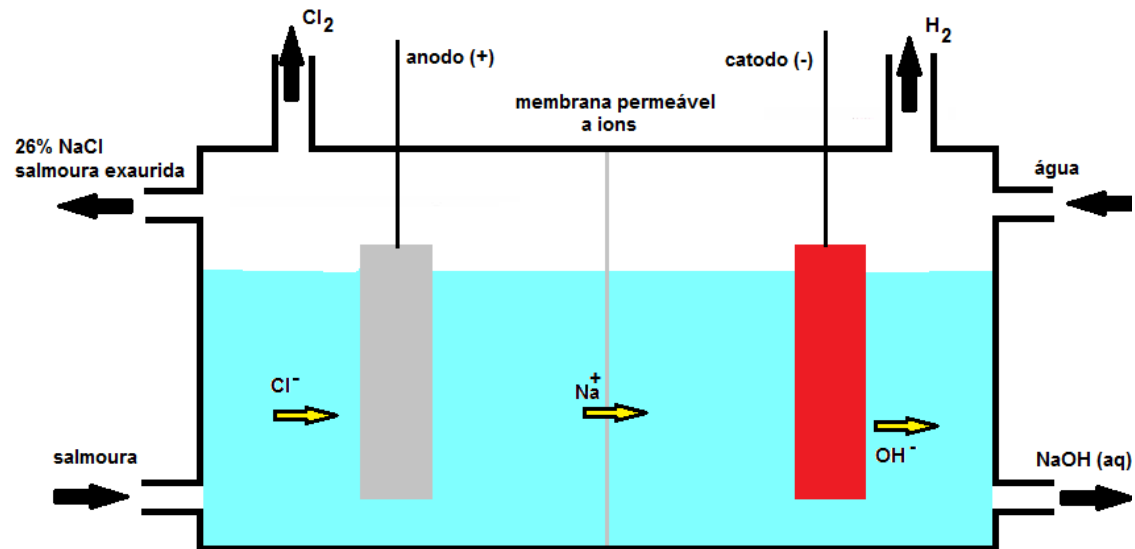
## Produção de cloro e soda cáustica





# Eletrólise

## Produção de cloro e soda cáustica



- 1) Membranas e eletrodos inertes em meio de cloro e soda!
- 2) Ânodo: titânio
- 3) Cátodo: aço inoxidável ou níquel
- 4) Membrana não deixa passar água, somente íons (ponte salina)
- 5) Consumo de energia: 2000 a 2500 kWh/tonelada de soda produzida