



FÍSICO-QUÍMICA

PROF. JOTA

FÍSICO-QUÍMICA

ELETROQUÍMICA

PILHAS

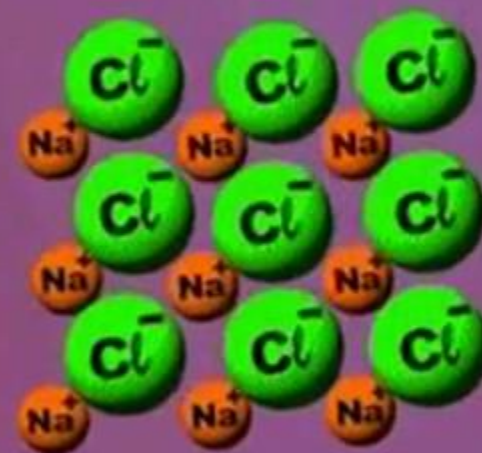
PILHA DE DANIELL – REPRESENTAÇÃO
ESQUEMÁTICA

NOTAÇÃO OFICIAL DA PILHA; ELETRODO PADRÃO
DE HIDROGÊNIO

Eletrólitos – Como funciona?

Os **eletrólitos** são soluções que permitem a **passagem dos elétrons**, mas isso não garante que eles possam trafegar livremente. Nos eletrólitos os elétrons trafegam "**presos**" aos íons. Existem eletrólitos fortes, que praticamente não impedem a passagem dos íons, eletrólitos médios, que apresentam alguma resistência à corrente, eletrólitos fracos, que se opõem fortemente - mas permitem - a passagem da corrente, e os não-eletrólitos, soluções que não permitem que a corrente elétrica os atravesse

PILHAS



Eletrólitos – Como funciona?

Quando aplicamos uma diferença de potencial em um material, o pólo **positivo** começa a **atrair os elétrons** desse material que, chegando ao pólo, caminham pelo circuito até chegar na outra ponta, o pólo negativo, onde podem ser reinseridos no material. Pense em uma solução de cloreto de sódio em água. Sabemos o sal irá se dissociar em íons Na^+ e Cl^- . Quando mergulhamos dois fios na solução, um ligado ao pólo positivo e um ao negativo de uma pilha, **o positivo começa a atrair os íons de carga negativa** - no caso o cloreto (Cl^-) - por possuírem cargas elétricas opostas. Ao atingir o pólo positivo, **o elétron excedente do íon é capturado pelo pólo** fazendo com que o Cl^- se transforme em Cl . O pólo negativo atraiu os íons sódio (Na^+) e o elétron capturado percorre todo o circuito até chegar ao pólo negativo, encontrando então o íon. **Como o íon é positivo**, ele tem **falta de elétrons**, portanto ele **captura o elétron "disponível"** no pólo negativo e também **deixa de ser um íon**, neutralizando-se.

PILHAS



| Detalhes da Pilha de Daniell

A pilha de Daniell é composta por um eletrodo negativo (**anodo**) e por um eletrodo positivo (**catodo**)

Condutor externo: material que permite que os elétrons se desloquem através dele. Os metais são ótimos condutores de eletricidade, por isso são utilizados na produção de fios.

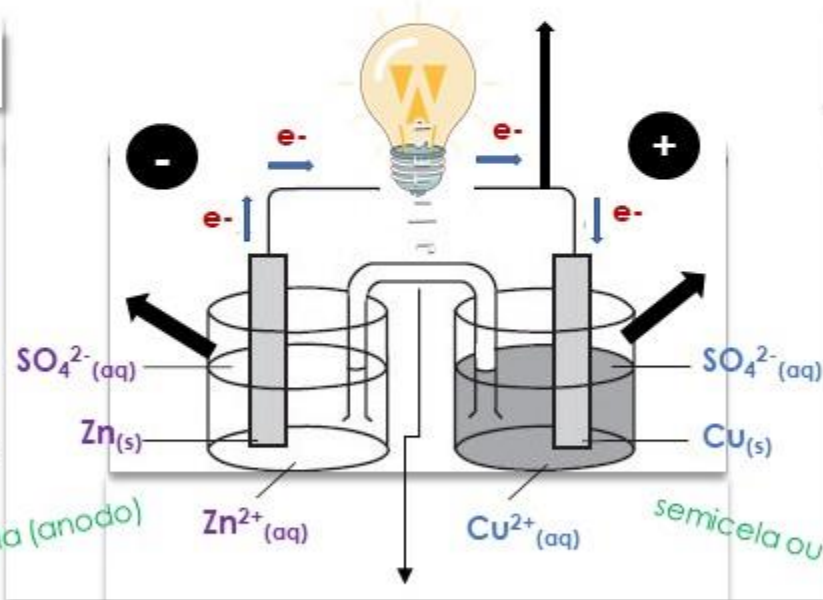
Fio de cobre. Ligação entre os dois eletrodos (circuito elétrico gerando corrente elétrica)

Eletrodo negativo = polo negativo = anodo

Eletrodo positivo = polo positivo = catodo

O **anodo** é uma placa de zinco mergulhada em uma solução de sulfato de zinco.
É um metal submerso imerso em uma solução aquosa de um sal formado pelos cátions desse metal

semicela ou semi-célula (anodo)



O **catodo** é uma placa de cobre mergulhada em uma solução de sulfato de cobre.

É um metal submerso imerso em uma solução aquosa de um sal formado pelos cátions desse metal

semicela ou semi-célula (catodo)

Ponte Salina (condutor iônico): Tubo de vidro em U contendo uma solução aquosa concentrada de um sal bastante solúvel. Ex.: KCl ou KNO_3

| Detalhes da Pilha de Daniell

| PILHAS

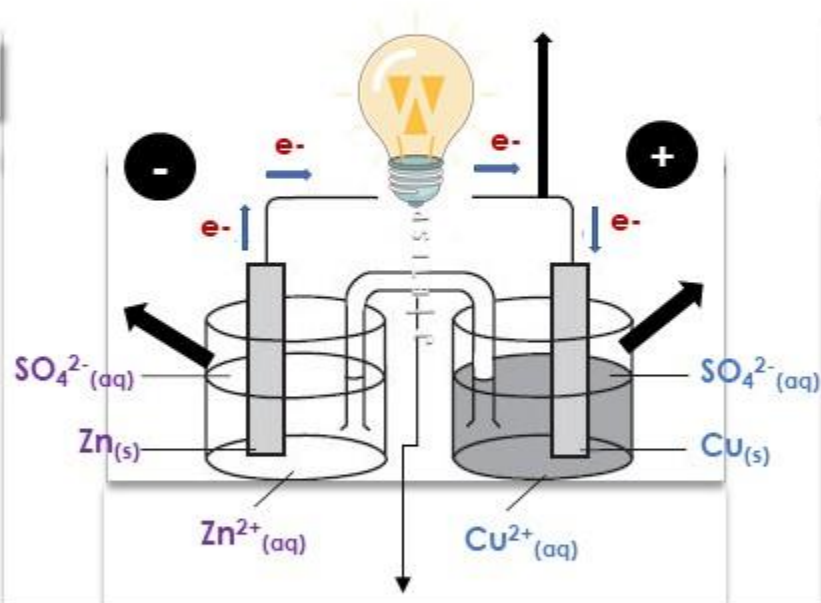
Eletrodo negativo

= polo negativo

= anodo

Componentes:

- Dois condutores imersos em uma solução contendo eletrólitos (eletrodos)
- Um condutor eletrônico externo para permitir o fluxo de elétrons
- Um condutor iônico para evitar o contato direto dos reagentes e permitir o fluxo de íons.



Mas e a ponte salina? Por que precisamos dela?

A concentração de cátions zinco (Zn^{2+}) na solução aumenta, provocando um excesso de carga positiva.

Eletrodo positivo

= polo positivo

= catodo

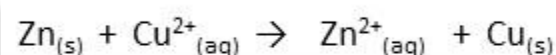
No outro eletrodo, com a diminuição dos cátions cobre II (Cu^{2+}) a solução fica com um excesso de íons negativos.

A função da ponte salina é permitir a passagens de íons de uma solução para outra, equilibrando o número de íons positivos e negativos na solução de cada eletrodo. Sem esse equilíbrio, a pilha não funciona.

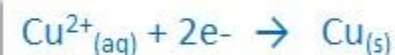
| Detalhes da Pilha de Daniell

| PILHAS

Íons espectadores: são aqueles que não participam da reação



Semi-reação de Redução

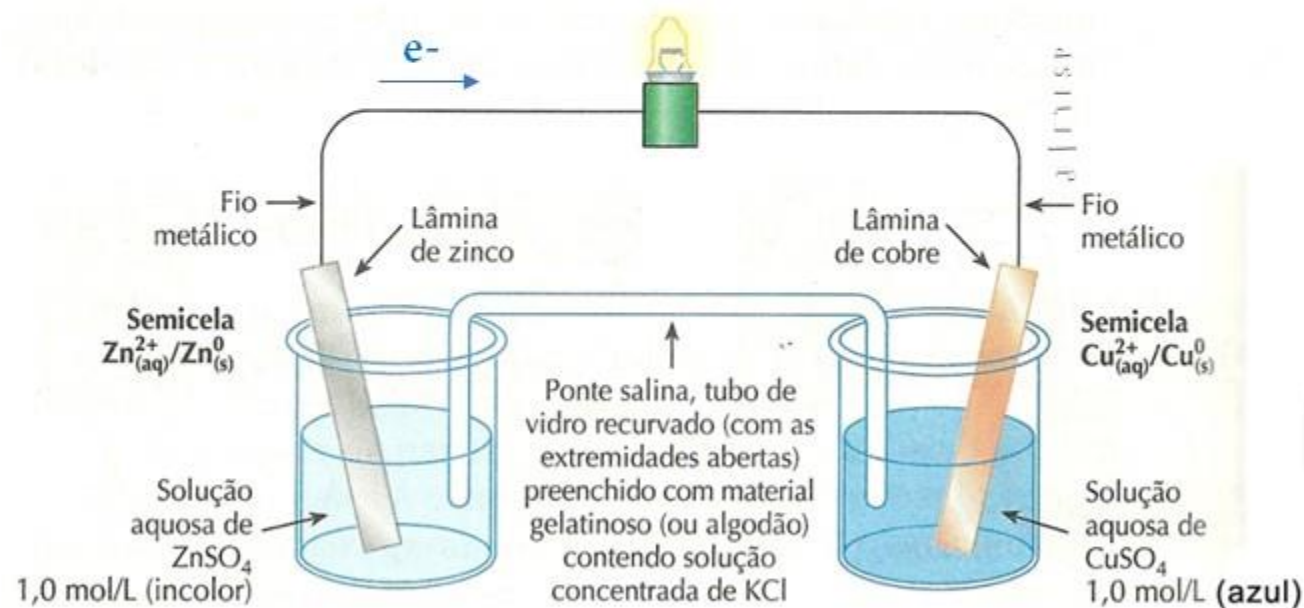


Semi-reação de Oxidação



Semicela de Zinco

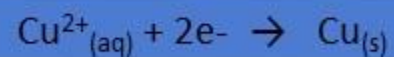
Semicela de Cobre



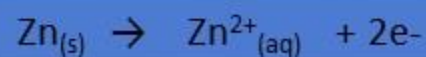
Representação oficial de uma pilha

separa a fase sólida da fase aquosa

Semi-reação de Redução (Catodo)



Semi-reação de Oxidação (Anodo)



Semicela de Zinco

Semicela de Cobre



Anodo

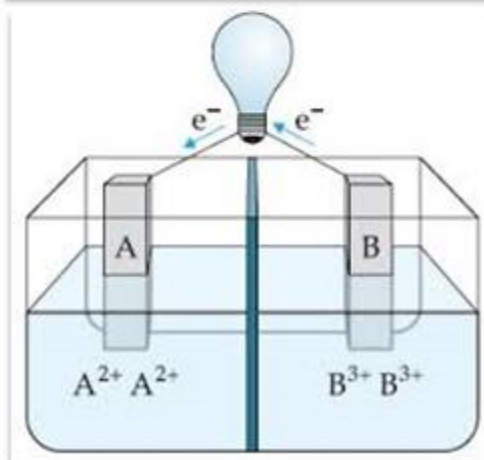
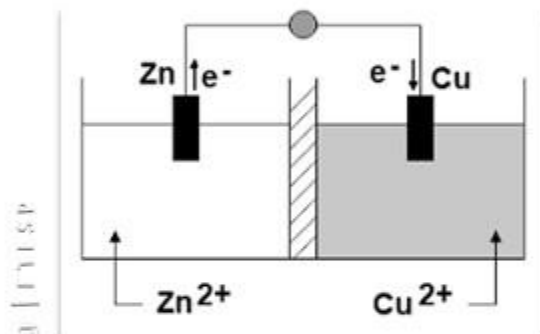
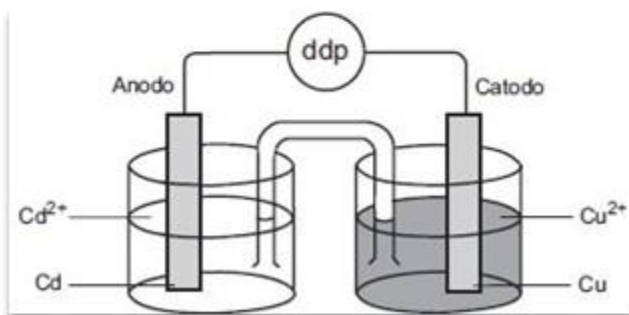
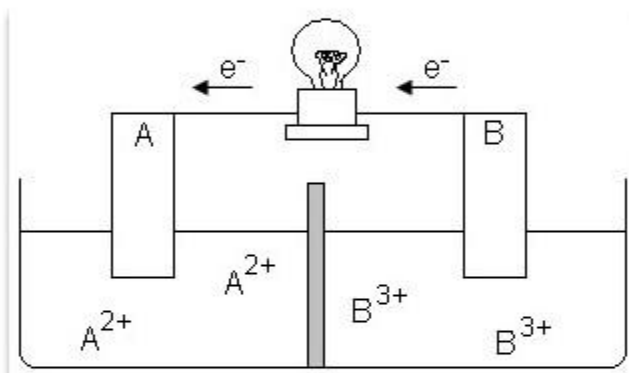
Catodo

Ponte Salina

separa a fase aquosa da fase sólida

Na representação oficial as espécies devem estar balanceadas como na reação global.

Representação esquemática de uma pilha



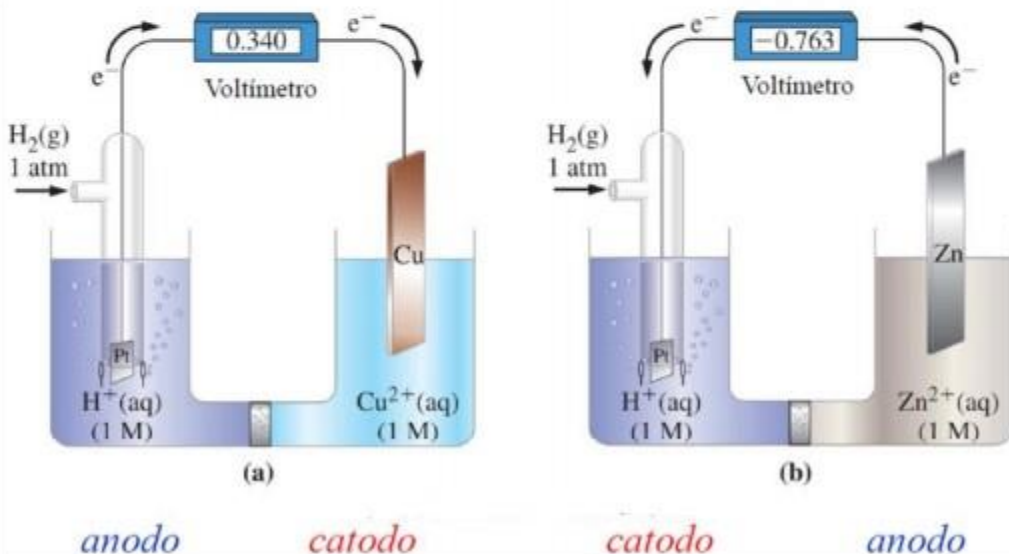
PILHAS

ALGUNS SÍMBOLOS



| Eletrodo padrão de hidrogênio [epH] (referência)

Aos eletrodos que perdem elétrons mais facilmente que o hidrogênio, são atribuídos potenciais de redução negativos, aos outros são atribuídos potenciais positivos.

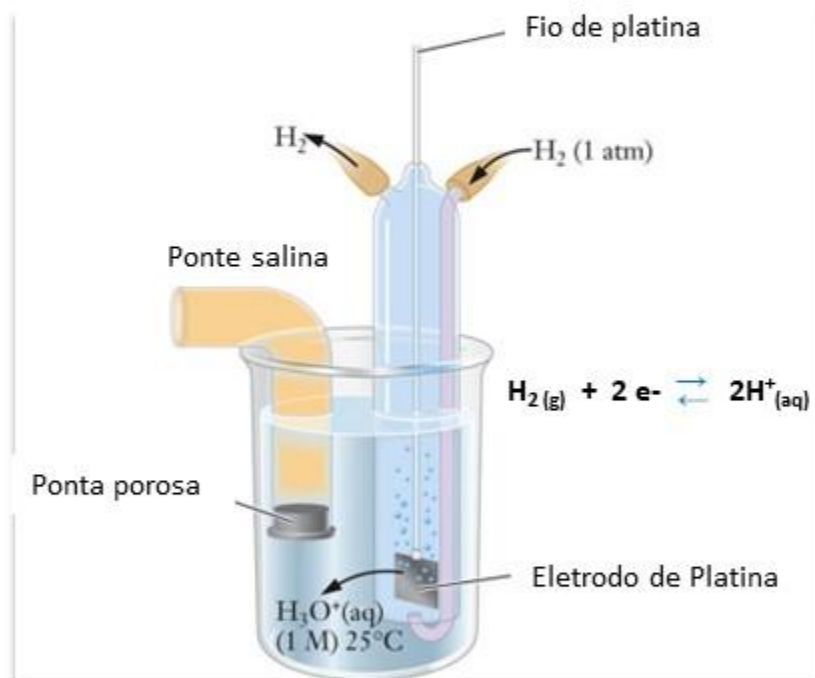


| Tabela: Potencial de Redução

Estado reduzido	Estado oxidado	Potenciais-Padrão (V)
Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$	+3,04
K	$\text{K}^+ + \text{e}^-$	+2,92
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,90
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,89
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,87
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	+2,71
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,37
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	+1,66
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+1,18
$\text{H}_2 + 2(\text{OH})^-$	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$	+0,83
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,76
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$	+0,74
S^{2-}	$\text{S} + 2\text{e}^-$	+0,48
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,44
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,28
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,23
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,13
H_2	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	0,00
Cu^+	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^-$	-0,15
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,34
$2(\text{OH})^-$	$\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e}^-$	-0,40
Cu	$\text{Cu}^+ + \text{e}^-$	-0,52
2I^-	$\text{I}_2 + 2\text{e}^-$	-0,54
Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	-0,77
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	-0,80
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,85
2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^-$	-1,09
H_2O	$2\text{H}^+ + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e}^-$	-1,23
2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	-1,36
2F^-	$\text{F}_2 + 2\text{e}^-$	-2,87

ORDEN CRESCENTE DE AÇÃO OXIDANTE

| Eletrodo padrão de hidrogênio [epH] (referência)



Condições padrão
Temperatura: 25°C;
pressão: 1atm;
[] concentração: 1mol/L [1M]

Potencial do Eletrodo = zero volts

Notação : $\text{Pt(s)} | \text{H}_{2(\text{g})}(1\text{atm}) | \text{H}^+_{(\text{aq})}(1\text{M})$

| TABELA DE POTENCIAIS—PADRÃO DE REDUÇÃO

$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}(\text{s})$	-0,28
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$	0,00

Condições padrão

Temperatura: 25°C;
pressão: 1atm;
[] concentração: 1mol/L [1M]

Observação

[] quer dizer concentração

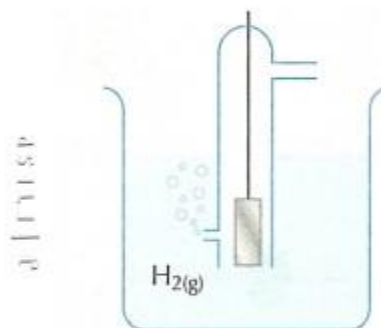
A concentração pode ser medida em **mol/L**

1mol/L é igual a **1M** (1 Molar)

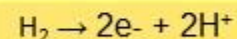
Eletrodo padrão de hidrogênio [epH] (referência)

A semicela adotada como referencial em Eletroquímica

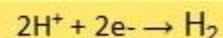
A fim de poderem comparar as diversas semicelas, os químicos resolveram medir e tabelar as diferenças de potencial de todas elas em relação a um único referencial. O **referencial** escolhido para expressar potencial elétrico, em experimentos de Eletroquímica, é o **eletrodo-padrão de hidrogênio**. Evidências mostraram aos cientistas que a platina (metal nobre, que dificilmente reage com outras substâncias) tem a propriedade de adsorver o gás hidrogênio, ou seja, de reter em sua superfície as moléculas desse gás.



Se essa semicela atua como anodo



Se essa semicela atua como catodo



PILHAS

Ao usar a semicela H^+/H_2 , a placa de platina serve como elemento metálico capaz de receber elétrons vindos do circuito externo ou enviar elétrons para ele. As espécies químicas que, de fato, participam do processo de óxido-redução são H_2 e H^+ . Se a semicela H^+/H_2 atuar com **ânodo**, a semirreação será a de oxidação de H_2 a H^+ e, se atuar como **cátodo**, será a de redução de H^+ a H_2 .

Eletrodo padrão de Hidrogênio

É composto por um eletrodo de platina poroso e um tubo de vidro no qual é inserido gás hidrogênio a 1atm.

Esse composto é mergulhado numa solução ácida a 1mol/L a 25°C. Nessas condições a ddp será zero.

Com isso é possível calcular a ddp de outros elementos tendo o eletrodo padrão de hidrogênio como referência.



Na animação, a reação está incorreta: $\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ (correto)

PILHAS

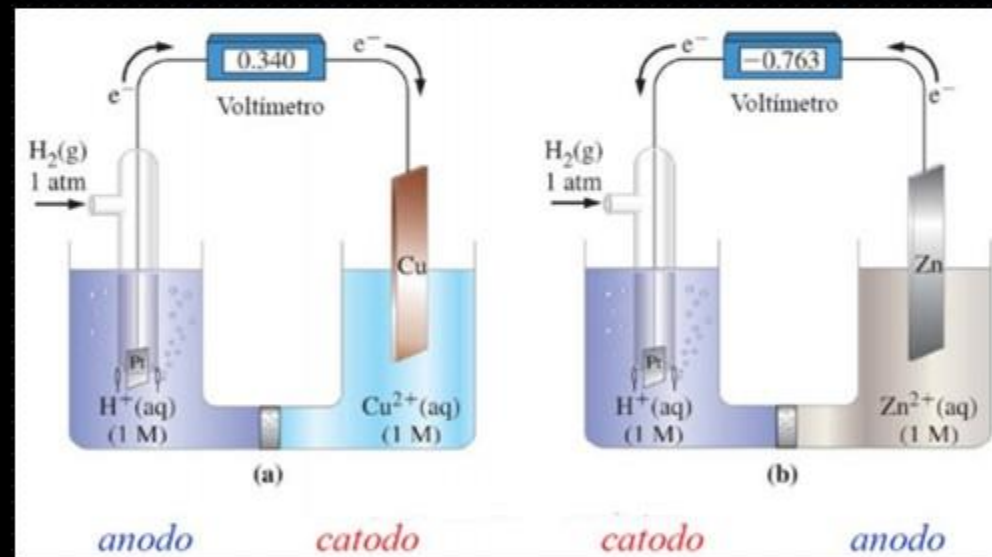
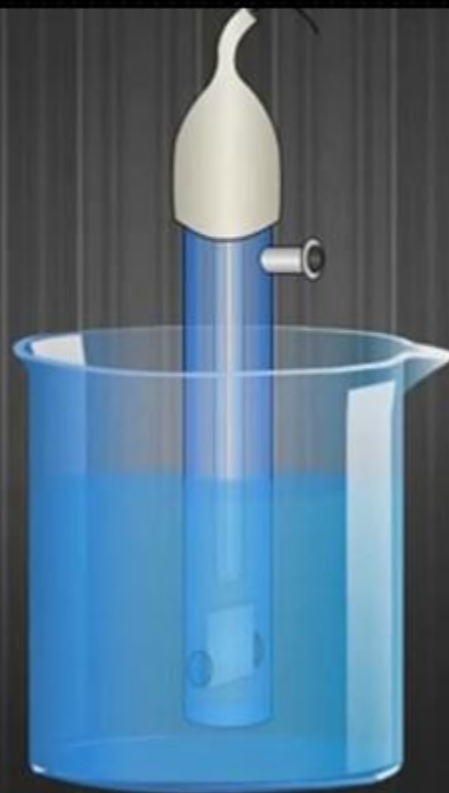
Na solução há sempre uma movimentação dos íons.

Os íons de H^+ saem da placa e entram na solução na mesma quantidade que saem da solução e entram na placa.

Portanto não há desequilíbrio na solução, dizemos que a solução está em equilíbrio dinâmico.

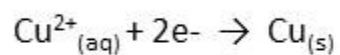
Medindo o potencial de redução do Zinco a partir do eletrodo padrão de Hidrogênio

PILHAS



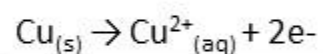
Representação das semi-reações e os potenciais

Exemplo:



$$E^0 = +0,34$$

$$\text{Deveria } E^0_{\text{RED}} = +0,34$$



$$E^0 = -0,34$$

$$\text{Deveria } E^0_{\text{OXI}} = -0,34$$

Os potenciais padrão de oxidação e redução de uma espécie química é **numericamente igual** porém com **sinas invertidos**

Atenção

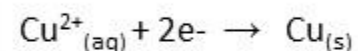
Se o valor do potencial informado não detalha se é de Redução ou de Oxidação

Quem manda é a representação da semi - reação

Está na forma de Redução então é E^0_{RED}

Está na forma de Oxidação então é E^0_{OXI}

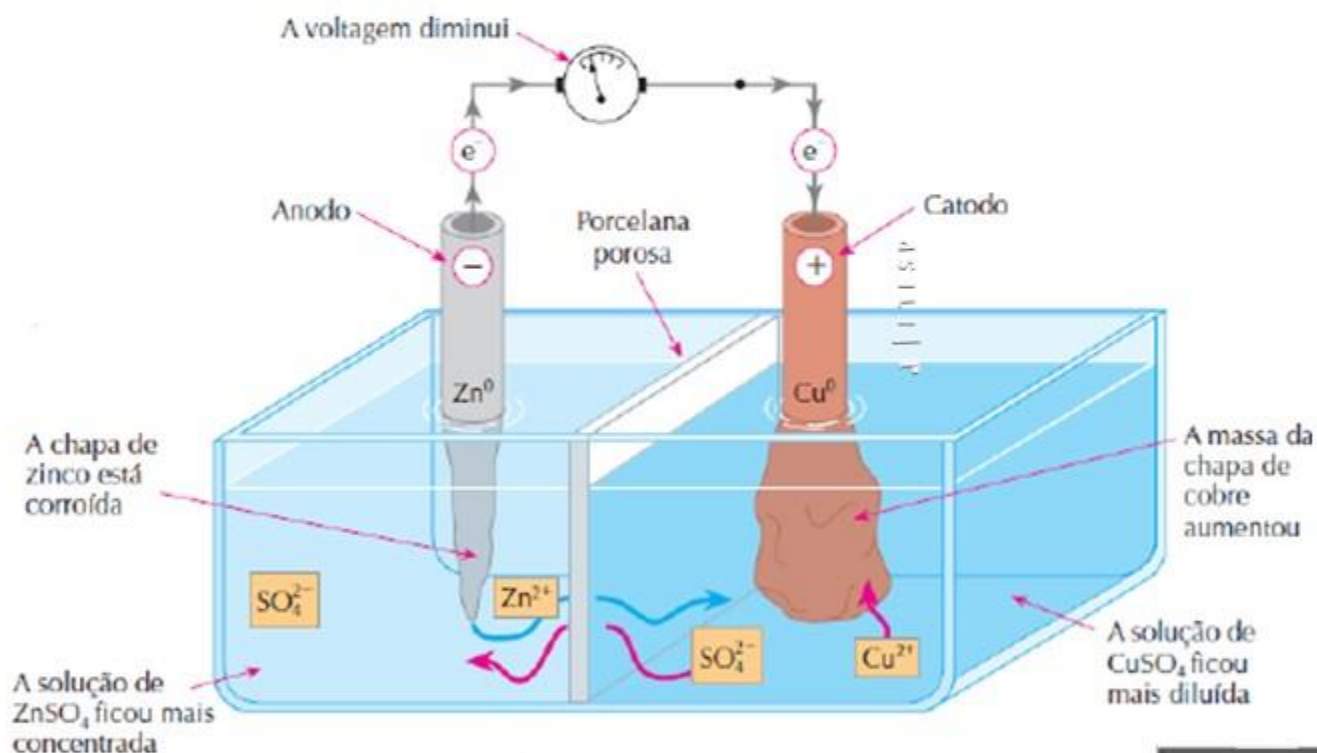
Observação



Significa que a reação é reversível. Ocorre nos dois sentidos

| Detalhes da Pilha de Daniell

| PILHAS



Catodo atrai **cátions**
Anodo atrai **ânions**

No eletrodo positivo (catodo) há **aumento** de massa

No eletrodo negativo (anodo) há **diminuição** de massa

A solução ficou mais **concentrada** no anodo

A solução ficou mais **diluída** no catodo

| Detalhes da Pilha de Daniell

| PILHAS

| A importância da Ponte Salina



O acúmulo de cargas elétricas nas soluções é evitado pela ponte salina, um tubo de vidro recurvado preenchido com material gelatinoso e contendo alta concentração de um sal que não interfira no processo; KCl, por exemplo.

O **excesso de cátions** no frasco da esquerda é compensado pela **migração de íons Cl^-** provenientes da ponte salina em direção ao frasco da esquerda. E o **excesso de ânions** no frasco da direita é compensado pela **migração de íons K^+** provenientes da ponte salina em direção ao frasco da direita.

Assim, a presença da ponte salina permite que a pilha continue funcionando. De fato, caso a ponte salina seja retirada, verifica-se que a lâmpada apaga imediatamente. Isso porque o **excesso de íons acumulados** nas soluções rapidamente **impede** o fluxo de elétrons através da parte metálica do circuito. É importante perceber que o circuito elétrico inclui o interior da pilha, porém **não é um condutor metálico** que conduz a corrente dentro dela, mas sim outro tipo de condutor elétrico: **soluções aquosas**.

| Detalhes da Pilha de Daniell

| PILHAS

A importância da Ponte Salina



Cada átomo de Zn^0 que manda dois elétrons para o circuito externo sai da placa e passa para a solução na forma de Zn^{2+} , provocando a **corrosão** da placa e fazendo a solução ficar **mais concentrada** de íons zinco. Isso tende a fazer com que essa solução fique com **excesso de cargas positivas** (os íons sulfato, SO_4^{2-} , não participam da reação). Simultaneamente, a outra solução fica **menos concentrada** em íons Cu^{2+} e tende a ter **acúmulo de cargas negativas**.

Se isso ocorresse, o funcionamento da pilha rapidamente iria cessar, pois o **acúmulo de carga positiva** na solução da esquerda **iria atrair** os elétrons do fio metálico para a placa de zinco (cargas de sinais opostos se atraem), e o **acúmulo de carga negativa** na solução da direita **iria repelir** os elétrons do fio metálico (cargas de mesmo sinal se repelem), impedindo-os de chegar à placa de cobre.

| Detalhes da Pilha de Daniell

| PILHAS

| A importância da Ponte Salina



As soluções de ambos os frascos e também a solução presente na ponte salina permitem que o circuito elétrico esteja totalmente fechado. Lembre-se de que corrente elétrica é um fluxo ordenado de **cargas elétricas**. No fio metálico, são os **elétrons** (portadores de carga elétrica negativa) que se **movimentam**. Nas **soluções** não são elétrons que se movimentam, mas sim **cátions e ânions**.

Assim, a experiência de acender uma lâmpada com uma pilha de Daniell envolve um circuito elétrico fechado que consiste basicamente de duas partes: uma **parte externa** à pilha, formada por fios metálicos, e uma **parte interna** à pilha, na qual a corrente elétrica que atravessa as soluções aquosas é um fluxo ordenado de cátions e ânions.

Eletrólito

Solução de um composto iônico (meio condutor)

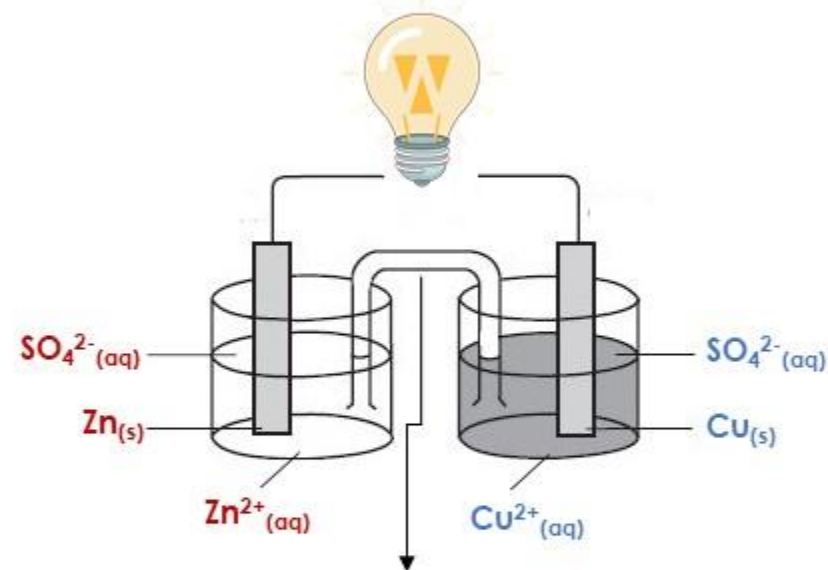
II

Ponte salina

Permite a movimentação de íons de uma semicela para outra

Eletrodo

Na pilha é o polo: positivo (catodo) e negativo (anodo)



Ponte Salina: Tubo de vidro em U contendo uma solução aquosa concentrada de um sal bastante solúvel. Ex.: KCl ou KNO_3



Contaminação de água por cobre

O cobre forma uma rica variedade de compostos com estados de oxidação de +1 e +2. Ele não reage com água, mas reage lentamente com o [oxigênio](#) atmosférico, formando uma camada marrom escura de óxido de cobre.

ETESP

Amarelo	Sódio (Na)
Azul-esverdeado	Cobre (Cu)
Branco-metálico	Magnésio (Mg)
Vermelho	Lítio (Li)
Vermelho-carmim	Estrôncio (Sr)
Verde	Bário (Ba)
Violeta	Potássio (K)
Dourado	Ferro (Fe)
Branco	Alumínio (Al)
Amarelo-claro	Cálcio (Ca)

Em contraste com a oxidação do ferro pelo ar úmido, essa camada de óxido para a corrosão. Uma camada verde de carbonato de cobre, chamado azinhavre, muitas vezes pode ser visto em construções antigas de cobre, como a [Estátua da Liberdade](#), a maior estátua de cobre do mundo.

ÍONS E SUAS CORES

PILHAS

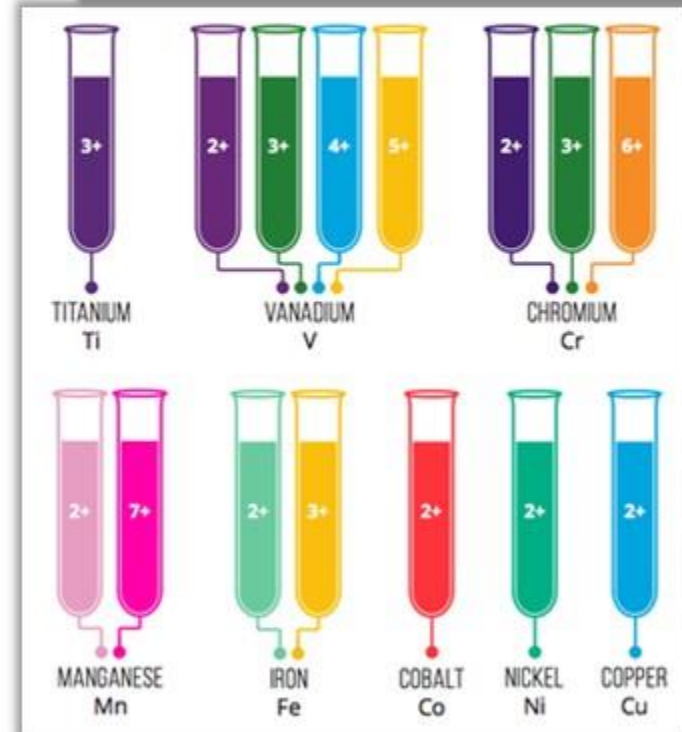
Por que os metais de transição "são coloridos"?

Os elétrons estão realmente dispostos em áreas especiais, em determinados níveis de energia, e em subníveis, chamados "orbitais".

Esses orbitais vêm em diferentes formas, e são nomeados com letras diferentes: s, p, d, e f. Cada um desses orbitais pode conter um número variável de elétrons: s pode conter 2, p 6, d 10 e f 14.

Podemos definir, metais de transição, como sendo aqueles elementos que tem camadas eletrônicas d e f parcialmente preenchidas em algum de seus estados de oxidação. Essa definição passa a englobar os metais cobre, prata e ouro como "de transição", pois apresentam estados de oxidação onde a premissa é verdadeira: Cu (II) $3d^9$, Ag (II) $4d^9$; Au (III) $5d^8$.

ÍONS E SUAS CORES



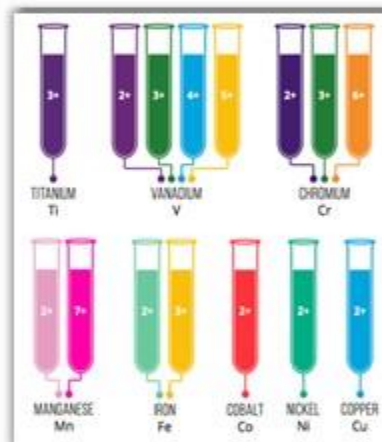
ÍONS E SUAS CORES

PILHAS

Íons complexos contendo metais de transição são geralmente coloridos, enquanto que os íons similares de metais não de transição, "não são coloridos". Isso sugere que os orbitais d parcialmente preenchidos devem estar envolvidos na geração da cor de alguma forma.

Lembre-se que os metais de transição são definidos como tendo parcialmente cheios os orbitais d . Complexos de metais de transição são formados quando os metais de transição estão ligados a um ou mais espécies não-metálicas, neutra ou carregada negativamente, referida como "ligantes". Sem esses títulos, todos os orbitais d são iguais em energia - no entanto, uma vez que eles estão presentes, alguns orbitais d se deslocam para uma situação de energia mais elevada do que se encontravam antes, enquanto alguns mudam para uma energia mais baixa, criando um gap de energia. Isto é devido ao fato de que, devido às suas

ÍONS E SUAS CORES



Os elétrons podem se mover a partir dos orbitais d de menor energia para os orbitais d de maior energia, absorvendo um fóton de luz, o comprimento de onda da luz absorvida depende do tamanho do gap de energia.

Quando ocorre absorção de energia, ocorrem saltos dos elétrons em subníveis d para um nível d mais energético, e o mesmo ocorre para os subníveis f . Quando o elétron retorna à forma menos energética, ocorre liberação energética em forma luminosa.

QUESTIONAMENTOS

O balanceamento da reação influencia no cálculo da ddp?

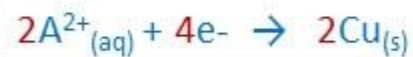
Resposta: Não

A semi-cela deve estar balanceada?

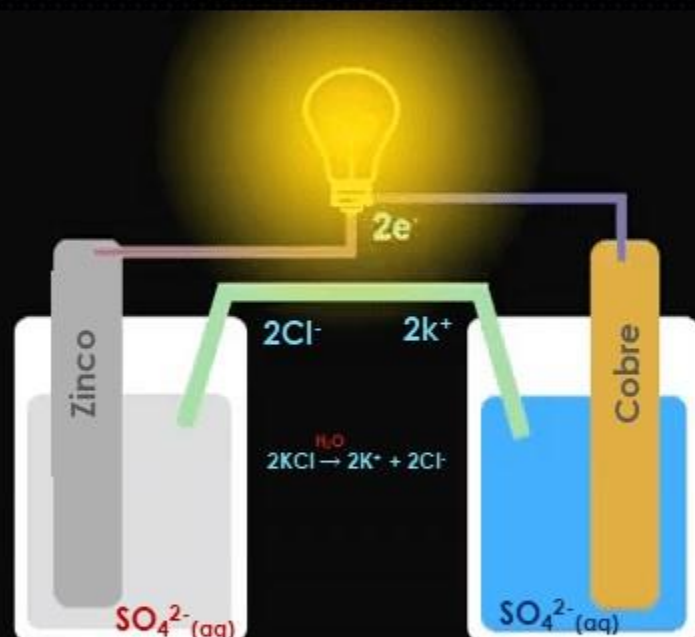
Resposta: Não

A representação oficial da pilha deve estar balanceada?

Resposta: Sim



| Detalhes da Pilha de Daniell

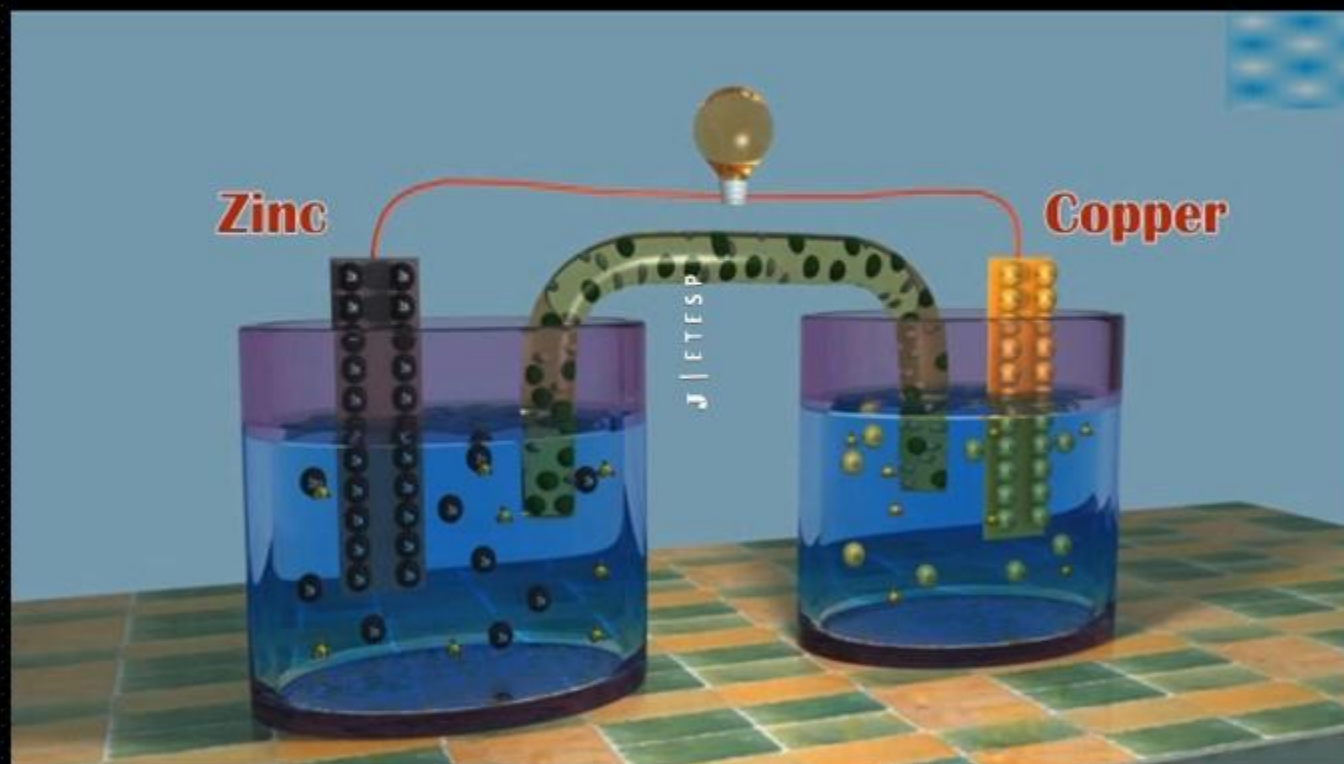


Componentes:

- Dois condutores imersos em uma solução contendo eletrólitos (eletrodos)
- Um condutor eletrônico externo para permitir o fluxo de elétrons
- Um condutor iônico para evitar o contato direto dos reagentes e permitir o fluxo de íons.

Pilha de Daniell

PILHAS



ANOTAÇÕES

PILHAS

O Metal com maior **potencial de redução** em relação a outro metal será o polo positivo (**catodo**) da pilha

O Metal com maior **potencial de oxidação** em relação a outro metal será o polo negativo (**catodo**) da pilha

Quanto **maior** for a medida do **potencial de oxidação**, maior é a tendência do metal **ceder** elétrons

Catodo atrai **cátions**
Anodo atrai **ânions**

Potencial é a tendência que uma espécie química tem para **perder ou ganhar elétrons**.

Os **potenciais padrão de oxidação e redução** de uma espécie química é numericamente igual porém com **sinais invertidos**

Quanto **maior** for a medida do **potencial de redução**, maior é a tendência do metal **ganhar** elétrons

Os e⁻ fluem pelo fio metálico

SEMICELA – São **metais** submersos numa solução que contém o **cátion** desse metal
EX.: $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} \mid \text{Cu}_{(s)}$

É importante colocar a fase em que as espécies químicas se encontram
(s) sólido **(aq) aquoso**

Na **reação global** os elétrons são cancelados pela soma das semi-reações de oxidação e redução.

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{Maior}} - E^0_{\text{Menor}}$$

A quantidade de **elétrons cedidos** deve ser a mesma quantidade de **elétrons recebidos**.

Substâncias iônicas, quando em solução ou quando fundidas (líquidas), liberam íons e conduzem **corrente elétrica**.

Na semi reação de **redução** os elétrons são representados **antes da seta**

Na semi reação de **oxidação** os elétrons são representados **depois da seta**

Ordem de reatividade dos metais



Condições padrão

Temperatura: 25°C;
pressão: 1atm;
[] concentração: 1mol/L [1M]

Nota: Esses valores foram obtidos para o estado padrão, isto é, concentração 1mol/L para espécies em solução e a 1atm para espécies gasosas a 25°C. Existem tabelas especializadas para outras condições.

TABELA DE POTENCIAIS – PADRÃO DE REDUÇÃO

Meia-reação	E ⁰ /V
Li ⁺ (aq) + e ⁻ → Li (s)	-3,05
K ⁺ (aq) + e ⁻ → K (s)	-2,93
Ba ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Ba (s)	-2,90
Sr ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sr (s)	-2,89
Ca ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Ca (s)	-2,87
Na ⁺ (aq) + e ⁻ → Na (s)	-2,71
Mg ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Mg (s)	-2,37
Be ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Be (s)	-1,85
Al ³⁺ (aq) + 3e ⁻ → Al (s)	-1,66
Mn ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Mn (s)	-1,18
2H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ (g) + 2OH ⁻ (aq)	-0,83
Zn ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Zn (s)	-0,76
Cr ³⁺ (aq) + 3e ⁻ → Cr (s)	-0,74
Fe ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Fe (s)	-0,44
Cd ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Cd (s)	-0,40
PbSO ₄ (s) + 2e ⁻ → Pb (s) + SO ₄ ²⁻ (aq)	-0,31
Co ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Co (s)	-0,28
Ni ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Ni (s)	-0,25
Sn ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sn (s)	-0,14
Pb ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Pb (s)	-0,13
2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → H ₂ (g)	0,00

Sn ⁴⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sn ²⁺ (aq)	+0,13
Cu ²⁺ (aq) + e ⁻ → Cu ⁺ (aq)	+0,15
SO ₄ ²⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → SO ₂ (g) + 2H ₂ O	+0,20
AgCl (s) + e ⁻ → Ag (s) + Cl ⁻ (aq)	+0,22
Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Cu (s)	+0,34
O ₂ (g) + 2H ₂ O + 4e ⁻ → 4OH ⁻ (aq)	+0,40
I ₂ (s) + 2e ⁻ → 2I ⁻ (aq)	+0,53
MnO ₄ ⁻ (aq) + 2H ₂ O + 3e ⁻ → MnO ₂ (s) + 4OH ⁻ (aq)	+0,59
O ₂ (g) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → H ₂ O ₂ (aq)	+0,68
Fe ³⁺ (aq) + e ⁻ → Fe ²⁺ (aq)	+0,77
Ag ⁺ (aq) + e ⁻ → Ag (s)	+0,80
Hg ₂ ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → 2Hg (l)	+0,85
2Hg ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Hg ₂ ²⁺ (aq)	+0,92
NO ₃ ⁻ (aq) + 4H ⁺ (aq) + 3e ⁻ → NO (g) + 2H ₂ O	+0,96
Br ₂ (l) + 2e ⁻ → 2Br ⁻ (aq)	+1,07
O ₂ (g) + 4H ⁺ (aq) + 4e ⁻ → 2H ₂ O	+1,23
MnO ₂ (s) + 4H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → Mn ²⁺ (aq) + 2H ₂ O	+1,23
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (aq) + 14H ⁺ (aq) + 6e ⁻ → Cr ³⁺ (aq) + 7H ₂ O	+1,33
Cl ₂ (g) + 2e ⁻ → 2Cl ⁻ (aq)	+1,36
Au ³⁺ (aq) + 3e ⁻ → Au (s)	+1,50
MnO ₄ ⁻ (aq) + 8H ⁺ (aq) + 5e ⁻ → Mn ²⁺ (aq) + H ₂ O	+1,51
Ce ⁴⁺ (aq) + e ⁻ → Ce ³⁺ (aq)	+1,61
H ₂ O ₂ (aq) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → 2H ₂ O	+1,77
Co ³⁺ (aq) + e ⁻ → Co ²⁺ (aq)	+1,82
O ₃ (g) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → O ₂ (g) + H ₂ O	+2,07
F ₂ (g) + 2e ⁻ → 2F ⁻ (aq)	+2,87

Nota: Esses valores foram obtidos para o estado padrão, isto é, concentração 1 mol/L para espécies em solução e a 1 atm para espécies gasosas a 25°C. Existem tabelas especializadas para outras condições.

TABELA: POTENCIAL PADRÃO DE REDUÇÃO

Estado reduzido	Estado oxidado	Potenciais-Padrão (V)
Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$	+3,04
K	$\text{K}^+ + \text{e}^-$	+2,92
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,90
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,89
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,87
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	+2,71
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,37
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	+1,66
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+1,18
$\text{H}_2 + 2(\text{OH})^-$	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$	+0,83
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,76
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$	+0,74
S^{2-}	$\text{S} + 2\text{e}^-$	+0,48
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,44
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,28
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,23
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,13
H_2	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	0,00
Cu^+	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^-$	-0,15
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,34
$2(\text{OH})^-$	$\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e}^-$	-0,40
Cu	$\text{Cu}^+ + \text{e}^-$	-0,52
2I^-	$\text{I}_2 + 2\text{e}^-$	-0,54
Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	-0,77
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	-0,80
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,85
2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^-$	-1,09
H_2O	$2\text{H}^+ + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e}^-$	-1,23
2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	-1,36
2F^-	$\text{F}_2 + 2\text{e}^-$	-2,87

ORDEN CRESCENTE DE AÇÃO OXIDANTE

Condições padrão
Temperatura: 25°C;
pressão: 1atm;
[] concentração: 1mol/L [1M]

ELETROQUÍMICA

PILHAS

TAREFA <envie>

ETESP

1

2

Menção : I, R, B, MB