

Universidade de São Paulo
Faculdade de Zootecnia e Engenharia de Alimentos
Curso de Engenharia de Alimentos

ZAB-1007

Química Geral

Reações em solução aquosa

Profa. Dra. Mariza Pires de Melo

Eletrólitos

- Substâncias que se dissolvem em água → uma solução condutora de eletricidade são chamadas de eletrólitos
 - produção de íons em solução (dissociação).
- Os eletrólitos podem ser fortes ou fracos, conforme o seu grau de dissociação,
 - capacidade de se dissociar mais ou menos, produzindo conseqüentemente mais ou menos íons em solução.

Tipos de reações em solução aquosa

- Para efeito de estudo dividiremos as reações em 4 tipos principais:

- ✓ **Reações ácido-base**

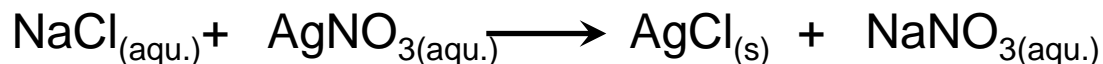
- ✓ **Reações de precipitação**

- ✓ **Reações de óxido-redução**

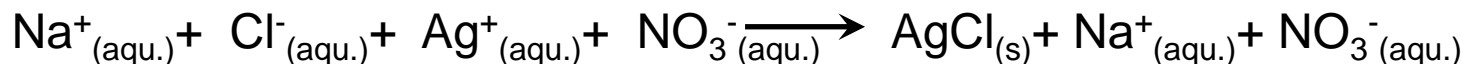
- ✓ **Reações de complexação**

- Independentemente do tipo de reação poderemos ter 3 tipos principais de equações químicas para descrever a mesma reação:

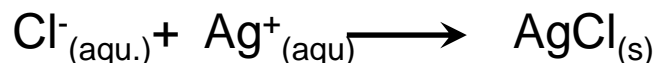
- ✓ **Equação molecular:**



- ✓ **Equação iônica:**



- ✓ **Equação representativa:**



Reações ácido-base: Definições

De acordo com Arrhenius.....

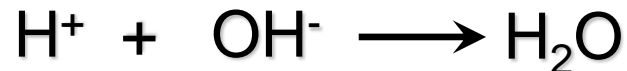
- **Ácido**

- substância que contém hidrogênio em sua composição e é capaz de produzir íons hidrogênio (H^+) em solução aquosa

- **Base**

- substância que possui em sua composição o grupo hidróxido e é capaz de produzir íons hidróxido (OH^-) em solução aquosa

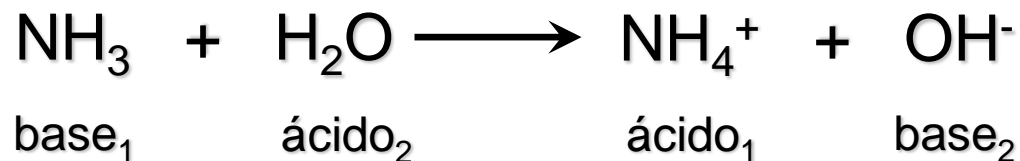
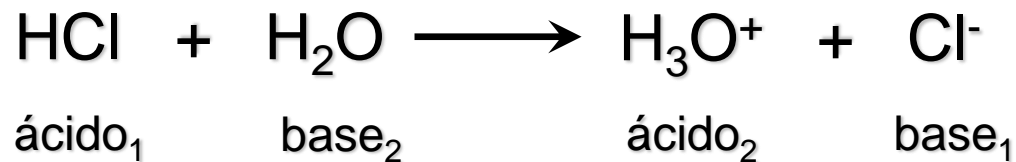
- A neutralização, ou seja, a reação entre uma base e um ácido produz água.



Reações ácido-base: Definições

De acordo com Bronsted-Lowry.....

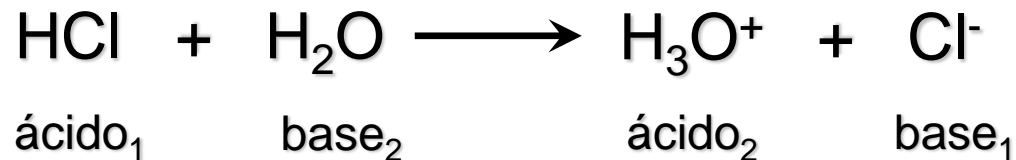
- **ÁCIDO** é uma espécie capaz de doar um próton (H^+), e **BASE** é uma espécie capaz de receber um próton.
- Reação ácido-base é uma competição de duas bases por um próton.



Reações ácido-base: Definições

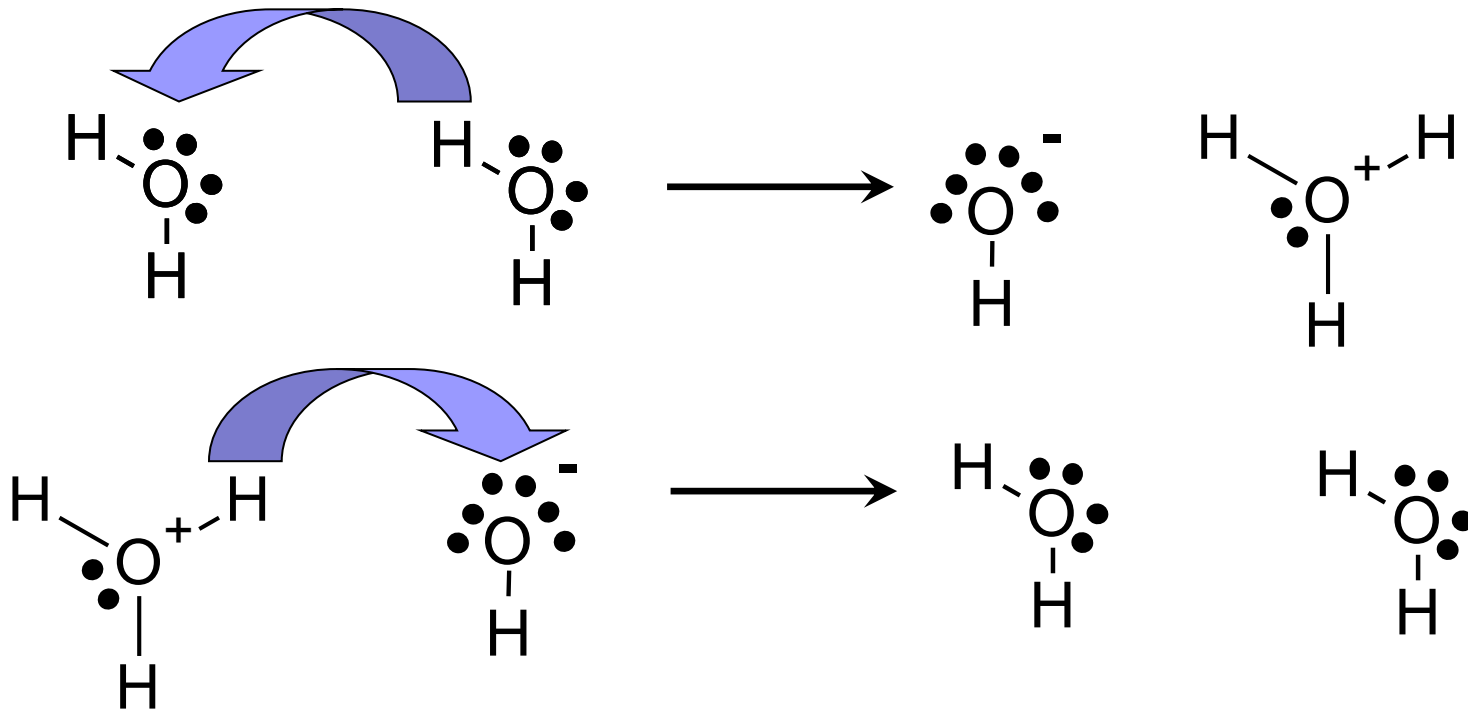
De acordo com Bronsted-Lowry.....

- As espécies → ácido-base possuem pares conjugados, ou seja, um ácido sempre possui sua base conjugada e vice e versa.
- A base conjugada de um ácido é igual ao ácido sem o átomo de hidrogênio.
- Quanto maior a força do ácido menor será a força da sua base conjugada vice e versa.



Reações ácido-base: Definições

Auto-ionização da água



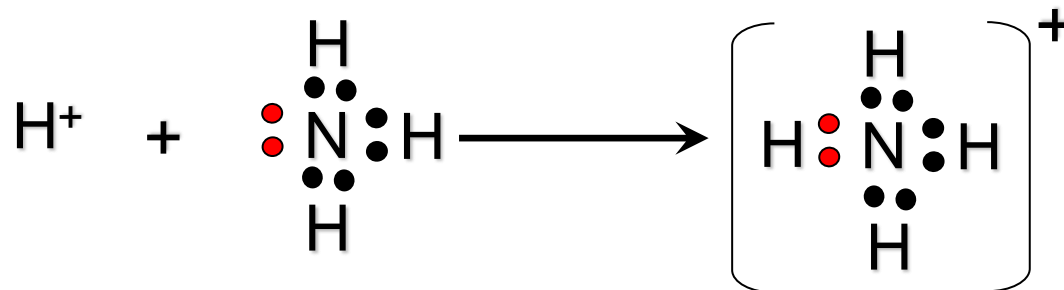
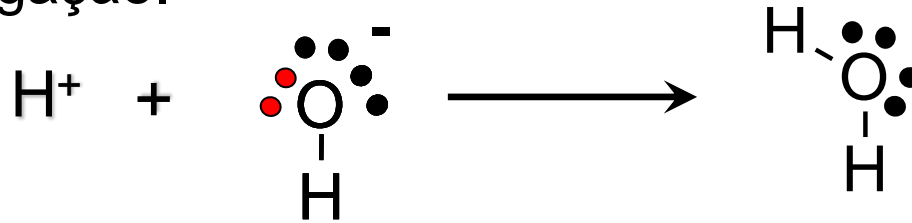
Reações ácido-base: forças de ácidos e bases

	ácido	base	
Aumento da força do ácido	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	Aumento da força da base
	HI	I ⁻	
	HBr	Br ⁻	
	HCl	Cl ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
	HF	F ⁻	
	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	
	HCN	CN ⁻	
NH ₄ ⁺	NH ₃		
H ₂ O	OH ⁻		
NH ₃	NH ₂ ⁻		

Reações ácido-base: Definições

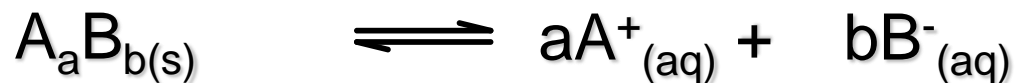
De acordo com Lewis.....

- **ÁCIDO** é uma espécie com um orbital vazio capaz de aceitar um par de elétrons.
- **BASE** é uma espécie que pode doar um par de elétrons para formar uma ligação.



Reações de Precipitação (.....)

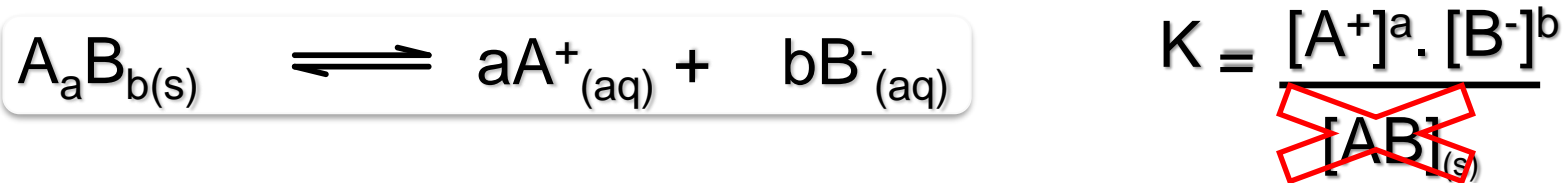
- Reações onde ocorre a combinação de íons com formação de precipitado (composto com baixa solubilidade).
- Em soluções saturadas onde existe excesso da substância na forma de precipitado é estabelecido um equilíbrio de solubilidade.



Neste equilíbrio, ao mesmo tempo em que parte do sólido é solubilizado, parte é novamente precipitado, sendo que ambos os fenômenos ocorrem na mesma velocidade.

A constante de equilíbrio de precipitação ou produto de solubilidade

- Pode-se definir uma constante de equilíbrio para a reação geral de precipitação /solubilização abaixo :



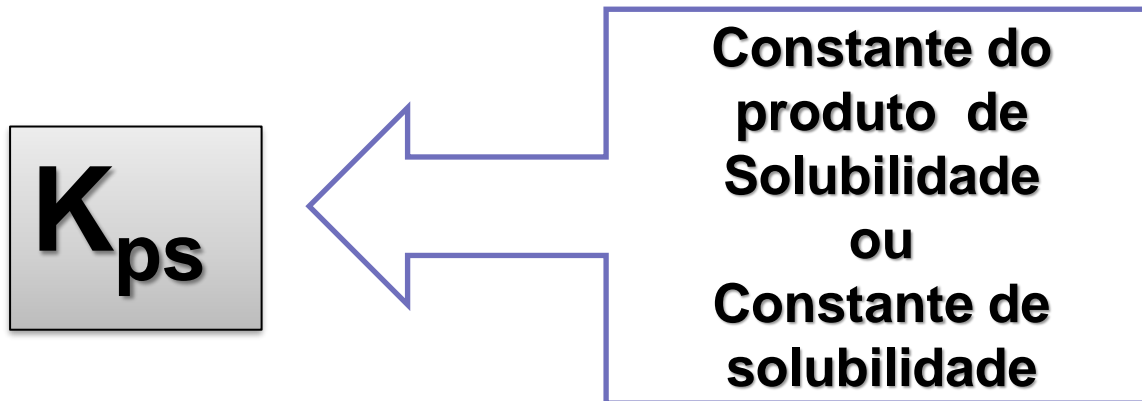
- Como substância sólidas não entram na constante de equilíbrio em meio aquoso, a constante de equilíbrio de uma reação de precipitação/solubilização, pode ser escrita como:

$$K_{ps} = [A^+]^a \cdot [B^-]^b$$

Esta constante é chamada de constante do produto de solubilidade, ou simplesmente produto de solubilidade.

Produto de Solubilidade

É a constante do equilíbrio entre um sal não dissolvido e seus íons em uma solução saturada



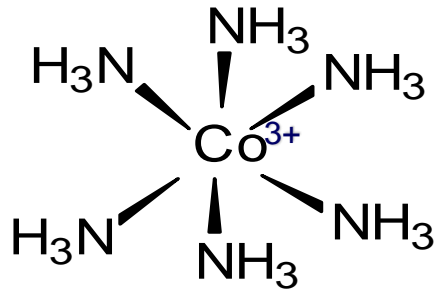
SOLUBILIDADE de uma substância— é a quantidade que se dissolve para a formação de uma solução saturada

Reações de Complexação (.....)

- complexo – átomo metálico central ou íon rodeado por uma série de ligantes
- ligante – íon ou molécula que pode ter uma existência independente

exemplo: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ \Rightarrow o cobalto está rodeado por 6 ligantes NH_3

- composto de coordenação – complexo neutro ou um composto iônico onde no no mínimo um dos íons é um complexo.



complexo é a combinação de um ácido e uma base de Lewis (doação e recepção de pares de elétrons)



Previsibilidade de reações

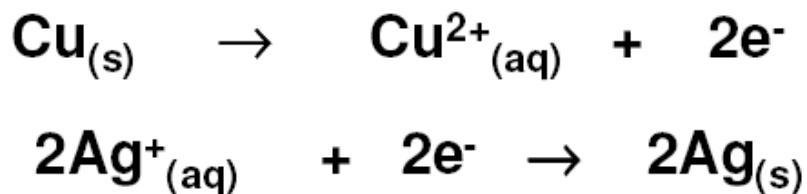
- De uma forma geral as reações em meio aquoso que não envolvem transferência de elétrons tendem a ocorrer se:
 - ✓ Houver a formação de **substância pouco solúveis**.
 - ✓ Houver o desprendimento de **gases**.
 - ✓ Houver a formação de **eletrólitos fracos**.
 - ✓ Houver a formação de **íons complexos solúveis**.

ESTUDAR AS REGRAS GERAIS DE SOLUBILIDADE E FORÇA DOS ELETRÓLITOS , DISPONÍVEIS EM QUALQUER LIVRO DE QUÍMICA GERAL

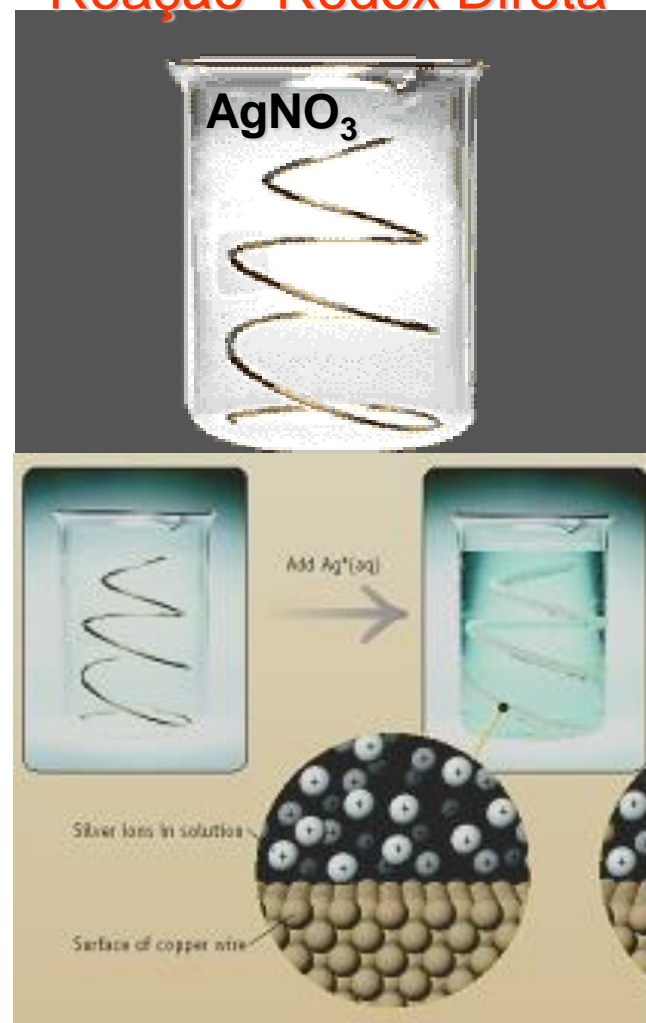
Reações de óxido-redução

- Reação que ocorre por meio de **transferência de elétrons** de uma espécie para outra.
 - A espécie que **perde elétrons** tem seu número de oxidação aumentado (**sofre oxidação**),
 - A espécie que **ganha elétrons** tem seu número de oxidação diminuído (**sofre uma redução**).
- A espécie doadora de elétrons é chamada de redutora, e a espécie receptora de elétrons é chamada de oxidante.
- Ex.: $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Quando introduzimos um fio de Cu em uma solução de AgNO_3 , podemos observar depois de um tempo ocorre a formação de um depósito de prata no fio de Cu e a solução adquire coloração azul característica dos íons Cu^{2+} :

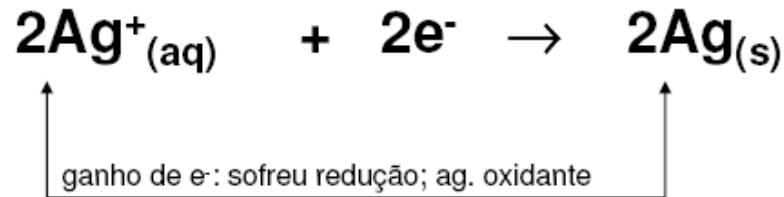
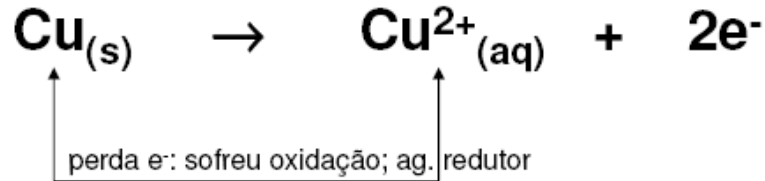


Reação Redox Direta



Número de Oxidação

- Nos compostos iônicos o número de oxidação corresponde à própria carga do íon;
- Nas moléculas não existe transferência definitiva de elétrons, sendo o número de oxidação correspondente aos elétrons que o átomo iria adquirir se a ligação fosse rompida;



- as semi-reações nos mostram que ocorre a perda de e⁻ (reação de oxidação) e que ocorre o ganho de e⁻ (reação de redução) simultaneamente.

- **Cu⁰ sofreu oxidação**, portanto, é o **agente redutor** pois ao ceder e⁻ aos íons Ag⁺, provoca sua redução;
- **íons Ag⁺ sofreram redução**, portanto, agem como **agente oxidante** pois ao receberem e⁻ do Cu, provocam sua oxidação.

Resumindo:

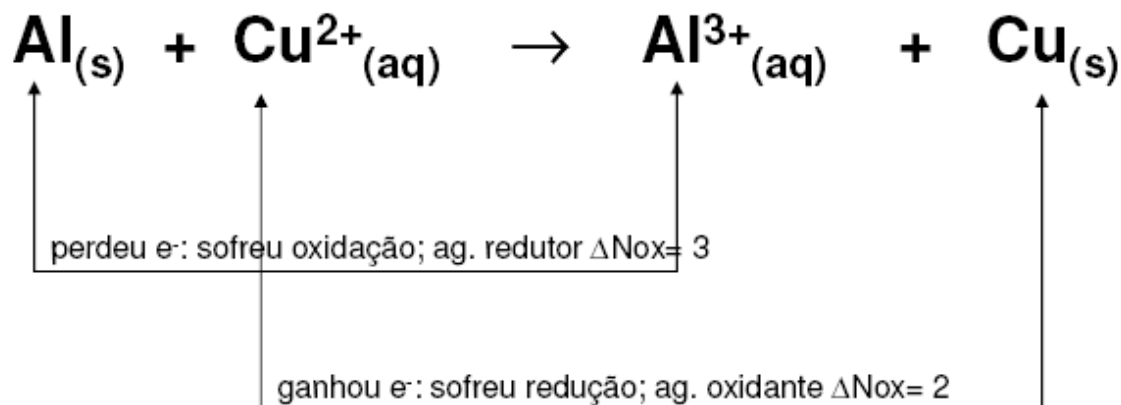
Cu⁰: perde e⁻ → sofre oxidação → agente redutor

Ag⁺: ganha e⁻ → sofre redução → agente oxidante

Balanceamento das Equações das Reações de Oxidação e Redução

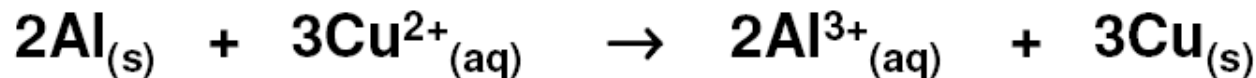
- reações com transferência de e^- , portanto, para balanceá-las é preciso igualar o número de e^- perdidos e recebidos

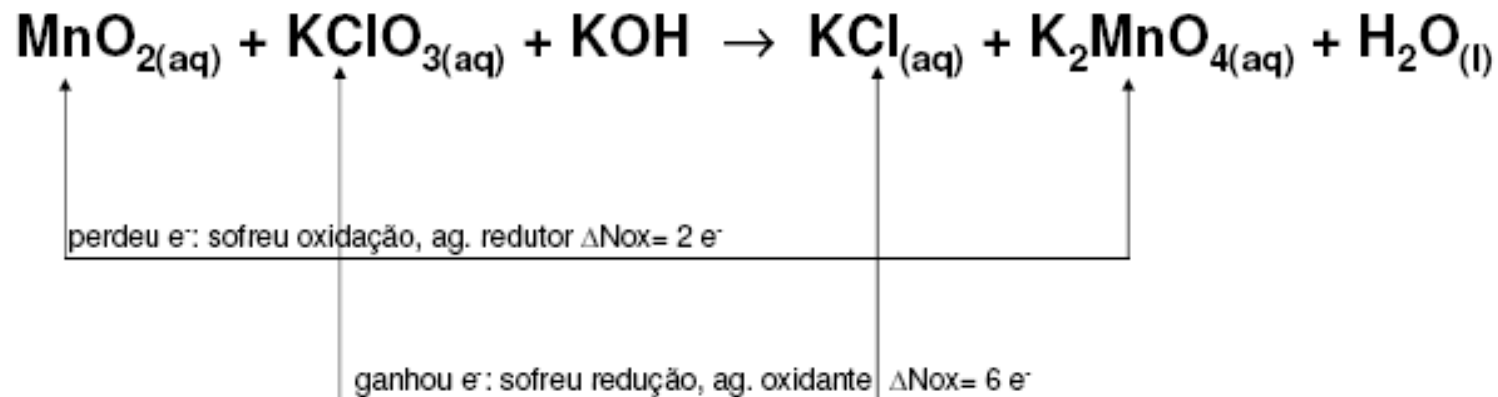
Ex.: lâmina de Al em solução de CuSO_4 com formação de $\text{Cu}_{(s)}$ e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq})$:



1 átomo de Al perde $3e^- \rightarrow$ 2 átomos de Al perdem $6e^-$

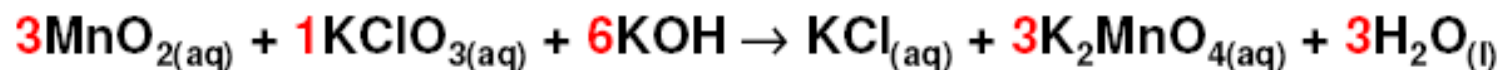
1 íon de Cu^{2+} recebe $2e^- \rightarrow$ 3 íons de Cu^{2+} recebem $6e^-$





-temos que todo Mn presente na solução original sofreu oxidação originando K₂MnO₄;

-enquanto todo o Cl presente na solução original sofreu redução dando origem ao KCl;



Reações de oxido-redução: balanceamento em reações sem solvente

1. Atribuir números de oxidação a todos os átomos
2. Observar quais átomos que perdem e quais átomos que ganham elétrons; determine quantos elétrons são perdidos e quantos são ganhos.
3. Se há mais de um átomo perdendo ou ganhando elétrons por unidade de fórmula, determine o total de elétrons perdidos ou ganhos por unidade de fórmula.
4. Iguale o número de elétrons ganhos pelo agente oxidante ao da perda pelo agente redutor, colocando o coeficiente apropriado antes da fórmula de cada um, no lado esquerdo da equação.
5. Complete o balanceamento por tentativa. Deixe para o final os átomos de oxigênio e hidrogênio.

Células Galvânicas

-células eletroquímicas onde uma reação química espontânea é usada para gerar uma corrente elétrica, p.ex: uma bateria é um conjunto de células galvânicas unidas em série para produzir determinada voltagem;

Pilhas

-primeiro estudo se deu com Alessandro Volta 1800;

-experimento constituído por conjunto de placas metálicas de Zn e Cu chamadas de eletrodos, imersos em solução eletrolítica;

-posteriormente foi aperfeiçoada por Daniell em 1836 que dividiu esses eletrodos em duas semicelas;

Reações de Oxidação-Redução

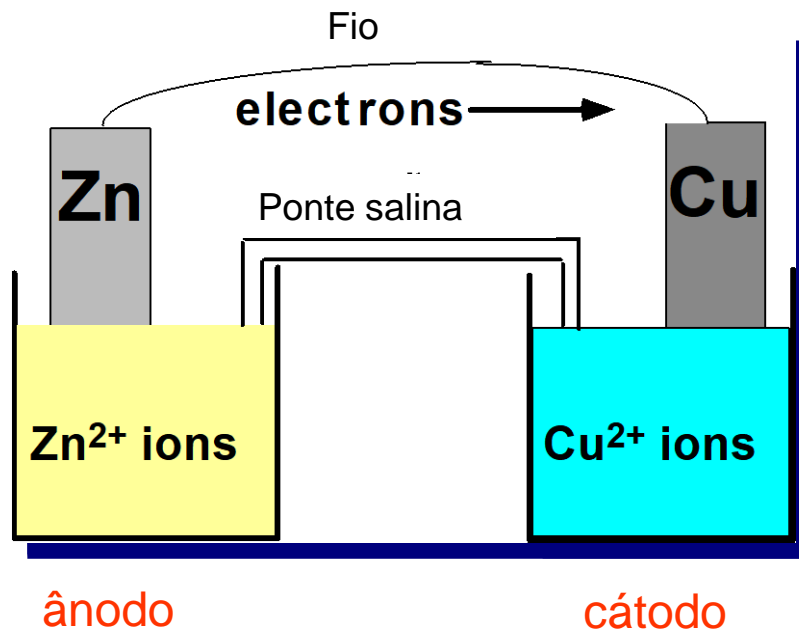
Reação redox indireta

Uma bateria funciona através da transferência de elétrons, através de um fio externo, do agente redutor para o agente oxidante



Descrição da Pilha de Daniell

- transformação da energia química em energia elétrica;
- essa energia química provém da transformação do Zn em ZnSO_4 , ou seja, o Zn vai sendo consumido;
- dois eletrodos metálicos unidos por fio condutor e duas semicelas unidas por uma ponte salina contendo solução iônica;
- ponte salina atua no sistema permitindo o escoamento de íons de uma semicela para outra.



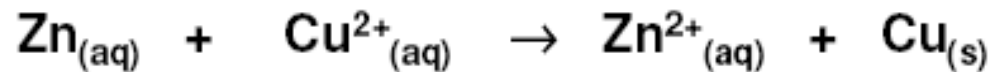
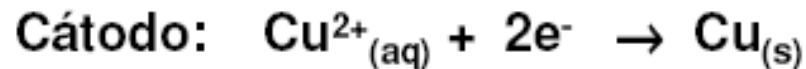
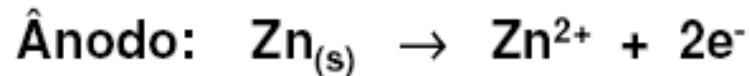
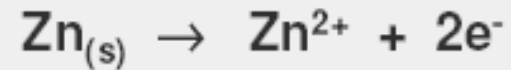
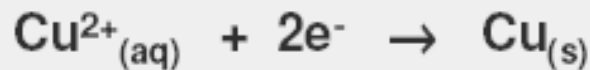
no eletrodo de Cu temos

- espessamento da lâmina
- diminuição da $[Cu^{2+}]$

no eletrodo de Zn temos

- corrosão da lâmina
- aumento da $[Zn^{2+}]$

-esses fatos podem ser explicados pelas semi-reações de redução e oxidação respectivamente:



Potencial de Redução e Oxidação de Pilhas

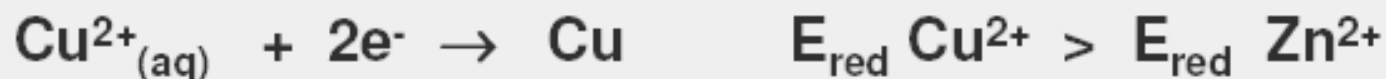
✓ Pilha de Daniell

-eletrodos de Zn e Cu;

-ambos íons $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ e $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ têm a tendência de receber e^- , porém, os íons $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ são os que sofrem redução;

-podemos concluir que a tendência dos íons $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ em sofrer redução é maior que a do $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$;

-dizemos então que os íons Cu^{2+} têm maior potencial de redução (E_{red});



-e o Zn sofrerá oxidação apresentando assim, maior potencial de oxidação (E_{oxid});



-podemos concluir que em uma pilha, a espécie que apresenta maior E_{red} sofre redução enquanto a outra espécie de maior E_{oxid} sofre oxidação;

Potencial de uma Pilha

-os e^- fluem do eletrodo que ocorre a oxidação (ânodo) para o eletrodo em que ocorre a redução (cátodo) gerando uma ddp (ΔE);

A ddp (ΔE)

-depende das espécies químicas envolvidas;

-das suas concentrações e da temperatura;

- ΔE é medido em condição-padrão que corresponde a espécies com concentração 1 mol L^{-1} , 1 atm e 25°C ;

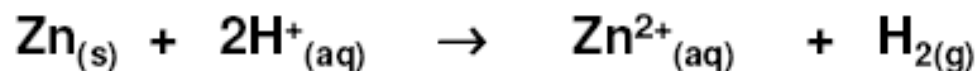
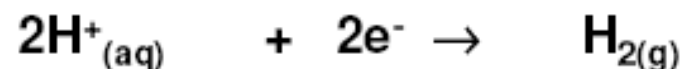
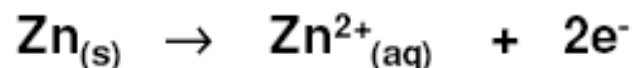
$$\Delta E^0 = (E^0_{\text{red cátodo}}) - (E^0_{\text{red ânodo}}) \quad \text{OU}$$

$$\Delta E^0 = (E^0_{\text{oxid ânodo}}) - (E^0_{\text{oxid cátodo}})$$

Medição dos Potenciais

-para determinar os E_{red} e os E_{oxid} foi escolhido como eletrodo padrão o eletrodo de hidrogênio sendo $E^0_{\text{red}} = 0$ e $E^0_{\text{oxid}} = 0$;

Pilha de Zn e H_2 para determinar o E^0 do Zn



Potencial Padrão de Redução in solução aquosa a 25°C

Semi-reação E (V)

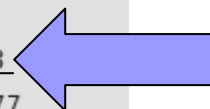
$F_2(g) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 F^-(aq)$	+2.87
$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 H_2O(\ell)$	+1.77
$PbO_2(s) + SO_4^{2-}(aq) + 4 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow PbSO_4(s) + 2 H_2O(\ell)$	+1.685
$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^-$	$\longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(\ell)$	+1.52
$Au^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	+1.360
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^-$	$\longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(\ell)$	+1.33
$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^-$	$\longrightarrow 2 H_2O(\ell)$	+1.229
$Br_2(\ell) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 Br^-(aq)$	+1.08
$NO_3^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow NO(g) + 2 H_2O(\ell)$	+0.96
$OCl^-(aq) + H_2O(\ell) + 2 e^-$	$\longrightarrow Cl^-(aq) + 2 OH^-(aq)$	+0.89
$Hg^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Hg(\ell)$	+0.855
$Ag^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Ag(s)$	+0.80
$Hg_2^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 Hg(\ell)$	+0.789
$Fe^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0.771
$I_2(s) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 I^-(aq)$	+0.535
$O_2(g) + 2 H_2O(\ell) + 4 e^-$	$\longrightarrow 4 OH^-(aq)$	+0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Cu(s)$	+0.337
$Sn^{4+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0.15
$2H^+(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow H_2(g)$	0,00
$Sn^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Sn(s)$	-0.14
$Ni^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Ni(s)$	-0.25
$V^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow V^{2+}(aq)$	-0.255
$PbSO_4(s) + 2 e^-$	$\longrightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.356
$Cd^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Fe(s)$	-0.44
$Zn^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Zn(s)$	-0.763
$2 H_2O(\ell) + 2 e^-$	$\longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0.8277
$Al^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Al(s)$	-1.66

Caráter oxidante

↑ Increasing strength of oxidizing agents

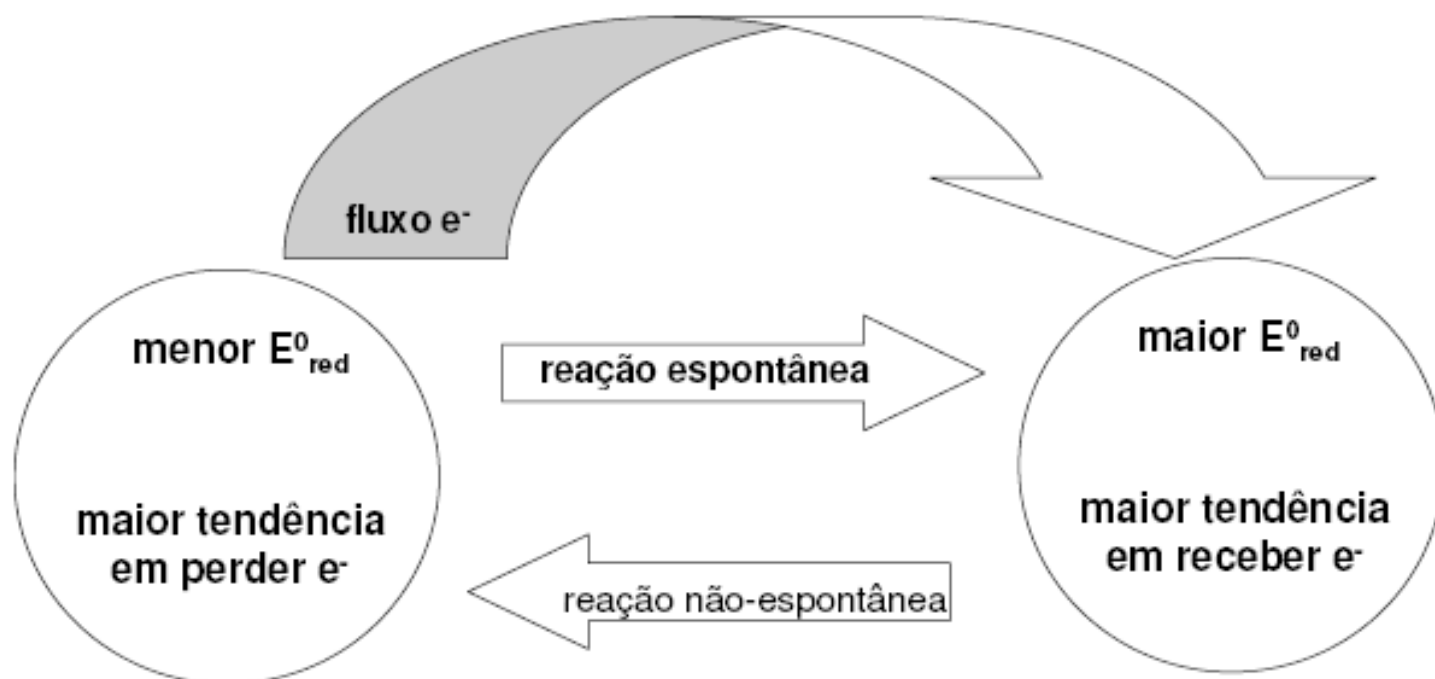
↓ Increasing strength of reducing agents

Caráter redutor



Espontaneidade de uma Reação

-pilhas funcionam através de reações espontâneas apresentando sempre $\Delta E^0 > 0$;





Balanceamento de reações redox em meio aquoso

Método do número de oxidação

1. Atribuir números de oxidação a todos os átomos
2. Observar quais átomos que perdeme quais átomos que ganham elétrons; determine quantos elétrons são perdidos e quantos são ganhos.
3. Se há mais de um átomo perdendo ou ganhando elétrons por unidade de fórmula, determine o total de elétrons perdidos ou ganhos por unidade de fórmula.
4. Iguale o ganho de elétrons ganhos pelo agente oxidante ao da perda pelo agente redutor, colocando o coeficiente apropriado antes da fórmula de cada um, no lado esquerdo da equação.
5. Complete o balanceamento por tentativa. Inicie pelos átomos que ganharam e perderam elétrons. Balancear todos os outros átomos com exceção de O e H.

Balanceamento de reações redox em meio aquoso

Método do número de oxidação

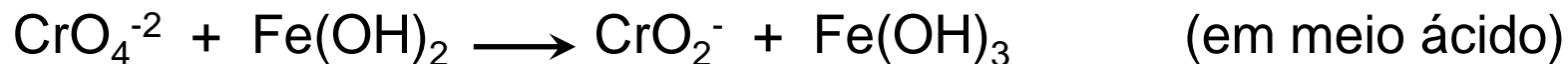
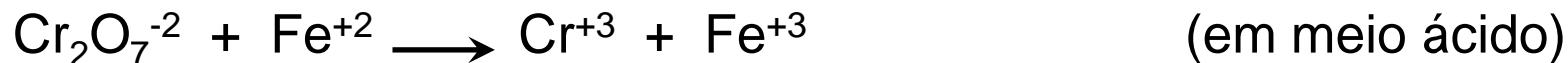
6. Balancear a carga (soma de todas as cargas iônicas) de maneira que seja a mesma em ambos os lados da equação.

Se em meio ácido: adicione H^+ ao lado deficiente em cargas positivas.

Se em meio básico: adicione íons OH^- ao lado deficiente em cargas negativas.

7. Balancear os átomos de O adicionando H_2O ao lado apropriado. Verificar se os átomos de H estão balanceados.

Ex.: Completar e balancear as equações abaixo:





Balanceamento de reações redox em meio aquoso

Método da semi-reação

1. Separar a reação em duas semi-reações, uma de oxidação e outra de redução.
2. Balancear cada semi-reação separadamente de acordo com a sequência:
3. Balancear por tentativa todos os átomos, com exceção de H e O.
 - a) Balancear os átomos de O adicionando-se H_2O ao lado apropriado
 - b) Balancear os átomos de H. Se:
meio ácido: adicionar o número apropriado de H^+ ao lado deficiente em H.
meio básico: adicionar H_2O ao lado deficiente em H, e um íon OH^- ao lado oposto para cada átomo de H necessário
 - d) Balancear a carga adicionando elétrons ao lado deficiente em carga negativa

Half-Reaction	E° (V)
$\text{Ag}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$	+0.799
$\text{AgBr}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Br}^-(aq)$	+0.095
$\text{AgCl}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(aq)$	+0.222
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-(aq) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + 2 \text{CN}^-(aq)$	-0.31
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{Ag}(s) + \text{CrO}_4^{2-}(aq)$	+0.446
$\text{AgI}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{I}^-(aq)$	-0.151
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(aq)$	+0.01
$\text{Al}^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1.66
$\text{H}_3\text{AsO}_4(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow$ $\text{H}_3\text{AsO}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+0.559
$\text{Ba}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Ba}(s)$	-2.90
$\text{BiO}^+(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + 3 e^- \longrightarrow \text{Bi}(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+0.32
$\text{Br}_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{Br}^-(aq)$	+1.065
$\text{BrO}_3^-(aq) + 6 \text{H}^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow$ $\text{Br}_2(l) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.52
$2 \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(aq)$	-0.49
$\text{Ca}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2.87
$\text{Cd}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Cd}(s)$	-0.403
$\text{Ce}^{4+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(aq)$	+1.61
$\text{Cl}_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-(aq)$	+1.359
$\text{HClO}(aq) + \text{H}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{Cl}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.63
$\text{ClO}^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) + 2 e^- \longrightarrow$ $\text{Cl}^-(aq) + 2 \text{OH}^-(aq)$	+0.89
$\text{ClO}_3^-(aq) + 6 \text{H}^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow$ $\text{Cl}_2(g) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.47
$\text{Co}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Co}(s)$	-0.277
$\text{Co}^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Co}^{2+}(aq)$	+1.842
$\text{Cr}^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0.74
$\text{Cr}^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Cr}^{2+}(aq)$	-0.41
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 14 \text{H}^+(aq) + 6 e^- \longrightarrow$ $2 \text{Cr}^{3+}(aq) + 7 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.33
$\text{CrO}_4^{2-}(aq) + 4 \text{H}_2\text{O}(l) + 3 e^- \longrightarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3(s) + 5 \text{OH}^-(aq)$	-0.13
$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0.337
$\text{Cu}^{2+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Cu}^+(aq)$	+0.153
$\text{Cu}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0.521
$\text{CuI}(s) + e^- \longrightarrow \text{Cu}(s) + \text{I}^-(aq)$	-0.185
$\text{F}_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{F}^-(aq)$	+2.87
$\text{Fe}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0.440
$\text{Fe}^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$	+0.771
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}(aq)$	+0.36
$2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{H}_2(g)$	0.000
$2 \text{H}_2\text{O}(l) + 2 e^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2 \text{OH}^-(aq)$	-0.83

Half-Reaction	E° (V)
$\text{HO}_2^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) + 2 e^- \longrightarrow 3 \text{OH}^-(aq)$	+0.88
$\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.776
$\text{Hg}_2^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{Hg}(l)$	+0.789
$2 \text{Hg}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(aq)$	+0.920
$\text{Hg}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Hg}(l)$	+0.854
$\text{I}_2(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{I}^-(aq)$	+0.536
$\text{IO}_3^-(aq) + 6 \text{H}^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow \text{I}_2(s) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.195
$\text{K}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{K}(s)$	-2.925
$\text{Li}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{Li}(s)$	-3.05
$\text{Mg}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2.37
$\text{Mn}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Mn}(s)$	-1.18
$\text{MnO}_2(s) + 4 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow$ $\text{Mn}^{2+}(aq) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.23
$\text{MnO}_4^-(aq) + 8 \text{H}^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow$ $\text{Mn}^{2+}(aq) + 4 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.51
$\text{MnO}_4^-(aq) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) + 3 e^- \longrightarrow$ $\text{MnO}_2(s) + 4 \text{OH}^-(aq)$	+0.59
$\text{HNO}_2(aq) + \text{H}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{NO}(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.00
$\text{N}_2(g) + 4 \text{H}_2\text{O}(l) + 4 e^- \longrightarrow$ $4 \text{OH}^-(aq) + \text{N}_2\text{H}_4(aq)$	-1.16
$\text{N}_2(g) + 5 \text{H}^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow \text{N}_2\text{H}_5^+(aq)$	-0.23
$\text{NO}_3^-(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 3 e^- \longrightarrow$ $\text{NO}(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+0.96
$\text{Na}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2.71
$\text{Ni}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Ni}(s)$	-0.28
$\text{O}_2(g) + 4 \text{H}^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.23
$\text{O}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 \text{OH}^-(aq)$	+0.40
$\text{O}_2(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(aq)$	+0.68
$\text{O}_3(g) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2.07
$\text{Pb}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Pb}(s)$	-0.126
$\text{PbO}_2(s) + \text{HSO}_4^-(aq) + 3 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow$ $\text{PbSO}_4(s) + 2 \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.685
$\text{PbSO}_4(s) + \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{HSO}_4^-(aq)$	-0.356
$\text{PtCl}_4^{2-}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Pt}(s) + 4 \text{Cl}^-(aq)$	+0.73
$\text{S}(s) + 2 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{S}(g)$	+0.141
$\text{H}_2\text{SO}_3(aq) + 4 \text{H}^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow \text{S}(s) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$	+0.45
$\text{HSO}_4^-(aq) + 3 \text{H}^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow$ $\text{H}_2\text{SO}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+0.17
$\text{Sn}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0.136
$\text{Sn}^{4+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(aq)$	+0.154
$\text{VO}_2^+(aq) + 2 \text{H}^+(aq) + e^- \longrightarrow$ $\text{VO}^{2+}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+1.00
$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0.763

Reação entre KMnO_4 ($\text{K}^+_{(aq)} + \text{MnO}_4^-_{(aq)}$) e H_2O_2

Semi-reações



Multiplicar

2



5



Balanceamento de reações redox em meio aquoso

Método da semi-reação

3. Multiplicar cada semi-reação balanceada por um número apropriado a fim de balancear a perda de elétrons com o ganho de elétrons. Em seguida somar as semi-reações.
4. Cancelar qualquer coisa que apareça em ambos os lados da equação.

Ex.: Usando o método da semi-reação complete e balanceie as seguintes equações:

