



QFL2101 – Laboratório de Química Geral I

Aula: Reações Químicas Balanceamento de reações Redox

Aula/Videoconferência



Reações Químicas

- Transformação de substâncias
quebra de ligação/ligações química(s).
formação de nova(s) ligação/ligações.
envolve liberação ou consumo de energia.
NÃO envolve criação ou destruição de matéria.

reagentes são convertidos em produtos, observa-se:

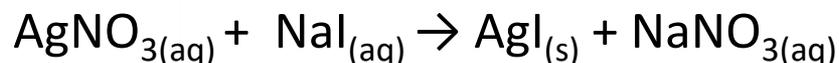
mudança de cor

formação de precipitado

liberação de gás

absorção ou liberação de calor

Equação química é a representação simbólica de uma reação química



Coeficientes estequiométricos



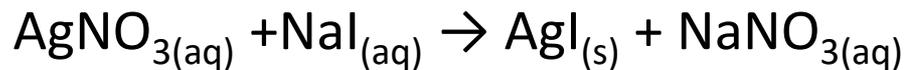
letras (s), (g) e (l)
estado físico da substância

H₂O solvente “especial” (v) e (aq)

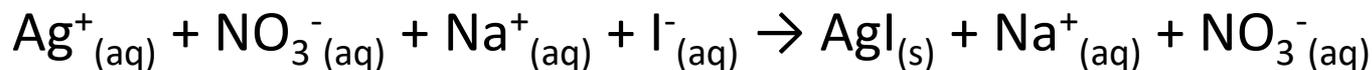


Equações Químicas

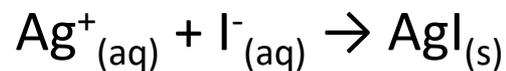
Muitas reações envolvem água como solvente e compostos iônicos (soluções aquosas)



Reação de precipitação global

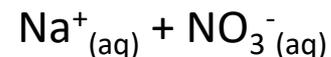


Equação iônica completa



Equação iônica líquida

íons espectadores



Compostos *solúveis*:

- Sais com íons de metais alcalinos e com o íon amônio
- Nitratos, percloratos e acetatos
- Cloretos, brometos e iodetos (exceto Pb^{2+} , Ag^+ , e Hg_2^{2+})
- Sulfatos (exceto os de Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} e Hg_2^{2+})

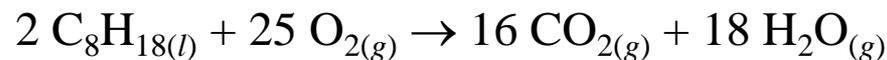
Importante também nas reações de precipitação!!



Estequiometria de reação

relação numérica entre as quantias químicas em uma reação é chamada de **estequiometria**

coeficientes em uma equação química balanceada especificam as quantias relativas em mols de cada substância envolvida na reação



2 mols de C_8H_{18} reagem com 25 mols de O_2 formando 16 mols de CO_2 e 18 mols de H_2O



quantias de todas as substâncias em uma reação química podem ser determinadas a partir da quantia de apenas uma delas

20 mol C_8H_{18} - CO_2 ?

$$1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18} = 114,22\text{g}$$

$$1 \text{ mol } \text{CO}_2 = 44,01\text{g}$$

Tanque = 35 Kg de octano

$$114,22\text{g} \text{ ----- } 1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}$$

$$3,5 \times 10^4 \text{ g} \text{ ----- } x \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}$$

$$x = 3,1 \times 10^2 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}$$

$$1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18} \text{ ----- } 8 \text{ mol } \text{CO}_2$$

Portanto temos $2,5 \times 10^3 \text{ mol } \text{CO}_2$

$$1 \text{ mol } \text{CO}_2 \text{ ----- } 44,01\text{g}$$

$$2,5 \times 10^3 \text{ mol } \text{CO}_2 \text{ ----- } x \text{ g}$$

$$x = 1,1 \times 10^5 \text{ g } \text{CO}_2 \text{ (108 Kg)}$$

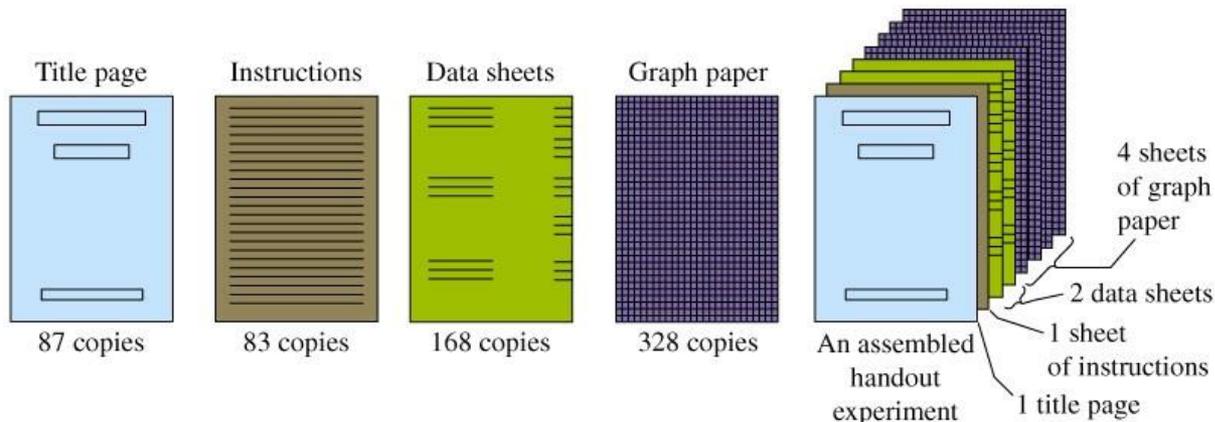
Reagente Limitante

Reagente limitante é aquele que está em proporção estequiométrica insuficiente
→ que limita a quantidade de produto que pode ser produzido na reação (quando o reagente limitante é totalmente consumido, a reação para, mesmo tendo ainda outros reagentes)

reagente em excesso é aquele que está em uma quantidade estequiométrica superior a dos demais reagentes

título + instruções + 2 dados + 4 gráficos → apostila

87 83 168 328 → apostila (??)

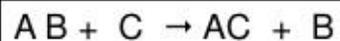


TIPOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

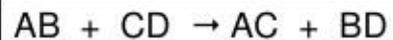
▶ SÍNTESE OU ADIÇÃO $A + B \rightarrow AB$

▶ DECOMPOSIÇÃO OU ANÁLISE $AB \rightarrow A + B$

▶ SIMPLES TROCA OU DESLOCAMENTO



▶ DUPLA TROCA OU SUBSTITUIÇÃO

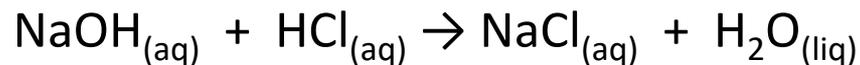




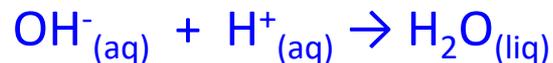
Tipos Reações Químicas

Reações Ácido-Base

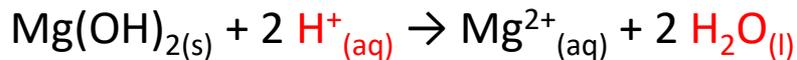
“força motriz” é a formação de água.



equação iônica líquida:



Isto se aplica a todas as reações de ácidos e bases **FORTES**



Equação 1: reação com ácido forte

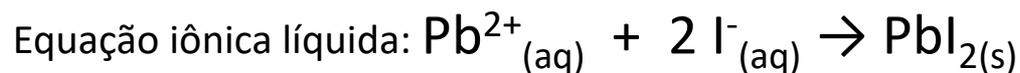
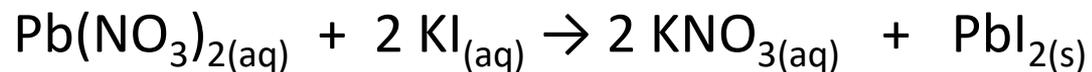
ambos formação de água

Equação 2: reação com ácido fraco

Tipos Reações Químicas

Reações de Precipitação

Íons solúveis podem se combinar, formando compostos insolúveis
Ocorre a precipitação



Tipos Reações Químicas

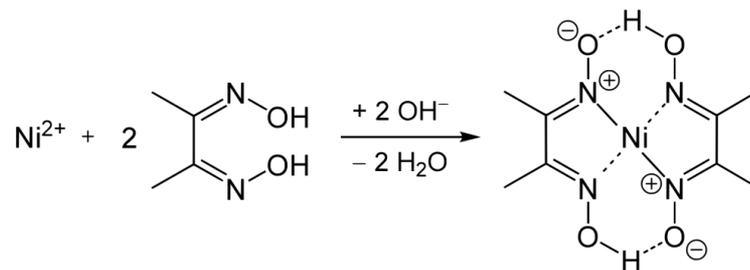
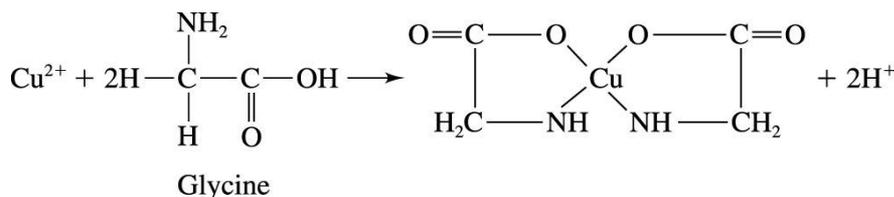
Reações Complexação

A maioria dos íons de metais de transição reage com espécies doadoras de pares de elétrons, formando compostos de coordenação ou complexos.

A espécie doadora (ligante) é um íon ou molécula que forma uma ligação covalente com um cátion ou átomo neutro por meio da doação de um par de elétrons, que passa a ser compartilhado por ambos.

O número de ligações covalentes que o cátion forma com os doadores de elétrons é o número de coordenação. Valores mais comuns são 2, 4 e 6.

A espécie formada como resultado da complexação pode ser um cátion, um ânion ou uma espécie neutra.

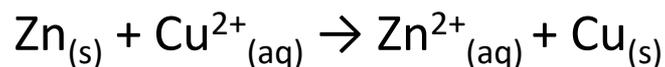
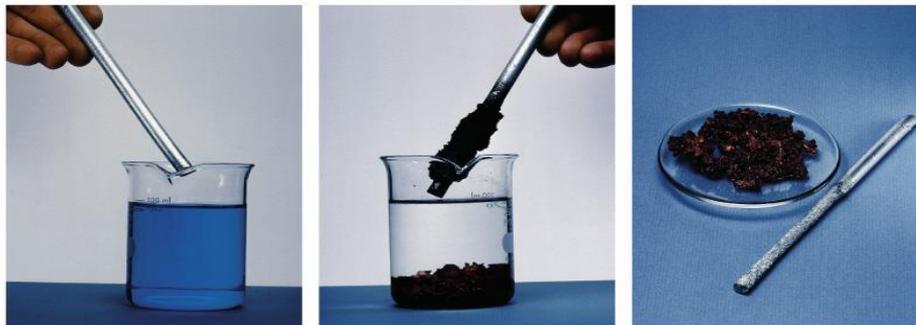
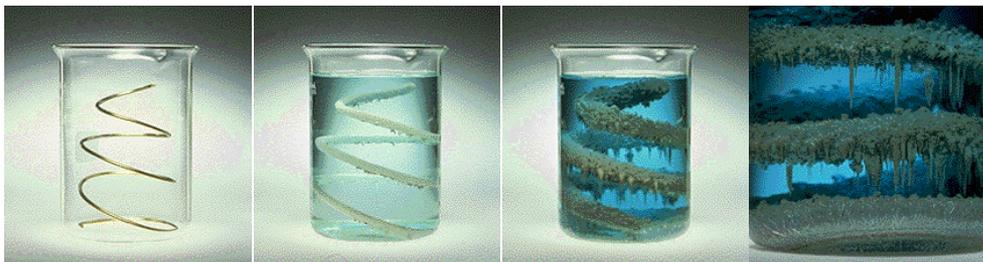
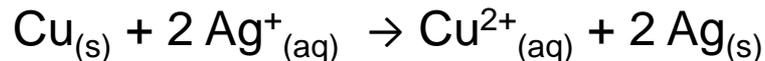


Tipos Reações Químicas

Reações REDOX

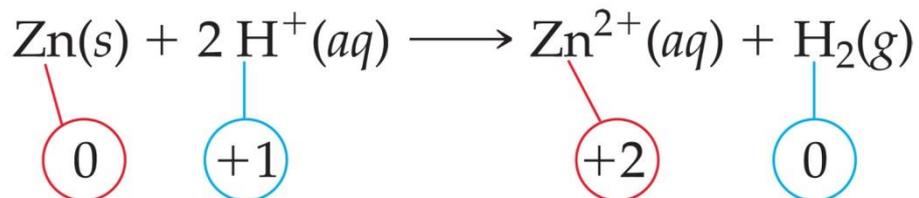
reação redox (reação de oxidação-redução) envolve a transferência de elétrons entre duas espécies químicas

em todas as reações, se algo foi oxidado, outra coisa tem que ser reduzida



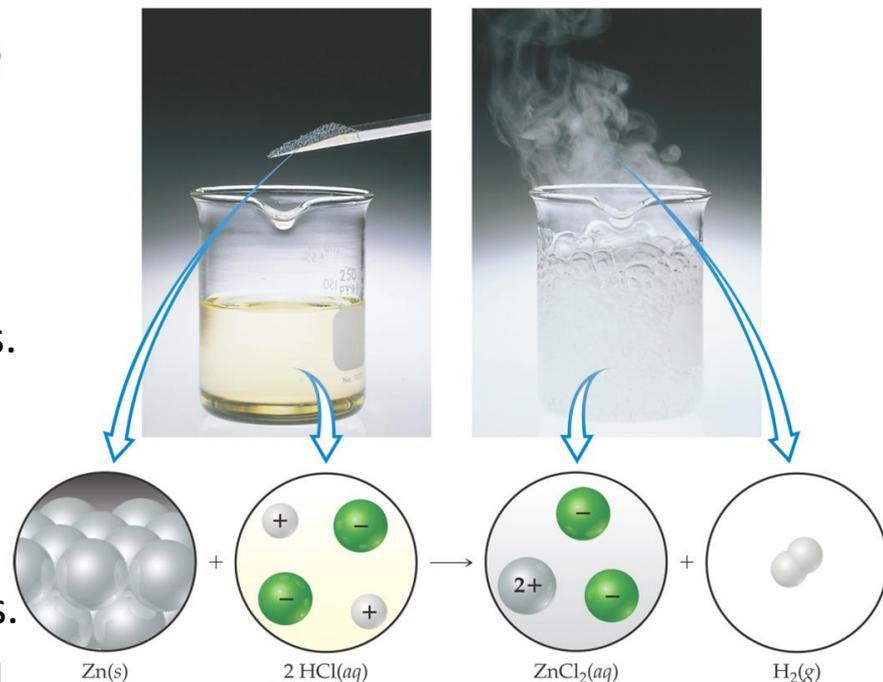


Reações Redox



Uma espécie é **oxidada** quando perde elétrons.
zinco perde dois elétrons, passando de zinco metálico (neutro) ao íon Zn^{2+}

Uma espécie é **reduzida** quando ganha elétrons.
íon H^+ ganha um elétron, se combina e forma H_2



espécie reduzida é o **agente oxidante** (H^+ oxida Zn retirando-lhe elétrons)
espécie oxidada é o **agente redutor** (Zn reduz H^+ dando-lhe elétrons)



Reações Redox

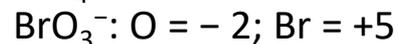
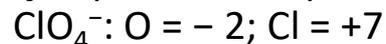
1. Nas substâncias elementares, o número de oxidação de cada elemento é 0 (zero)
 $H_2, O_2, C_{\text{(grafite, diamante)}, He, Xe, \text{etc.}}$
2. O número de oxidação de um íon monoatômico é igual à sua carga
 $Ag^+, Au^{3+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}, Cl^-, S^{2-}, O^{2-}, \text{etc.}$
3. Os não metais tendem a ter números de oxidação negativos, embora alguns sejam positivos em certos compostos ou íons.

oxigênio tem número de oxidação -2 , exceto no íon peróxido, que tem um número de oxidação -1

hidrogênio tem nox = -1 quando ligado a um metal e $+1$ quando ligado a um não metal

flúor sempre tem nox = -1

outros halogênios têm nox = -1 quando são negativos; porém, podem ter números de oxidação positivos, especialmente em oxiânions



4. A soma dos números de oxidação em um composto neutro é 0 (zero)
5. A soma dos números de oxidação em um íon poliatômico é igual à carga do íon

Reações Redox

Números de oxidação dos elementos químicos

-1 H +1

He

-1 Li +1

Be +2

B +1 +2 +3

-4 -3 -2 -1 C +1 +2 +3 +4

-3 -2 -1 N +1 +2 +3 +4 +5

-2 -1 O +1 +2

-1 F

Ne

-1 Na +1

Mg +1 +2

Al +1 +3

-4 -3 -2 -1 Si +1 +2 +3 +4

-3 -2 -1 P +1 +2 +3 +4 +5

-2 -1 S +1 +2 +3 +4 +5 +6

-1 Cl +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

-1 Na +1

Mg +1 +2

Al +1 +3

-4 -3 -2 -1 Si +1 +2 +3 +4

-3 -2 -1 P +1 +2 +3 +4 +5

-2 -1 S +1 +2 +3 +4 +5 +6

-1 Cl +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

Ar

K +1

Ca +2

Sc +1 +2 +3

-1 Ti +2 +3 +4

-1 V +1 +2 +3 +4 +5

-2 -1 Cr +1 +2 +3 +4 +5 +6

-3 -2 -1 Mn +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

-2 -1 Fe +1 +2 +3 +4 +5 +6

-1 Co +1 +2 +3 +4 +5

-1 Ni +1 +2 +3 +4

Cu +1 +2 +3 +4

Zn +2

Ga +1 +2 +3

-4 Ge +1 +2 +3 +4

-3 As +2 +3 +5

-2 Se +2 +4 +6

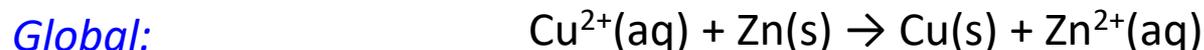
-1 Br +1 +3 +4 +5 +7



Reações Redox

Semi-reações

Representam uma reação com duas semi-reações.



No método das semi-reações, trata-se uma reação redox como se fossem duas reações como reações separadas (apenas no papel): uma de oxidação e outra de redução.

Balanceia-se cada uma das semi-reações, que são somadas no final para dar a equação global

Balanceamento de Reações Redox

Balanceamento via Semi-reações

1. Determinar a espécie oxidada e a reduzida.
2. Escreva as semi-reações de oxidação e redução.
3. Balanceie cada semi-reação.
 - a. Balanceie os elementos diferentes de O e H.
 - b. Balanceie O através da adição de H_2O .
 - c. Balanceie H através da adição de H^+ .
 - d. Balanceie a carga através da adição de elétrons.
4. Multiplique as semi-reações por números inteiros de modo a igualar os elétrons ganhos e perdidos.
5. Some as semi-reações, subtraindo as espécies que aparecem dos dois lados.
6. Verifique o balanço de massa.
7. Verifique o balanço de carga.

Balanceamento de Reações Redox

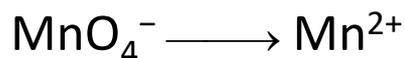
reação entre MnO_4^- e $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$:



manganês passa de +7 a +2 (reduzido)

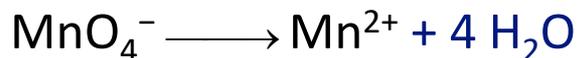
carbono passa de +3 a +4 (oxidado)

Semi-reação de redução

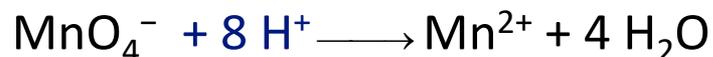


manganês está balanceado;

para balancear o oxigênio, devemos adicionar 4 águas ao lado direito:



para balancear o hidrogênio, adicionamos 8 H^+ ao lado esquerdo:



para balancear a carga, adiciona-se 5 e^- ao lado esquerdo



Balanceamento de Reações Redox

reação entre MnO_4^- e $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$:



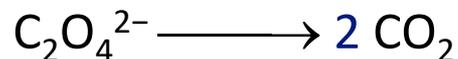
manganês passa de +7 a +2 (reduzido)

carbono passa de +3 a +4 (oxidado)

Semi-reação de oxidação

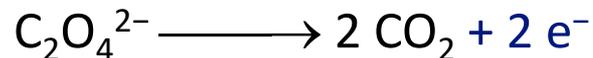


para balancear o carbono, coloca-se um coeficiente estequiométrico = 2 à direita:

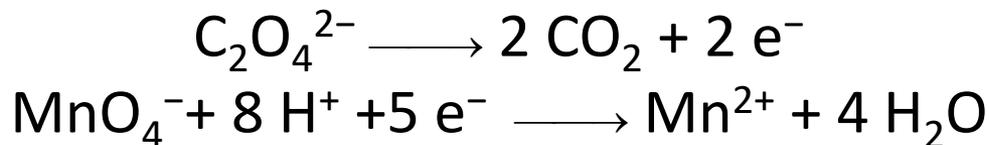


O oxigênio também está balanceado.

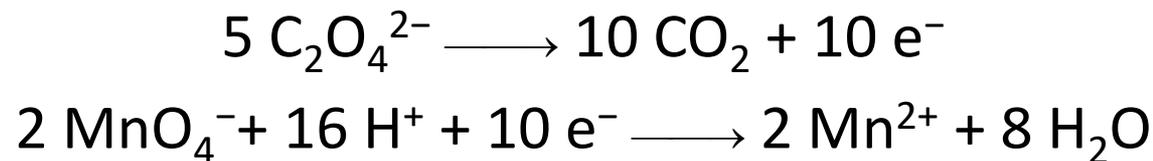
Para balancear a carga, devemos adicionar dois elétrons à direita:



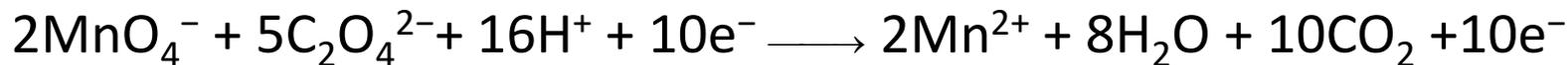
Balanceamento de Reações Redox



para que se tenha o mesmo número de elétrons de cada lado, multiplicamos a primeira reação por 5 e a segunda por 2:



somando as semi-reações, chegamos a:



somente os elétrons aparecem dos dois lados da equação e são cancelados, levando à resposta final:



Balanceamento de Reações Redox

A reação química que ocorre no bafômetro se dá entre íons dicromato e etanol em meio ácido:



Cr passa de +6 a +3 (reduzido)

(dicromato é o agente oxidante)

carbono passa de -2 a 0 (oxidado)

(etanol é o agente redutor)

semi-reação de oxidação: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$

semi-reação de redução: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$

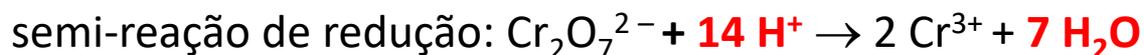
Balancear todos os elementos nas semi-reações, exceto O e H.

semi-reação de oxidação: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$

semi-reação de redução: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \mathbf{2} \text{Cr}^{3+}$

Balanceamento de Reações Redox

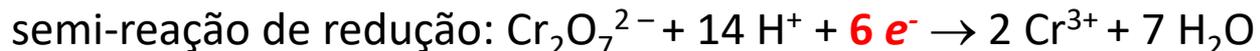
Balancear O e H (*este passo depende das condições do meio ácido ou alcalino*)
em soluções ácidas, escrever H₂O no lado (reagentes ou produtos) em que estiver faltando O, e escrever H⁺ do lado em que faltar H



Balanco de cargas elétricas, adicionando elétrons aos **reagentes** na semi-reação de redução e adicionando elétrons aos **produtos** na semi-reação de oxidação

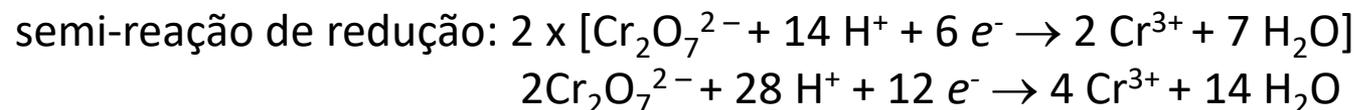
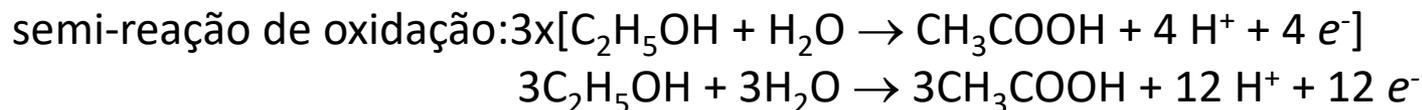


 (carga total: 0 de ambos os lados)



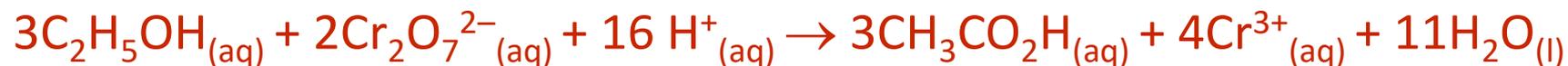
 (carga total: +6 de ambos os lados)

Multiplicar as semi-reações por números tais que o número de elétrons fique igual nas duas.



Balanceamento de Reações Redox

Somar as duas semi-reações, cancelando tudo o que estiver igual entre os reagentes e os produtos, obtendo a reação global balanceada



Balço de cargas

reagentes: soma total = $0 + 2 \times (2-) + 16 \times (1+) = 12+$

produtos: soma total = $0 + 4 \times (3+) + 0 = 12+$

Balanceamento de Reações Redox

Balanceamento em meio básico Método 1 – neutralização no final

Pode-se fazer o balanceamento como se o meio fosse ácido. Uma vez balanceada, adiciona-se OH^- a cada lado para “neutralizar” o H^+ , criando água em seu lugar.

Se isso levar à presença de água dos dois lados da equação, deve-se fazer o cancelamento.



1. Escrever as semi-reações de oxidação e redução:

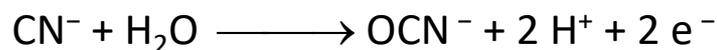


2. Balancear todos os elementos nas semi-reações, exceto O e H

3. Balancear para O e H:



4. Balancear as cargas:



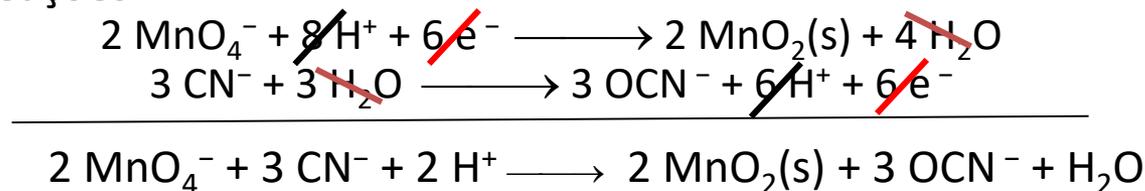
5. Acertar o número de elétrons



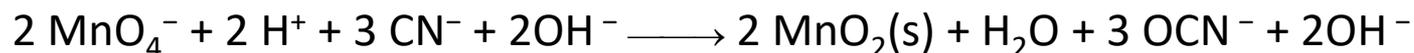
Balanceamento de Reações Redox

Balanceamento em meio básico Método 1 – neutralização no final

6. Somar as semi-reações:



7. Mudar para meio alcalino adicionando 2 OH⁻ de cada lado



8. Neutralizar:



9. Cancelar as águas



Balanceamento de Reações Redox

Balanceamento em meio básico Método 2 – Adição direta de OH⁻

Os produtos da redução do permanganato são diferentes conforme o meio:

- em meio ácido \Rightarrow íons Mn²⁺

- em meio básico \Rightarrow MnO_{2(s)}

Exemplo: oxidação de brometo por permanganato de potássio em meio básico

Equação não balanceada:



manganês passa de +7 a +4 (reduzido)

bromo passa de -1 a +5 (oxidado)

1. Escrever as semi-reações de oxidação e redução:



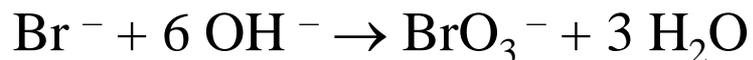
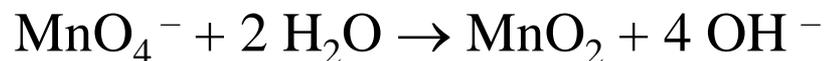
2. Balancear todos os elementos nas semi-reações, exceto O e H
3. Balancear para O e H:

Balanceamento de Reações Redox

Balanceamento em meio básico Método 2 – Adição direta de OH^-

adicionar H_2O do lado deficiente em H, ou íons OH^- do lado deficiente em O

Para balancear UM átomo de O, adiciona-se DOIS íons OH^- do lado deficiente em O, e UMA molécula de H_2O do lado oposto

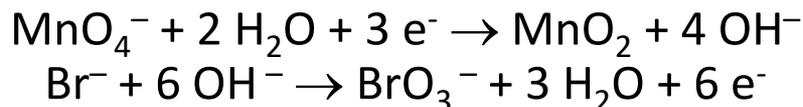


Balanceamento de Reações Redox

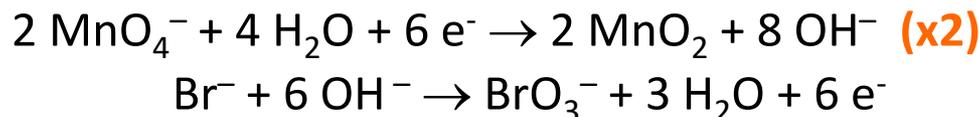
Balanceamento em meio básico Método 2 – Adição direta de OH⁻

4. Balancear as cargas:

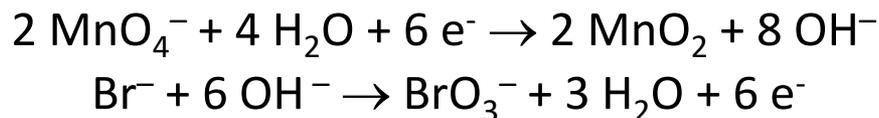
adicionando elétrons aos **reagentes** na semi-reação de redução e adicionando elétrons aos **produtos** na semi-reação de oxidação.



5. Acertar o número de elétrons:



6. Somar as semi-reações:



Balanco de cargas

reagentes: soma total = 2 x (1-) + 1 x (1-) + 0 = 3-

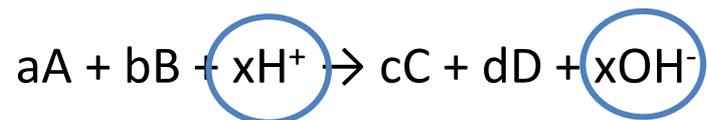
produtos: soma total = 2 x 0 + 1 x (1-) + 2 x (1-) = 3-

Balanceamento de Reações Redox

Balanceamento em meio básico

Método 2 – Adição direta de OH⁻

No balanceamento de reações redox em meio básico, o erro mais comum é a presença simultânea de H⁺ e OH⁻ na equação final:



Obviamente, H⁺ e OH⁻ não coexistem em quantidade apreciável no mesmo meio reacional. Se isto ocorrer, é porque o balanceamento está incorreto.