

# Química Geral

Prof. Sofia Nikolaou

## Aula 05 e 06 – reações redox

Brown, Química: uma ciência central, 13<sup>o</sup> edição

Capítulo 17

P. Atkins & L. Jones, Princípios da Química, 5o edição, editora Bookman

F77 – F85; 515-522

# Definição de reação de óxido-redução

- São reações que envolvem a TRANSFERÊNCIA DE ELÉTRONS entre **duas espécies químicas** OU entre **uma espécie química e um eletrodo**.
- São reações que envolvem uma **mudança no número de oxidação** das espécies envolvidas

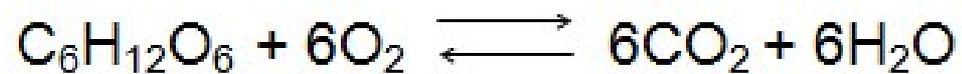
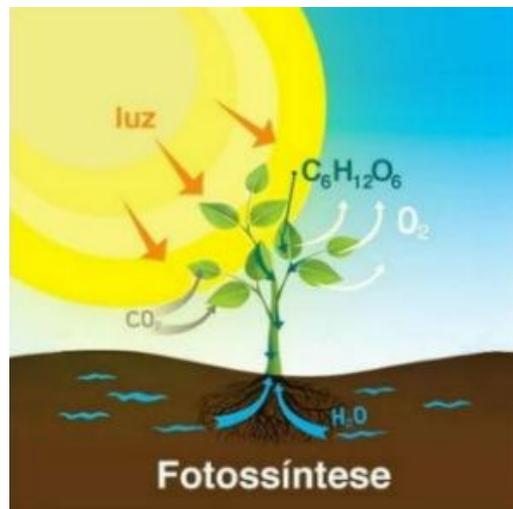
Também são chamadas  
de reações REDOX



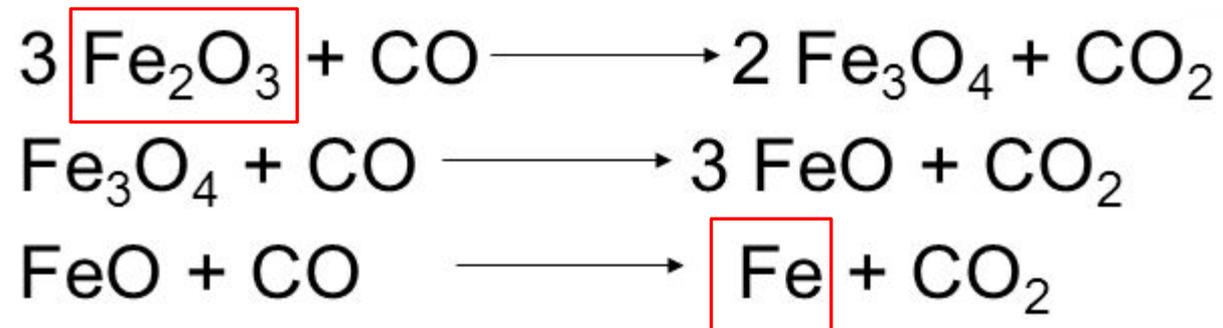
**Número de oxidação (NOX)**

1. É zero (0) quando o elemento está em sua forma elementar. Exemplos: K e  $\text{Cl}_2$
2. É igual à carga de um cátion ou de um ânion monoatômico. Exemplo:  $\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{I}^-$
3. Em espécies poliatômicas, a carga da espécie é o resultado da SOMA dos números de oxidação de todos os átomos que compõe a espécie. Exemplos:  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{ClO}^-$

# Reação de óxido-redução

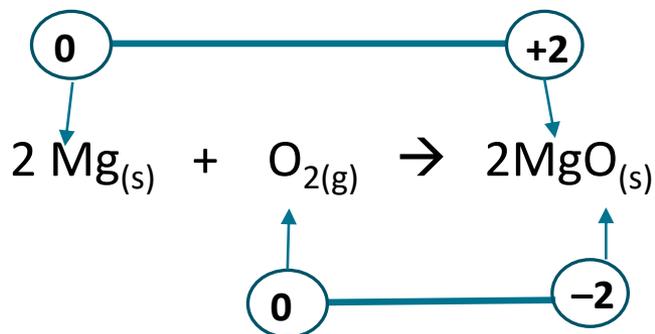


# Reação de óxido-redução



# Reação de óxido-redução

- reações em que ocorre uma **mudança no número de oxidação** das espécies envolvidas



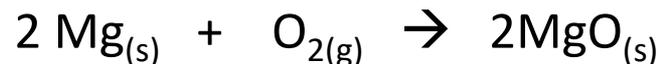
- OXIDAÇÃO é o aumento do número de oxidação do elemento envolvido na reação; ele PERDE elétrons
- REDUÇÃO é a diminuição do número de oxidação do elemento envolvido na reação; ele GANHA elétrons

## MUITO IMPORTANTE

Embora as reações de oxidação e redução possam ser escritas separadas, na forma de SEMI-REAÇÕES, os dois processos sempre acontecem juntos (**não se gera elétrons livres em um processo oxidativo; outra espécie sempre irá receber esses elétrons!!!!**)

# Reação de óxido-redução

Reação redox global:



Semi-reação de **oxidação**:



**AGENTE REDUTOR**

Na oxidação, os elétrons são  
PRODUTOS



Semi-reação de **redução**:



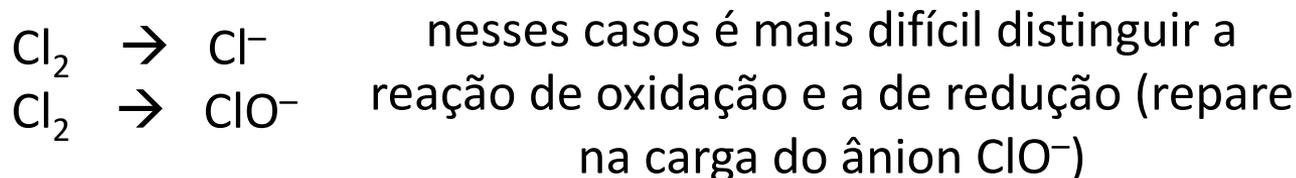
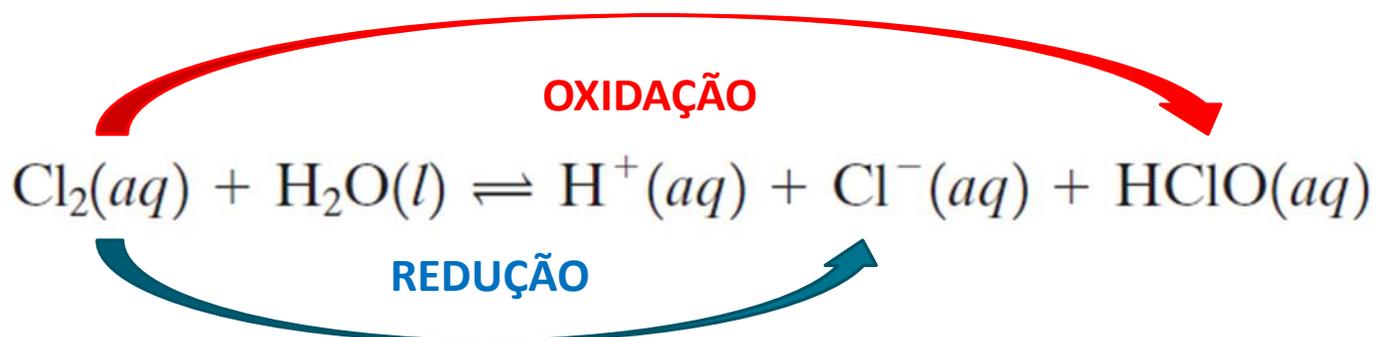
**AGENTE OXIDANTE**

Na redução, os elétrons são  
reagentes



## Reação de óxido-redução

Reparem que....a transferência de elétrons pode ocorrer **COM** ou **SEM** transferência de átomos!

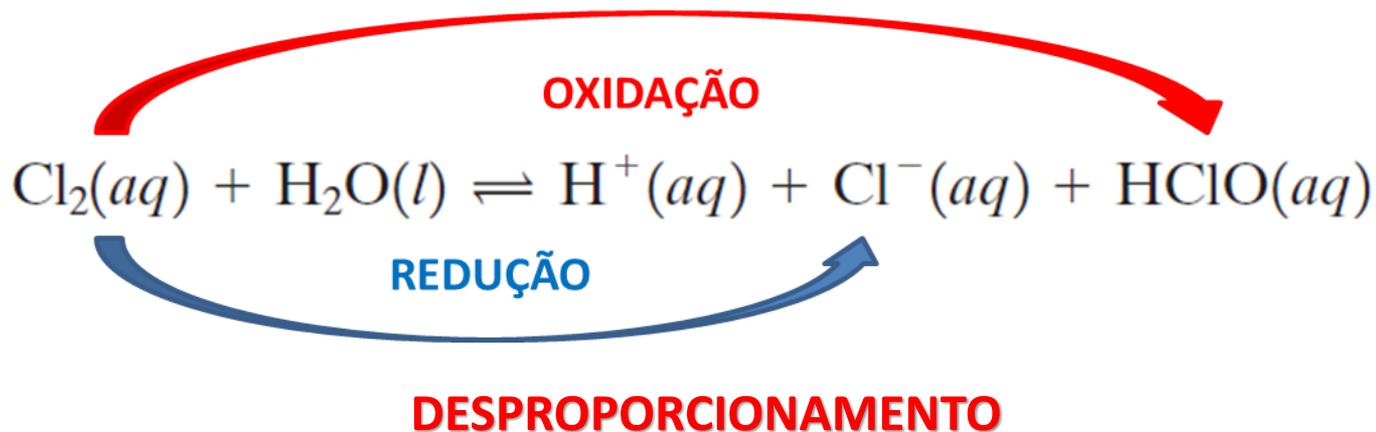


# Regras para cálculo de NOX de elementos, cátions e ânions

Regra	Exemplo
É zero (0) quando o elemento está em sua forma elementar.	K e Cl <sub>2</sub>
O NOX do hidrogênio é +1 quando combinado com não metais e -1 quando combinado à metais	HCl e NaH
O NOX dos elementos do grupo 1 e 2 é igual ao número do seu grupo	NaH e CaO
Nos haletos, o NOX dos elementos é sempre -1	F <sup>-</sup> , Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> e I <sup>-</sup>
O número de oxidação do oxigênio é -2 na grande maioria dos seus compostos (O <sup>2-</sup> ). Exceções: íon peróxido (O <sub>2</sub> <sup>2-</sup> ) e superóxido (O <sub>2</sub> <sup>1-</sup> )	MgO; CaO, MnO <sub>2</sub>
A soma dos números de oxidação de todos os átomos em uma espécie poliatômica é igual à sua carga total	ClO <sup>-</sup> : Cl <sup>1+</sup> e O <sup>2-</sup>

# Reações de DESPROPORCIONAMENTO

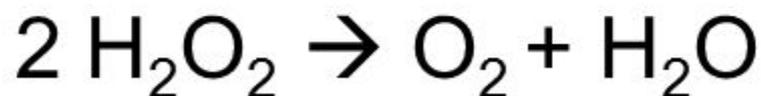
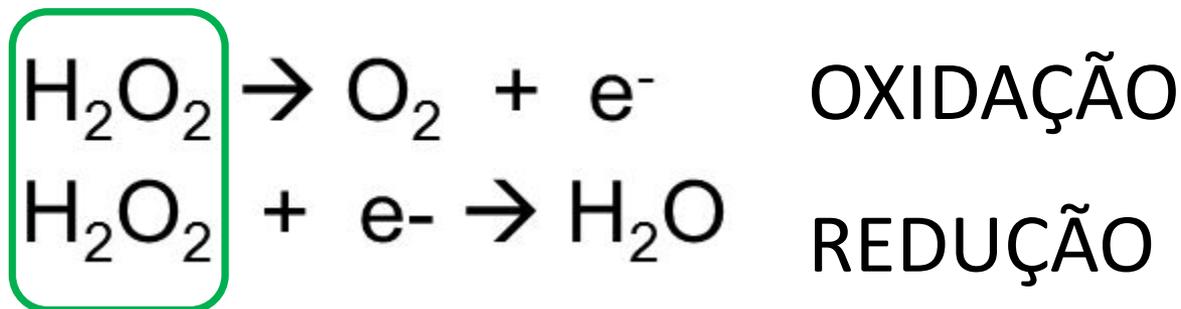
- Até aqui estudamos reações redox onde **espécies químicas diferentes** passam por reações de redução e de oxidação.
- Será que a mesma espécie química pode se oxidar e se reduzir em uma **MESMA** reação?
- Dito em outras palavras: será que a **MESMA** espécie química pode ser agente oxidante e redutor em uma única reação química?



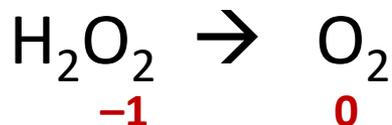
# Reações de DESPROPORCIONAMENTO

- Alguns exemplos de reações de desproporcionamento

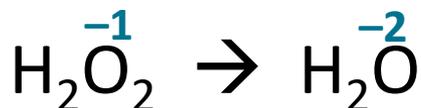
## MESMA MOLÉCULA



SIGNIFICADO: AS ESPÉCIES REDUZIDA E OXIDADA SÃO **TERMODINAMICAMENTE** MAIS ESTÁVEIS DO QUE A ESPÉCIE ORIGINAL

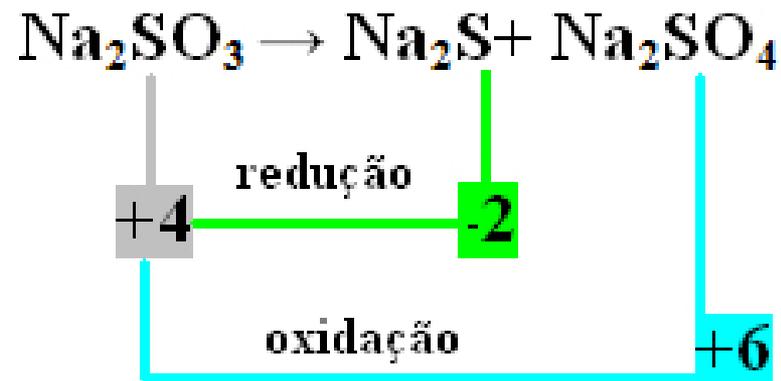
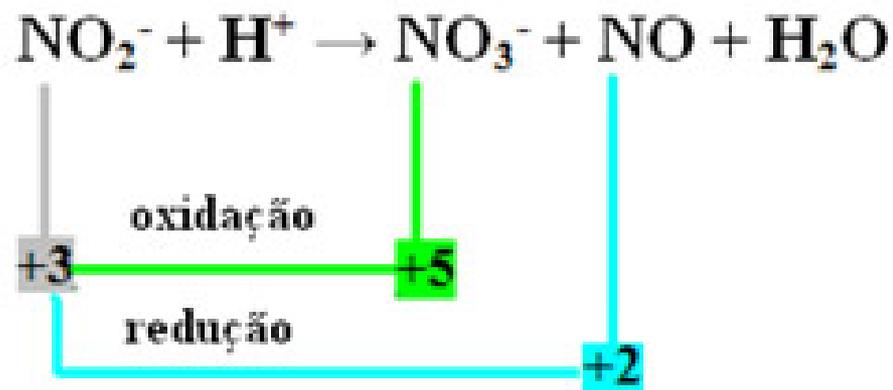


o oxigênio tem seu numero de oxidação aumentado e diminuído!

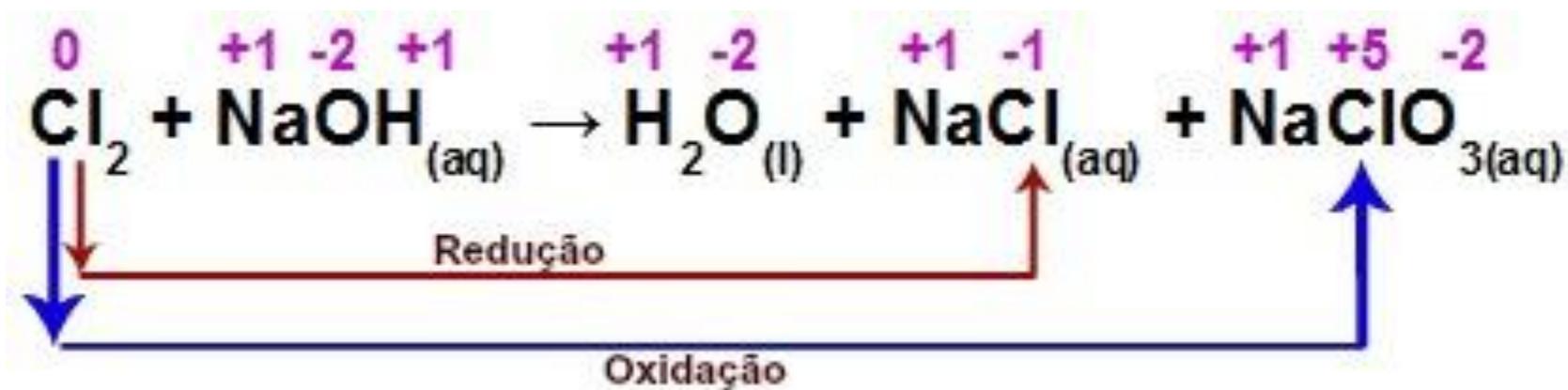


## Reações de DESPROPORCIONAMENTO

Calcule o NOX das espécies envolvidas na reação redox e identifique o produto da oxidação e o produto da redução



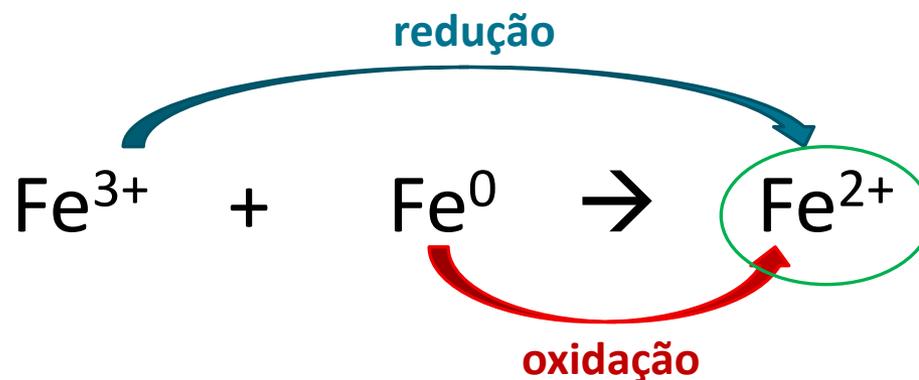
## Reações de DESPROPORCIONAMENTO



# Reações de COMPROPORCIONAMENTO

Quando em uma reação um MESMO composto químico ocorre em estados de oxidação diferentes em reagentes diferentes e estes reagem para gerar um único produto onde o estado de oxidação do elemento químico é um só.

## CONTRÁRIO DO DESPROPORCIONAMENTO



Forma mais  
estável do ferro  
EM  
DETERMINADAS  
CONDIÇÕES!!!!

**SIGNIFICADO: A ESPÉCIE COM ESTADO DE OXIDAÇÃO INTERMEDIÁRIO É TERMODINAMICAMENTE MAIS ESTÁVEL DO QUE AS ESPÉCIES OXIDADA E REDUZIDA ORIGINAIS**

# Reações de óxido-redução

- Potencias redox
- Espontaneidade das reações
  - Pilhas e eletrólise...

## SEGUNDO SEMESTRE

### AGORA

- Definição dos fenômenos
- Descrição quantitativa dos fenômenos em termos de equações químicas
- **BALANCEAMENTO!!!!!!**

O que levar em conta?

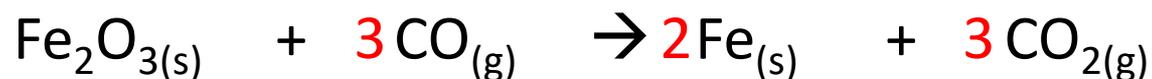
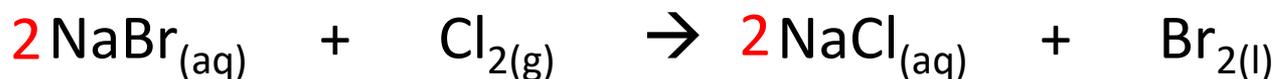
- **Balanço de massa**
- **Balanço de cargas**
- **O MEIO...**

# Balanceamento de reações de óxido-redução SIMPLES

Neste contexto, “SIMPLES” significa reações que NÃO APRESENTAM DEPENDÊNCIA COM O MEIO

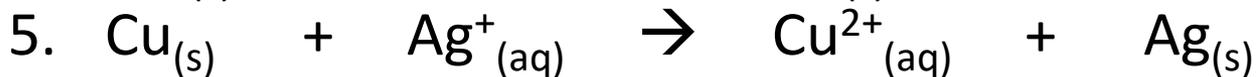
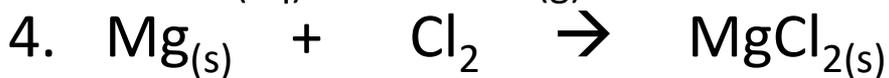
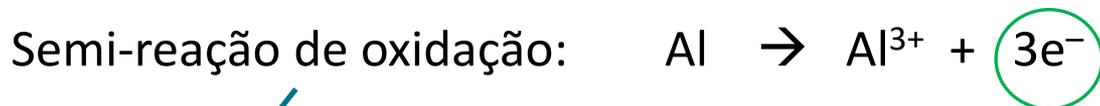
- Balanço de massa
- Balanço de cargas
- O MEIO...

## EXEMPLOS



## Balanceamento de reações de óxido-redução SIMPLES

A partir das reações dadas, **escreva as semi-reações** de oxidação e de redução e **balanceie** a reação global



## Balanceamento de reações de óxido-redução

As reações redox não acontecem “no papel”...elas acontecem em um determinado meio e, muitas vezes, esse meio influencia no resultado!

Reações redox que ocorrem em água são especialmente difíceis de balancear, pois os reagentes podem:

- reagir com a própria água
- Reagir com prótons ( $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ ) se o meio for ácido
- Reagir com íons hidroxila ( $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ ) se o meio for básico
- Ou, produzir essas espécies ( $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$  e  $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ )

- Balanço de massa
- Balanço de cargas
- **O MEIO...**

Nessas reações, a transferência de elétrons pode ser acompanhada por transferência de átomos!

# Balanceamento de reações de óxido-redução

PROCEDIMENTO - balanço de carga **ANTES** de balanço de massa

1. reconhecer oxidante e redutor e escrever as semi-reações
2. balancear os elementos das semi-reações exceto por H e O

## 3. balancear eletronicamente as semi-reações

### Meio ácido

4. balancear os átomos de H e O das semi-reações pela adição de  $\text{H}_2\text{O}$  e íons  $\text{H}^+$ .

### Meio básico

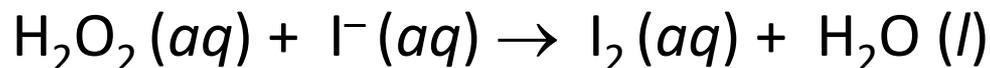
4.1 balancear a carga adicionando íons  $\text{OH}^-$

4.2 balancear os átomos de H e O pela adição de  $\text{H}_2\text{O}$ .

5. combinar as duas semi reações e eliminar elétrons com o fator de multiplicação apropriado

## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio ácido

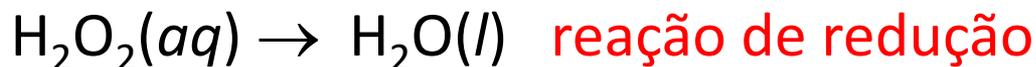
Balancear a reação abaixo em **meio ácido**



1. reconhecer oxidante e redutor e escrever as semi-reações



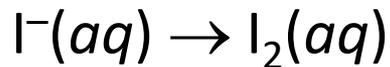
redutor



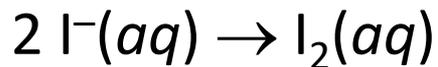
oxidante

## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio ácido

2. balancear os elementos das semi-reações exceto para átomos de H e O

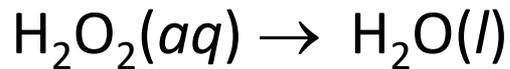


- precisamos balancear o iodo e iodeto: basta multiplicar o lado esquerdo por 2



# Balanceamento de reações de óxido-redução em meio ácido

## 3. balancear eletronicamente as semi-reações



Considerando os estados de oxidação de H e O, notamos que apenas o NOX do O se altera: passa de  $-1$  para  $-2$ . Basta então adicionar 2 elétrons no lado esquerdo, um para cada átomo de O:



## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio ácido

4. balancear os átomos de H e O das semi-reações pela adição de H<sub>2</sub>O e íons H<sup>+</sup> (meio ácido)



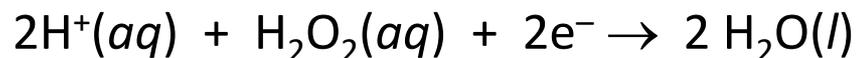
Como esta semi-reação não envolve átomos de O nem de H, esta etapa já está completa



Notamos que falta 1 átomo de O no lado direito. O balanço então é obtido pela adição de H<sub>2</sub>O no lado direito, obtendo:

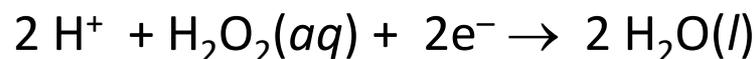


Agora, notamos que faltam dois átomos de H no lado esquerdo. Para balancear a equação, adicionamos dois íons H<sup>+</sup> no lado esquerdo já que estamos em meio ácido

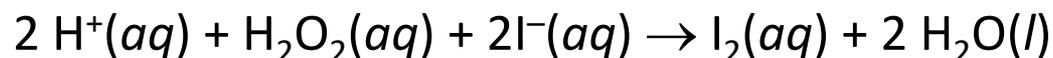
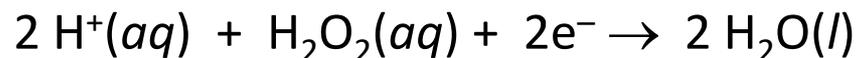


## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio ácido

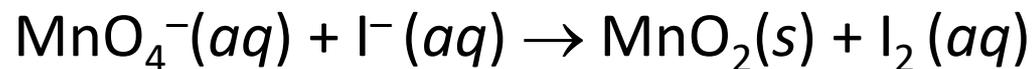
5. combinar as duas semi reações:



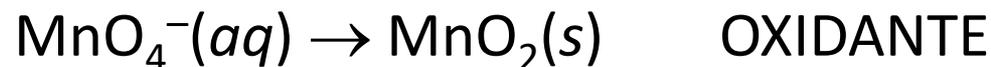
- precisamos eliminar os elétrons das semi-reações. Neste caso, basta somar as semi-reações:



## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio básico

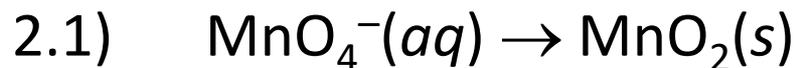


1. reconhecer oxidante e redutor e escrever as semi-reações



## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio básico

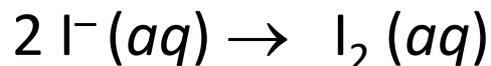
2. balancear os elementos das semi-reações exceto por H e O



Já está balanceada.

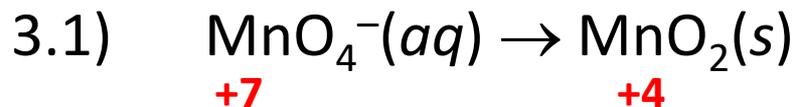


Basta multiplicar o lado esquerdo por 2:

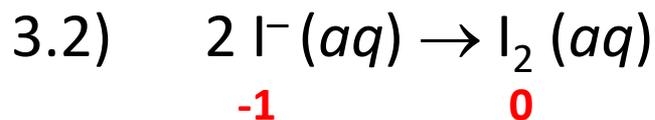


## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio básico

### 3. balancear eletronicamente as semi-reações



Analizando os estados de oxidação de Mn em  $\text{MnO}_4^-$  e  $\text{MnO}_2$ , notamos uma diferença de  $3 e^-$  no lado esquerdo:

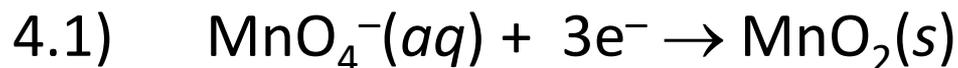


Precisamos adicionar  $2e^-$  no lado direito:



## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio básico

4. balancear os átomos de H e O das semi-reações pela adição de  $\text{H}_2\text{O}$  e íons  $\text{OH}^-$  (meio básico)



- Em meio básico devemos acrescentar íons  $\text{OH}^-$ , **mas isto sempre causa confusão.**

- **Vamos então balancear cargas** adicionando íons  $\text{OH}^-$  no lado direito.

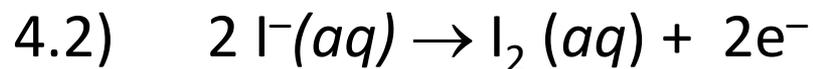


Agora fazemos o balanço de massa, acrescentando molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  do lado esquerdo, a fim de balancear H e O



## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio básico

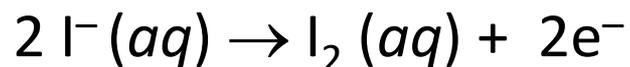
4. balancear os átomos de H e O das semi-reações pela adição de  $\text{H}_2\text{O}$  e íons  $\text{OH}^-$  (meio básico)



Esta semi-reação não envolve átomos de H ou O então esta etapa já está completa.

## Balanceamento de reações de óxido-redução em meio básico

5. combinar as duas semi reações:



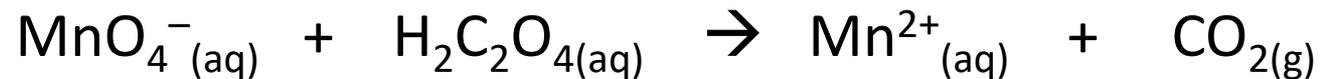
• precisamos eliminar os elétrons da equação. Para tanto, vamos multiplicar a primeira por 2 e a segunda por 3, e soma-las:



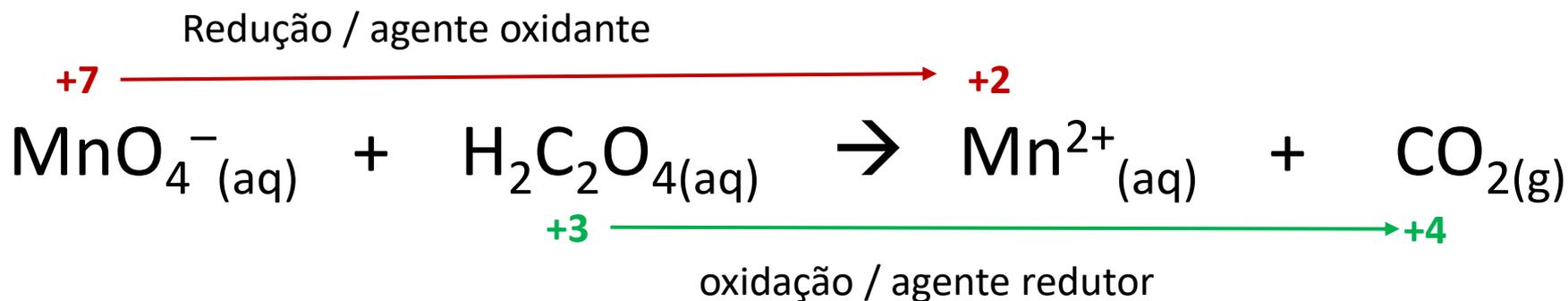
# Balanceamento de reações de óxido-redução

PROCEDIMENTO - **balanço de massa ANTES de balanço de carga**

1. Verifique as variações de NOX para identificar o agente redutor e o agente oxidante
2. Separe as reações redox nas semi-reações de oxidação e de redução, inicialmente SEM balancear
3. Primeiro balanceie todos os elementos das semi-reações, EXCETO O e H
4. Em **solução ácida**: balanceie O incluindo moléculas de  $H_2O$  e depois balanceie o H incluindo prótons ( $H^+$ )
5. Em **solução básica**: veremos no exemplo...
6. Acerte o balanço de carga dos dois lados de cada semi-reação adicionando elétrons
7. Cheque tanto o balanço de massa quanto de carga
8. Se for necessário, multiplique as semi-reações por números inteiros
9. Por fim, some as semi-reações e corte espécies que apareçam dos dois lados da equação global
10. Não esqueça de informar os estados físicos na equação global balanceada



1. Verifique as variações de NOX para identificar o agente redutor e o agente oxidante



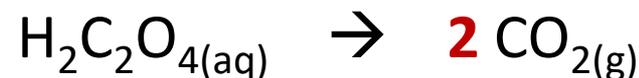
2. Separe as reações redox nas semi-reações de oxidação e de redução, inicialmente SEM balancear



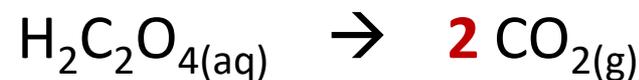
3. Primeiro balanceie todos os elementos das semi-reações, EXCETO O e H



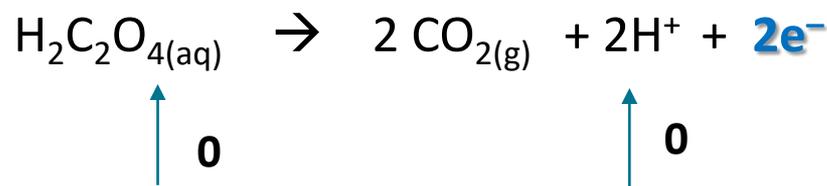
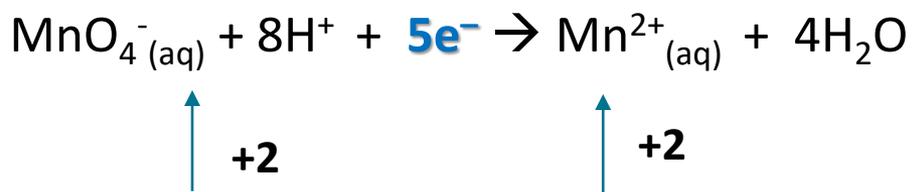
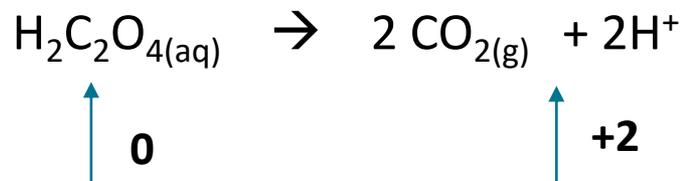
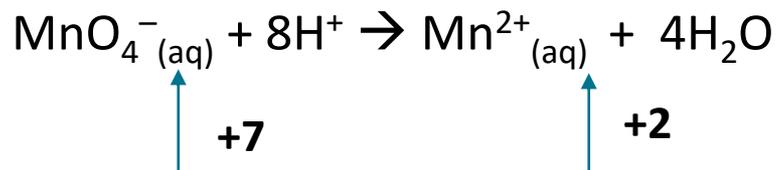
Ok, balanceado



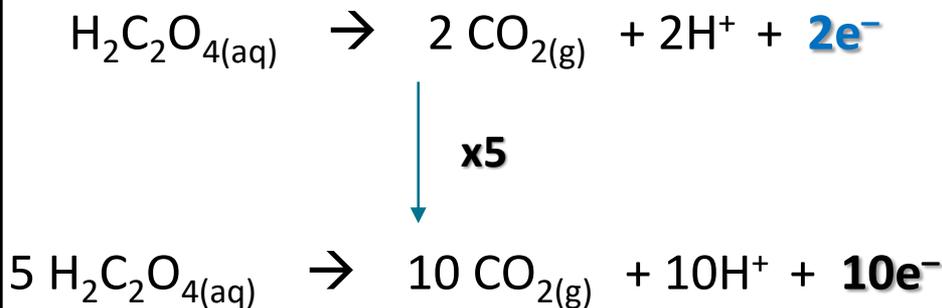
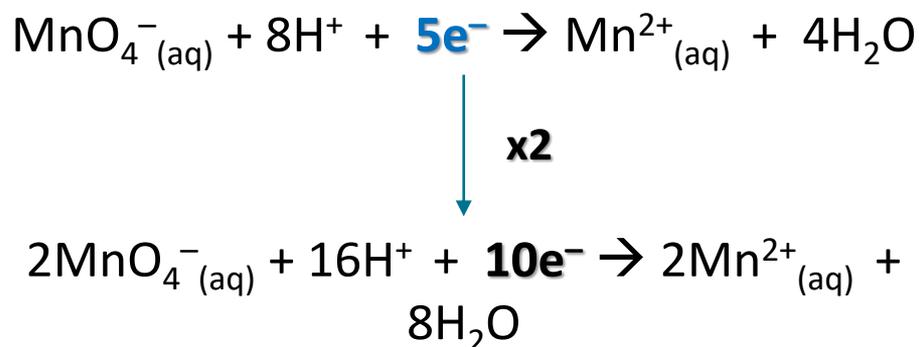
4. Em **solução ácida**: balanceie O incluindo moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  e depois balanceie o H incluindo prótons ( $\text{H}^+$ )



5. Acerte o balanço de carga dos dois lados de cada semi-reação adicionando elétrons

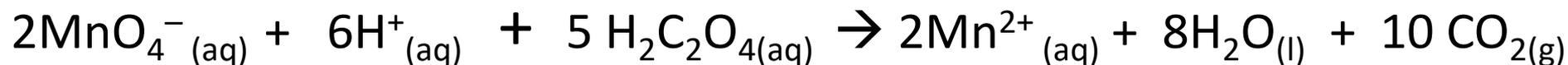


6. Cheque tanto o balanço de massa quanto de carga. Se for necessário, multiplique as semi-reações por números inteiros



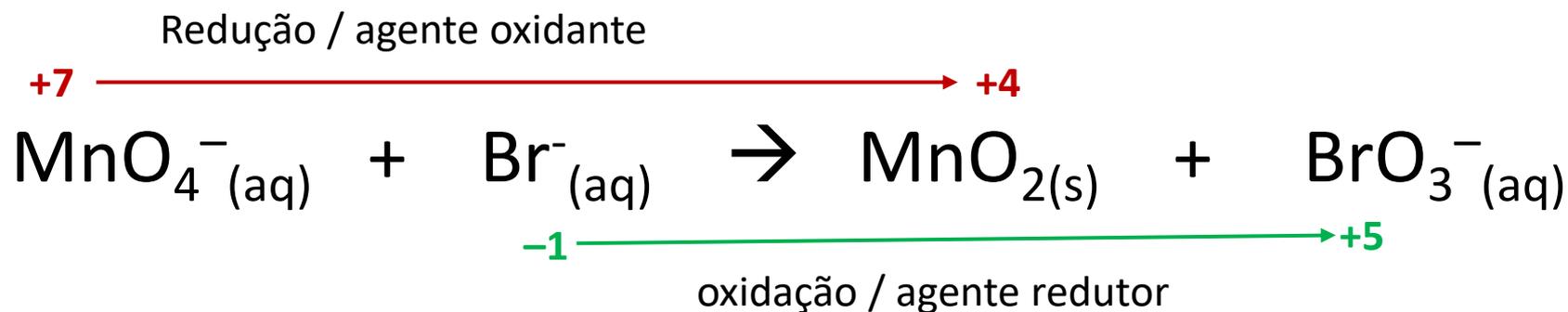
7. Por fim, some as semi-reações e corte espécies que apareçam dos dois lados da equação global

8. Não esqueça de informar os estados físicos na equação global balanceada

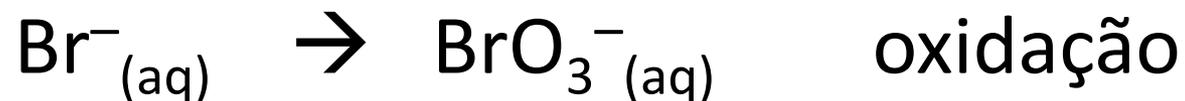




1. Verifique as variações de NOX para identificar o agente redutor e o agente oxidante



2. Separe as reações redox nas semi-reações de oxidação e de redução, inicialmente SEM balancear



3. Primeiro balanceie todos os elementos das semi-reações, EXCETO O e H

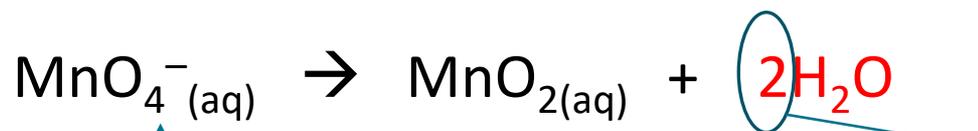


Mn balanceado



Br balanceado

4. Em **solução básica**: balanceie O incluindo moléculas de H<sub>2</sub>O **(a)**



**(b)** Adiciono UMA molécula de H<sub>2</sub>O para cada H<sup>+</sup> necessário

Esse procedimento introduz 4 H<sup>+</sup> que precisam ser balanceados. Mas, **COMO O MEIO É BÁSICO, NÃO POSSO ADICIONAR H<sup>+</sup> DO OUTRO LADO DA REAÇÃO!!!!**



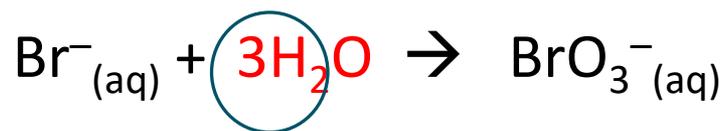
**(c)** Faço o balanço de massa ajustando o lado oposto com íons OH<sup>-</sup>



**(d)** Faço o balanço de cargas adicionando elétrons onde necessário



4. Em **solução básica**: balanceie O incluindo moléculas de H<sub>2</sub>O **(a)**

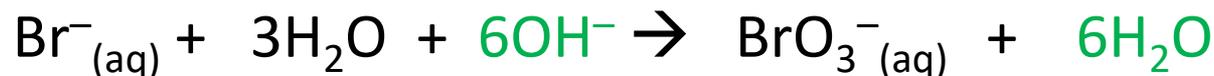


**(b)** Adiciono UMA molécula de H<sub>2</sub>O para cada H<sup>+</sup> necessário

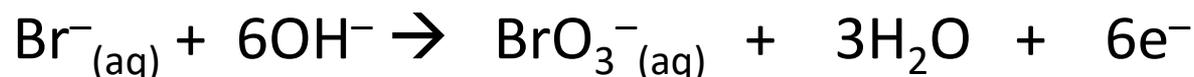
Esse procedimento introduz 6 H<sup>+</sup> que precisam ser balanceados. Mas, **COMO O MEIO É BÁSICO, NÃO POSSO ADICIONAR H<sup>+</sup> DO OUTRO LADO DA REAÇÃO!!!!**



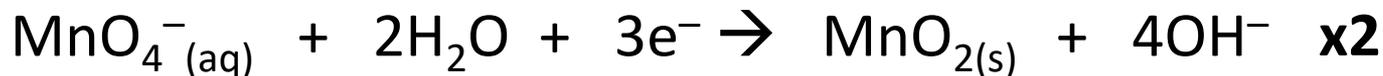
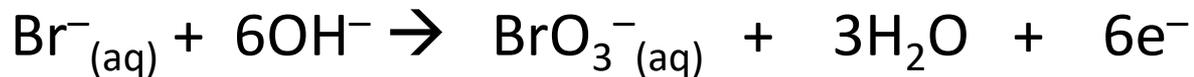
**(c)** Faço o balanço de massa ajustando o lado oposto com íons OH<sup>-</sup>



**(d)** Faço o balanço de cargas adicionando elétrons onde necessário



6. Cheque tanto o balanço de massa quanto de carga. Se for necessário, multiplique as semi-reações por números inteiros



7. Por fim, some as semi-reações e corte espécies que apareçam dos dois lados da equação global

8. Não esqueça de informar os estados físicos na equação global balanceada

