

Reações Químicas



Introdução

- Uma reação química ocorre quando uma ou mais substâncias interagem de modo a formar novas substâncias.
- A ocorrência de uma reação pode ser detectada através de evidências macroscópicas:
 - formação de um precipitado
 - desprendimento de um gás
 - mudança de cor
- Podem ocorrer também modificações só perceptíveis a sensores colocados no meio reacional:
 - alterações de condutividade elétrica
 - modo pelo qual uma substância absorve a luz

Introdução

- Reações espontâneas são aquelas que progridem na direção do equilíbrio por conta própria, sem interferência externa.
- A condição mais usual para a espontaneidade termodinâmica de reações inorgânicas é a de que elas sejam exotérmicas. Esse critério se aplica, talvez, a 95% dessas reações.
- Pode-se dizer, portanto, que uma variação negativa de entalpia é a força diretora da maioria das reações inorgânicas.
- Se uma reação é espontânea em uma dada direção, ela obviamente não o é na direção contrária.

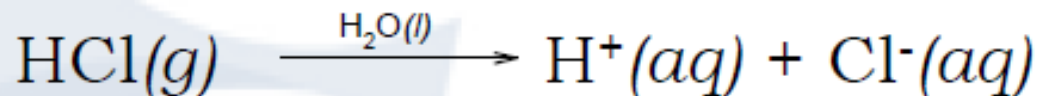
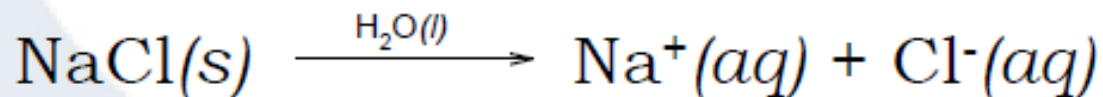
Introdução

- Seria possível, entretanto, fazer previsões sobre a espontaneidade de uma reação sem o conhecimento de sua variação de entalpia?
- Sim, isso é possível em muitos casos como, por exemplo, em reações envolvendo eletrólitos em solução aquosa.

São espontâneas as reações que formam gases, precipitados ou eletrólitos fracos. São também espontâneas as reações entre oxidantes e redutores fortes.

Eletrólitos e Não Eletrólitos

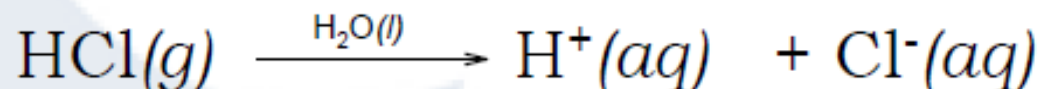
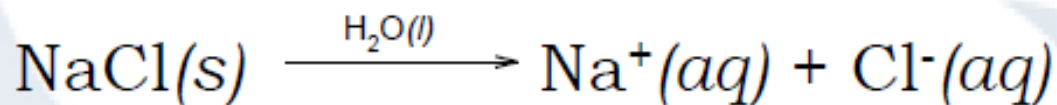
- **ELETRÓLITOS** são substâncias que, ao dissolver-se, fornecem íons à solução.



- **NÃO ELETRÓLITOS** são substâncias que se dissolvem sem fornecer íons à solução.
 - Sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), acetona [$(\text{CH}_3)_2\text{CO}$], nitrogênio molecular (N_2) e oxigênio molecular (O_2).

Tipos de Eletrólitos

- **ELETRÓLITOS FORTES** são substâncias que se dissociam completamente em solução aquosa.



- Os eletrólitos fortes mais comuns são:
 - Ácidos fortes, tais como, HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl e HBr
 - Hidróxidos dos metais alcalinos e alcalinos-terrosos, **exceto** $\text{Be}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 - Praticamente todos os sais comuns

Tipos de Eletrólitos

- **ELETRÓLITOS FRACOS** são substâncias que se dissociam parcialmente em solução aquosa. Nesses casos, estabelece-se, eventualmente, um equilíbrio entre as formas dissociadas (iônica) e não-dissociada (molecular) do eletrólito.

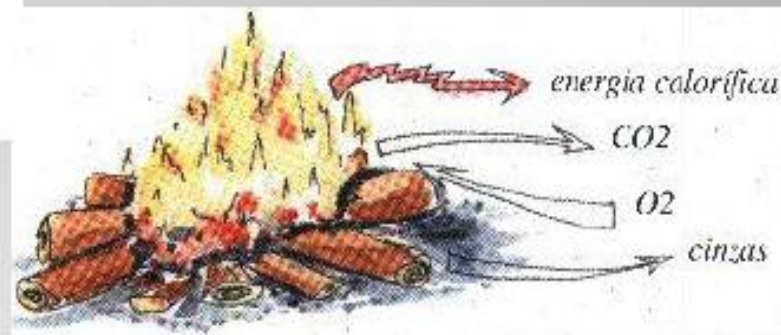
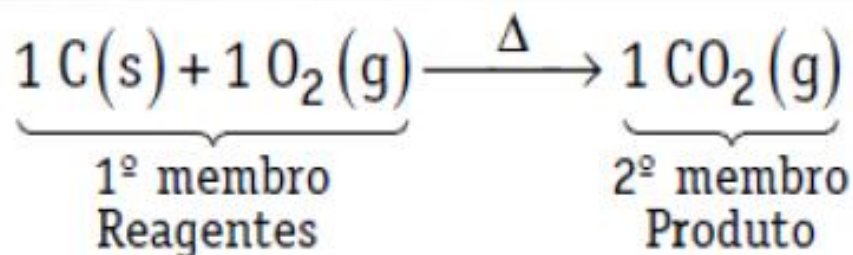


Tipos de Eletrólitos

- A distinção experimental entre **eletrólitos fortes**, **fracos** e **não eletrólitos** pode ser feita através de medidas de condutividade elétrica de suas soluções.
- Soluções contendo íons conduzem melhor a eletricidade do que a água pura, cuja condutividade é muito pequena.
- Quanto maior for o número de íons e quanto maior a carga desses, tanto maior será a condutividade da solução.

Reações Inorgânicas

CONSIDERAÇÕES INICIAIS

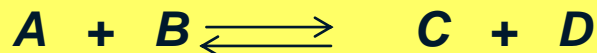


- (aq) = para substâncias que se encontram em solução aquosa;
- (s) = para substâncias sólidas;
- (l) = para substâncias líquidas;
- (g) = para substâncias gasosas;
- (↑) = para produtos gasosos;
- (↓) = para substâncias insolúveis (precipitado);
- (Δ) = aquecimento.

Reações

O QUE É UMA REAÇÃO QUÍMICA?

É processo de mudanças químicas, onde ocorre a conversão de uma substância, ou mais, em outras substâncias.



REAGENTES

PRODUTOS



As reações químicas estão classificadas em:

- Normais: Eletrosfera;
- Nucleares;

Lei da Conservação das Massas



A massa total de uma reação química é constante. Os átomos não são criados nem destruídos em uma reação química, simplesmente eles mudam de parceiro.

Como os átomos não são criados nem destruídos em uma reação química, os químicos multiplicaram as fórmulas por fatores para mostrar o mesmo número de átomo de cada elemento em cada lado da reação. Este artifício matemático é conhecido como **BALANCEAMENTO**.



EQUAÇÃO NÃO BALANCEADA



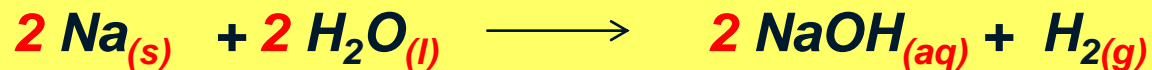
EQUAÇÃO BALANCEADA

→ **COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICO**

Lei da Conservação das Massas

Em uma equação química representa-se os estados físicos de cada reagente e produto.

(s) – Sólido; (l) – Líquido; (g) – Gasoso; (aq) – Aquoso;



Para indicar que a reação requer calor (Temperatura) utiliza-se a letra grega Δ .

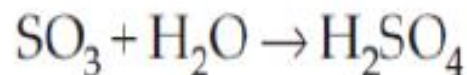
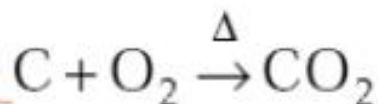
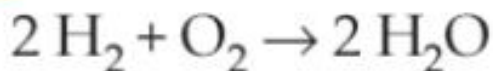


Para indicar que a reação precisa de um catalisador utiliza-se a fórmula do catalisador sobre a flecha da reação.



Classificações

1. Reação de síntese ou adição

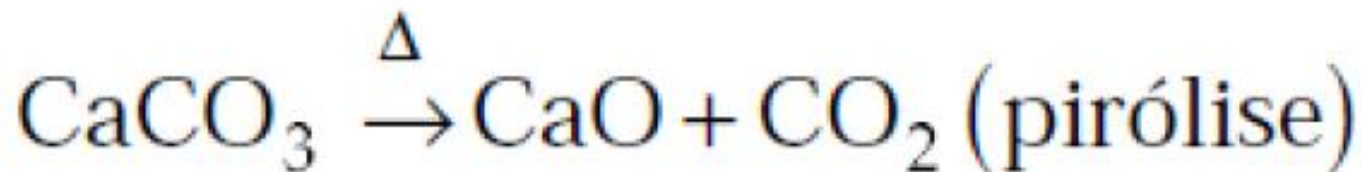
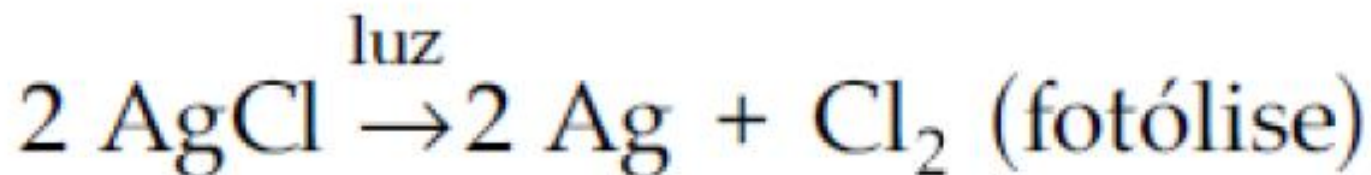
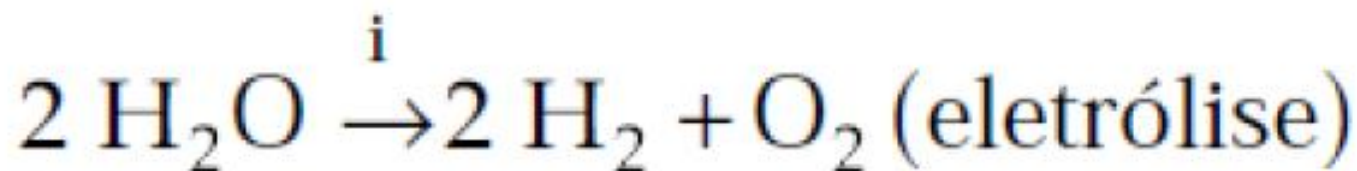


A reação de síntese pode ser chamada de **síntese total** quando os reagentes são todas substâncias simples (1º e 2º exemplos).

Síntese parcial: quando pelo menos um dos reagentes for substância composta (3º exemplo).

Classificações

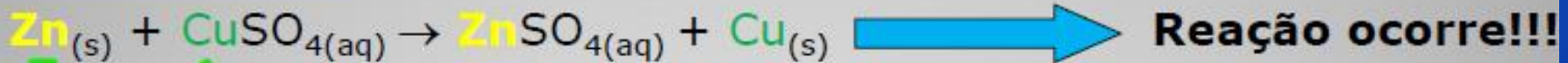
2. Reação de decomposição ou análise



Classificações

3. Reação de deslocamento ou simples troca

3.1 Metais



K > Ba > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > H > Cu > Hg > Ag > Au

Metais alcalinos e
alcalino terrosos

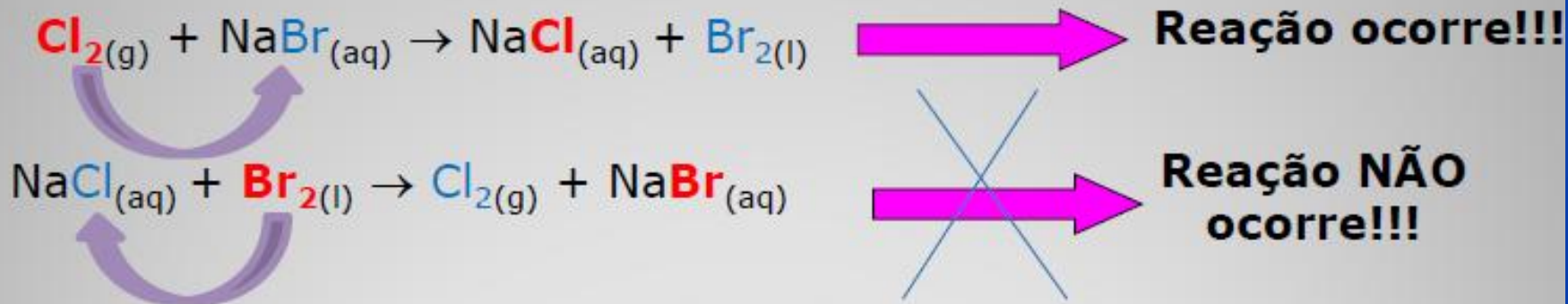
Metais
comuns

Metais
nobres

← Reatividade crescente ou Eletropositividade crescente

Classificações

3.2 Ametais



F > O > N > Cl > Br > I = S = C > P = H

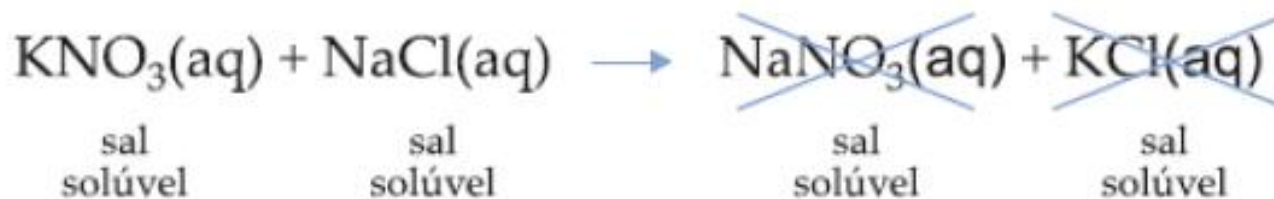
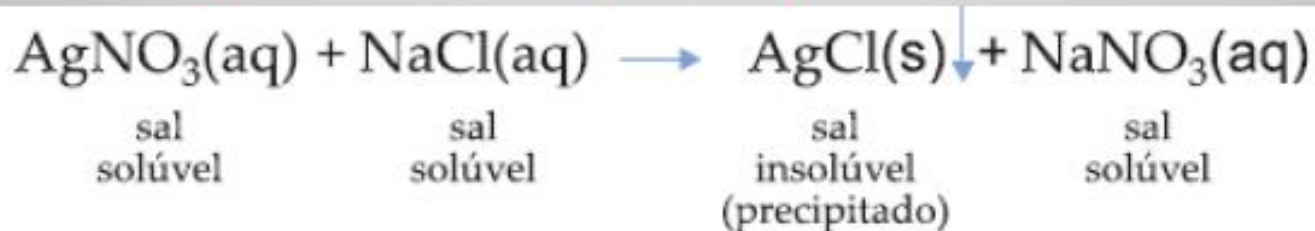
←
Reatividade crescente

Classificações

4. Reação de dupla troca

OBJETIVO: formação de um novo produto, que possa ser facilmente separado dos outros produtos que eventualmente se formem.

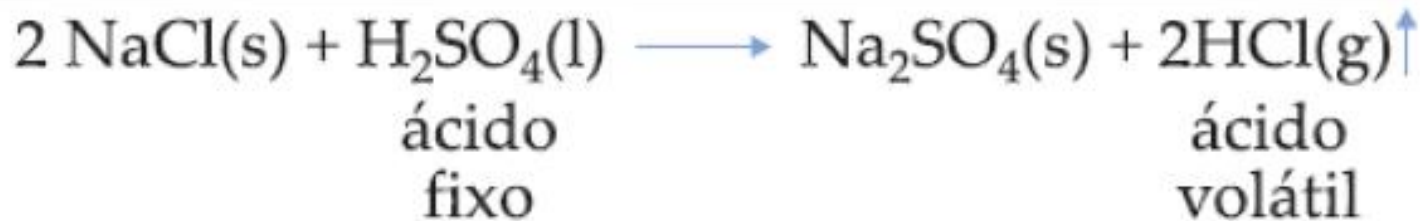
4.1 Formação de um precipitado



Obs.: consultar tabela solubilidade de sais (A5). Ácidos são solúveis; bases solúveis: IA e NH_4^+ .

Classificações

4.2 Formação de uma substância volátil



Classificações

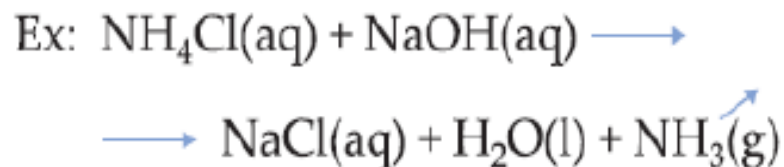
Volatilidade

Ácidos:

- são fixos: H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_3BO_3 ,
 H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ etc.

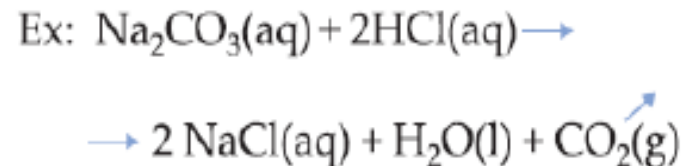
- são voláteis: HF , HCl , HBr , HI , H_2S , HCN ,
 HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_3 etc.

Bases:



Ácidos **instáveis** são **voláteis**:

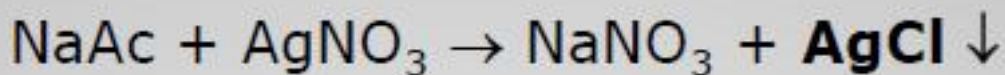
São eles: H_2CO_3 e H_2SO_3 .



Sais: são todos fixos.

Classificações

Outros exemplos




Todos os
nitratos
são
solúveis


Os únicos
sais de
prata
solúveis
são os
nitratos,
cloratos e
sulfatos

Classificações

Outros exemplos



Se todos os produtos são solúveis e nenhum deles é volátil, logo a reação não ocorre na prática



Todos os sulfatos são solúveis, exceto os de Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} e Pb^{2+}



Todos os nitratos são solúveis

Exemplos



- 1) Reação entre ácido clorídrico e nitrato de prata dando precipitado branco de cloreto de prata.
 $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$
- 2) O precipitado de cloreto de prata escurece quando exposto à luz. Prata finamente dividida é preta.
 $2\text{AgCl} \xrightarrow{\text{luz}} 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$
- 3) Reação de ácido clorídrico com zinco liberando gás hidrogênio (efervescência)
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- 4) Reação entre sulfato de cobre e hidróxido de sódio dando precipitado azul de hidróxido de cobre.
 $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu(OH)}_2$
- 5) Formação de precipitado verde de hidróxido de ferro II na reação de sulfato de ferro II com hidróxido de sódio.
 $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Fe(OH)}_2$
- 6) Precipitado vermelho ferrugem de hidróxido de ferro III formado na reação de sulfato de ferro III com hidróxido de sódio.
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} \rightarrow 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe(OH)}_3$

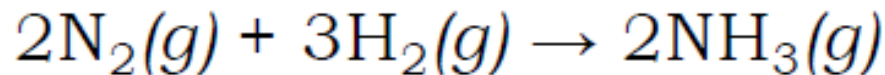
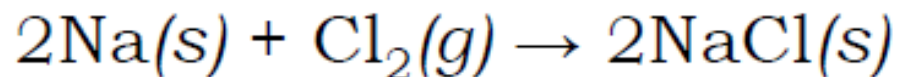
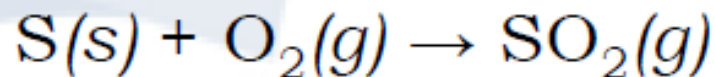
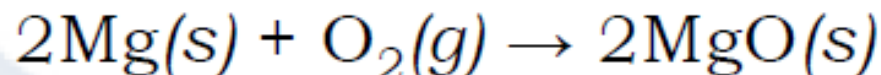
Classificação

REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

- Em algumas reações químicas, há **transferência de elétrons** entre os átomos que interagem. Como ocorre mudança nos números de oxidação desses átomos a reação é denominada de oxirredução.
- Entre todas as reações inorgânicas, essas são as que envolvem as maiores variações de energia. Exatamente por isso, todas as reações de armazenamento de energia em seres vivos são de oxirredução.
- Vários tipos de reação podem envolver oxirredução:

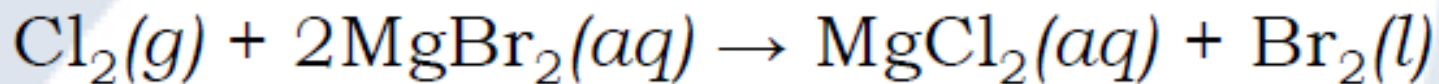
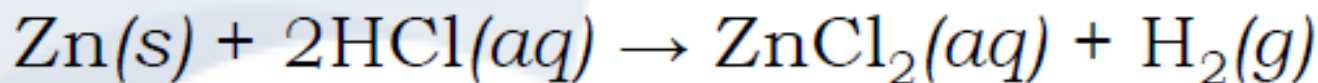
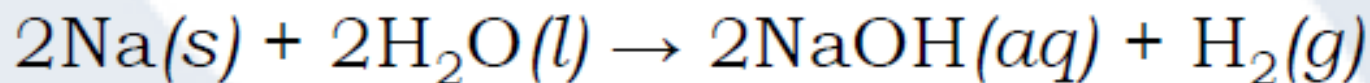
Classificação

a. Reações entre substâncias elementares



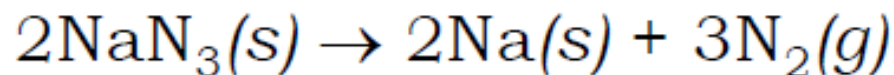
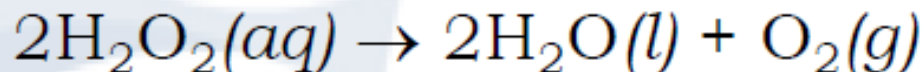
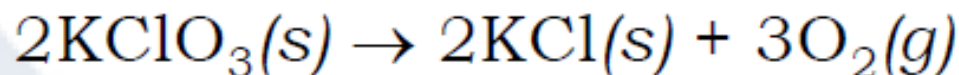
Classificação

b. Reações de deslocamento



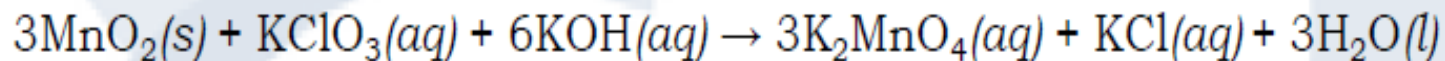
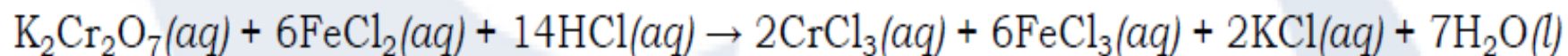
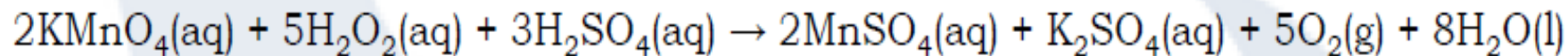
Classificação

c. Reações de eliminação ou decomposição



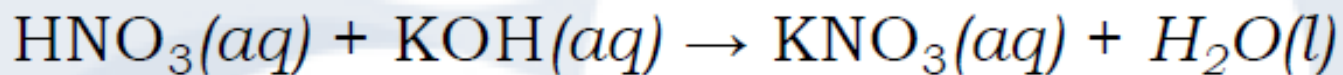
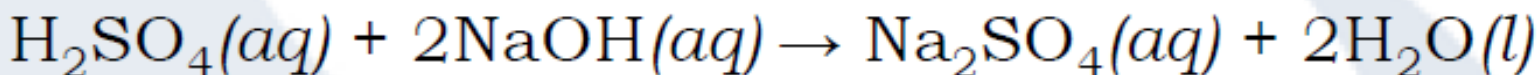
Classificação

d. Outros tipos de reações de oxirredução

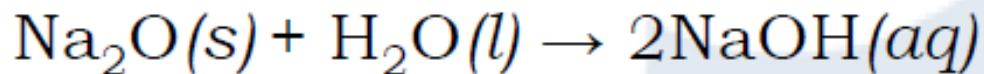
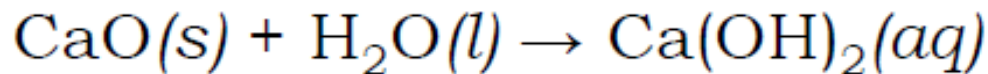


Reações Inorgânicas que não envolvem Oxirredução

a. Ácido + Base \rightarrow Sal + Água

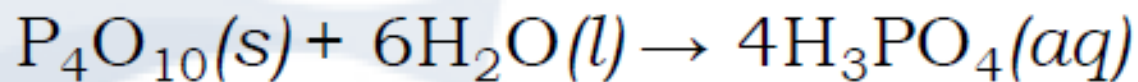
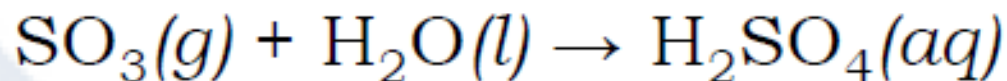


b. Óxido básico + Água \rightarrow Base

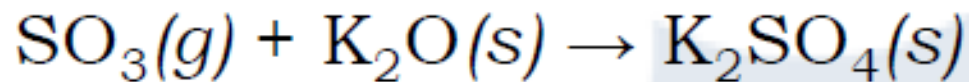
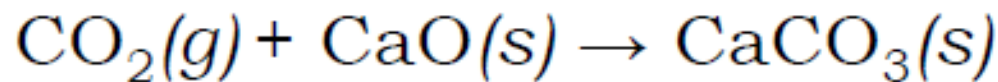


Reações Inorgânicas que não envolvem Oxirredução

c. Óxido ácido + Água → Ácido

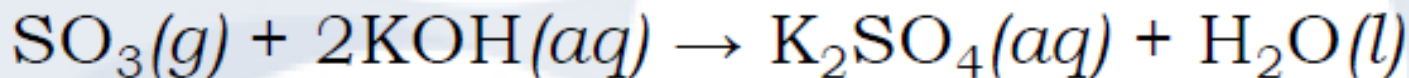
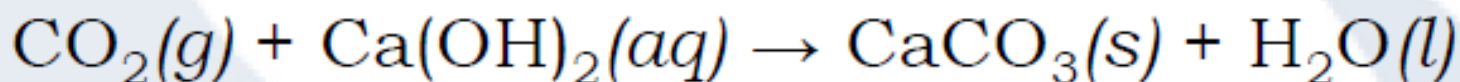


d. Óxido ácido + Óxido básico → Sal

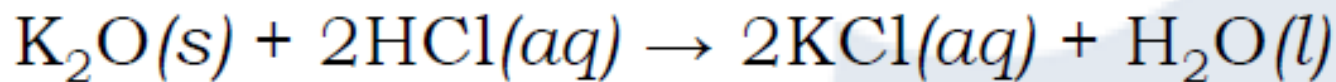
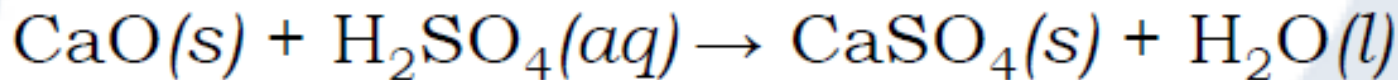


Reações Inorgânicas que não envolvem Oxirredução

e. Óxido ácido + Base → Sal + Água

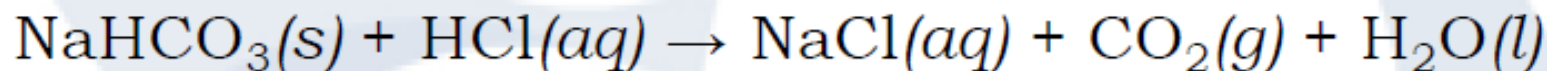
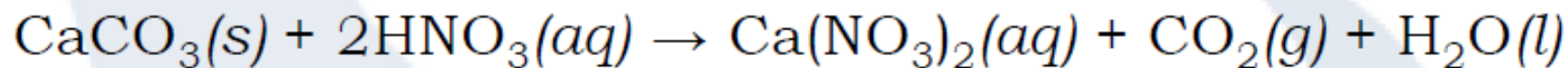


f. Óxido básico + Ácido → Sal + Água



Reações Inorgânicas que não envolvem Oxirredução

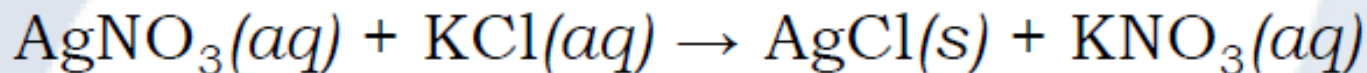
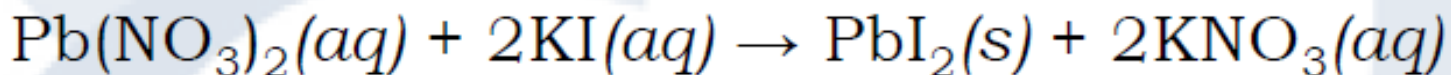
g. Carbonato/Bicarbonato + Ácido → Sal + Gás + Água



Reações de Precipitação

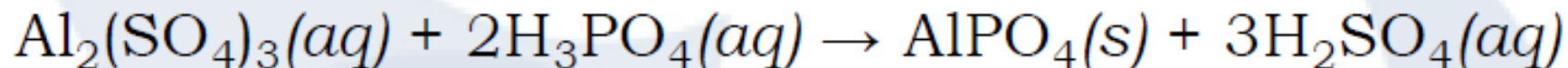
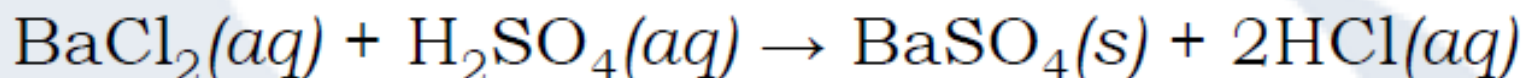
- Haverá a formação de um composto pouco solúvel, um precipitado.

a. Reação de sal com sal

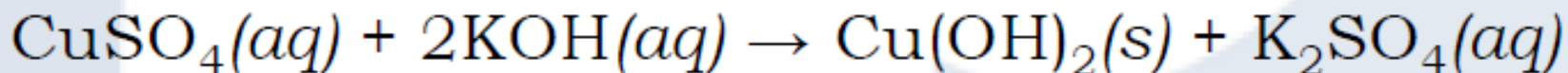
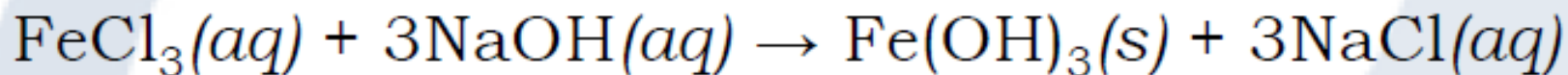


Reações de Precipitação

b. Reação de sal com ácido



c. Reação de sal com base



Balanceamento

Uma equação química balanceada simboliza as mudanças qualitativas e quantitativas que ocorrem em uma reação química. Os coeficientes estequiométricos nos dão os números relativos de mols dos reagentes e produtos que fazem parte de uma reação.

BALANCEAMENTO

Os coeficientes estequiométricos são utilizados para mostrar que os átomos não são criados nem destruídos.

As equações químicas podem ser balanceadas por dois métodos:

- Ácido base – sem transferência de elétrons. Por tentativa;
- Redox – ocorre a transferência de elétrons. Reações de Oxidação e Redução;

Muitas equações podem ser balanceadas por tentativa.

Balanceamento por Tentativa



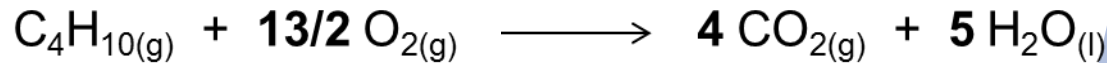
Exemplo: O butano (C_4H_{10}) é um dos ingrediente do gás natural. Ele queima na presença de oxigênio (O_2) para formar dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O). Para montarmos a equação balanceada para esta reação, primeiro devemos escrever a equação principal.



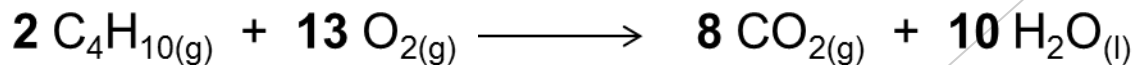
Iniciar com a fórmula que tem o maior número de átomos ou maior número de elementos diferentes.



Os átomos de Oxigênio são os únicos que não estão balanceados a esquerda da equação.



Para remover a fração basta multiplicar todos os coeficientes estequiométricos por 2.



Balanceamento por Oxirredução



Toda equação química balanceada pelo método da oxirredução deve constar a reação de oxidação e a reação de redução.

REGRAS PARA A DETERMINAÇÃO DO NÚMERO DE OXIDAÇÃO:

1- Flúor nos seus compostos apresenta sempre número de oxidação **-1**;

2- Oxigênio nos seus compostos possui número de oxidação **-2**;

Exceções:

a. Peróxido e Superóxidos: Estes compostos contêm ligações O – O. O número de oxidação peróxido é -1 e nos superóxido é $\frac{1}{2}$;

b. Fluoreto de Oxigênio: A regra 1 sempre tem preferência. Em **OF₂** e **O₂F₂** os números de oxidação de cada oxigênio são +2 e +1, respectivamente;

3- Hidrogênio: na maioria dos compostos o número de oxidação é **+1**;

Exceções: Nos hidretos metálicos o valor é **-1**;

Balanceamento por Oxirredução



4- Compostos de elemento do grupo periódico I (metais alcalinos) e II (metais alcalinos terrosos): Este elementos tem seus números de oxidação +1 e +2, respectivamente;

Elementos do Grupo III A, quando combinados, geralmente possuem número de oxidação +3;

5- Na fórmula da substância ou espécie (íon, átomo, molécula), a soma dos números de oxidação de todos os elementos é igual à carga elétrica que aparece com a formula;

a. Um átomo de qualquer elemento no estado livre (não combinado) tem número de oxidação igual a zero (0);

b. Qualquer íon simples (monoatômico) tem número de oxidação igual a sua carga.

c. A soma dos números de oxidação de todos os átomos da fórmula (empírica ou moleculares) para um composto inteiro é igual a zero (0);

Balanceamento por Oxirredução

d. A soma dos números de oxidação de todos os átomos que aparecem na fórmula para um íon poliatômico ou complexo é igual à carga elétrica do íon.

<i>Substância</i>	<i>Número de oxidação</i>	<i>Regra</i>	<i>Comentários</i>
S_8	S = 0	5a	Cada S = 0
Cu	Cu = 0	5a	
HCl	H = +1 e Cl = -1	3 e 5c	Por Subtração
CH_4	H = +1 e C = -4	3 e 5c	Cada H é +1
NaH (hidreto)	Na = +1 e H = -1	4, 3, 5c	
BaO	Ba = +2 e O = -2	4, 3, 5c	
BaO_2 (peróxido)	Ba = +2 e O = -1	4, 2a, 5c	Cada O é -1
KNO_3	K = +1, O = -2 e N = +5	4, 2, 5c	
HSO_3^-	H = +1, O = -2 e S = +4	3, 2, 5d	Por Subtração
$Cr_2O_7^{2-}$	O = -2 e Cr = +6	2, 5d	Por Subtração
Fe_3O_4	O = -2 e Fe = 8/3	2, 5c	Por Subtração
$C_6H_{12}O_6$	H = +1, O = -2 e C = 0	3, 2, 5c	Por subtração

Reações de Oxirredução



Uma reação de **Oxirredução** é a combinação de uma reação de oxidação e uma reação de redução. Reações como a combustão, a corrosão, a fotossíntese, o metabolismo do alimento e a extração dos metais dos minérios são reações de oxirredução.



O átomo de magnésio (**Mg**) sofreu oxidação em presença do oxigênio (**O₂**), ou seja, dois elétrons do átomo de **Mg** foram transferidos para o átomo de **O**. Desta forma, o **Mg** sofreu oxidação e o **O** redução.



Nesta reação o átomo de magnésio (**Mg**) também sofreu oxidação, porém, em presença do gás cloro (**Cl₂**). Os dois elétrons do **Mg** foram transferidos para cada átomo de **Cl**. Desta forma, o **Mg** sofreu oxidação e o **Cl** redução.

Reações de Oxirredução



Na reação acima o átomo de sódio (**Na**) não apresentou perda ou ganho de elétrons. Entretanto, o átomo de bromo (**Br**), que é um ânion, sofreu oxidação, ou seja, ele perdeu um elétron para o átomo de cloro (**Cl**). Já o átomo de **Cl**, que apresentava carga zero, quando recebeu um elétron do átomo de **Br** passou para carga -1, sofrendo redução.

A reação de redução ocorre, geralmente, em presença de hidrogênio (**H**), carbono (**C**) ou monóxido de carbono (**CO**).



Reações de Oxirredução

O agente oxidante em uma reação redox é a espécie que sofre redução.

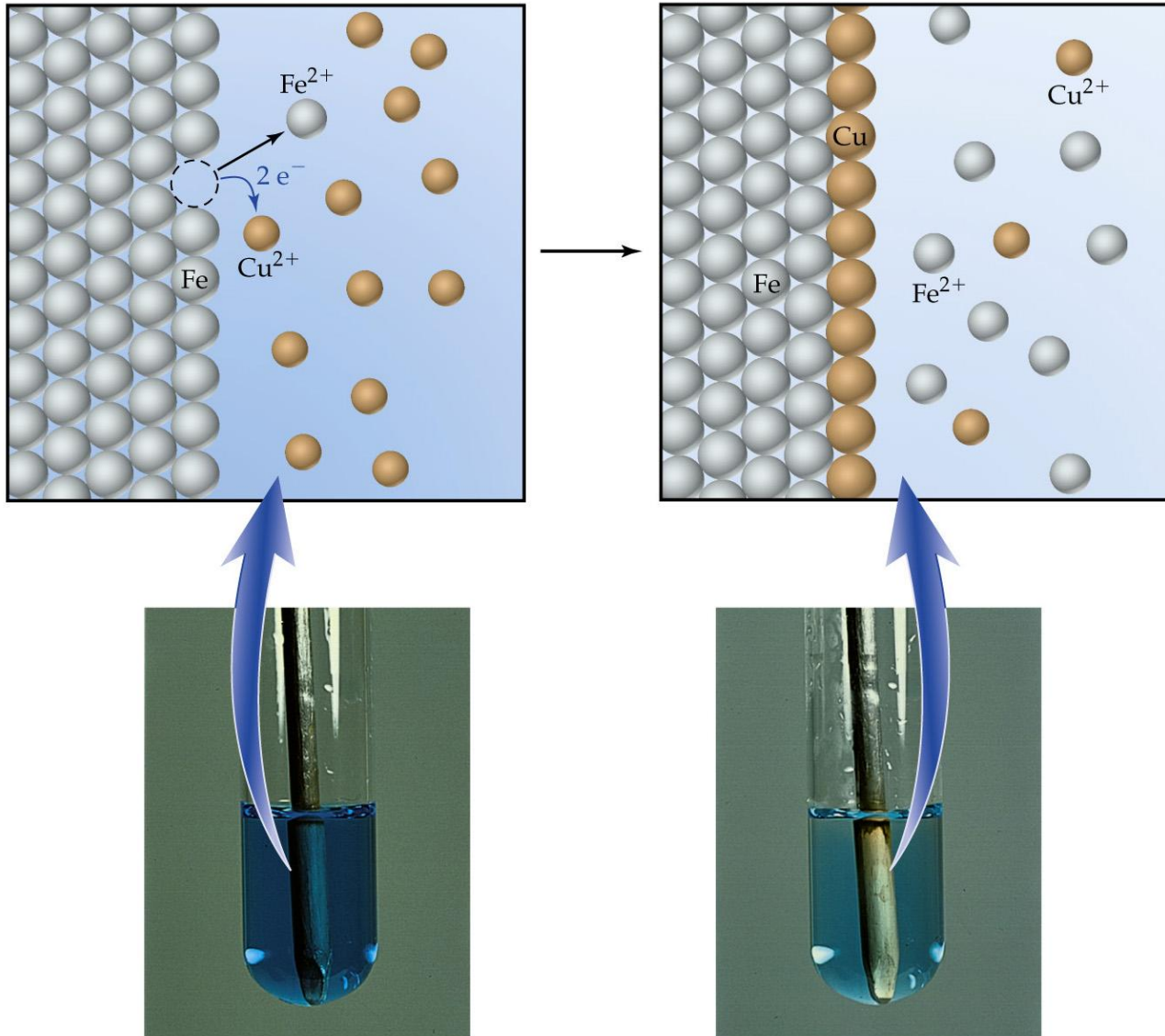
O agente redutor em uma reação redox é a espécie que sofre oxidação



O átomo de zinco metálico (**Zn**) perdeu dois elétrons, sofreu oxidação (**Zn²⁺**), provocou a redução do íon cobre (**Cu²⁺**) para cobre metálico (**Cu**), portanto é o **AGENTE REDUTOR**.

O íon cobre (**Cu²⁺**) recebeu dois elétrons do átomo de zinco metálico (**Zn**), sofreu redução (**Cu**), provocou a oxidação do zinco metálico (**Zn**) para íon zinco (**Zn²⁺**), portanto é o **AGENTE OXIDANTE**.

Reações de Oxirredução



Reações de Oxirredução

As equações químicas podem ser balanceadas através do método da oxirredução utilizando solvente (soluções aquosas) ou sem solvente.

Quando balanceamos a equação química através do método da oxirredução, que envolve íons, a carga total de cada lado deve ser balanceada (Balanço de Carga).



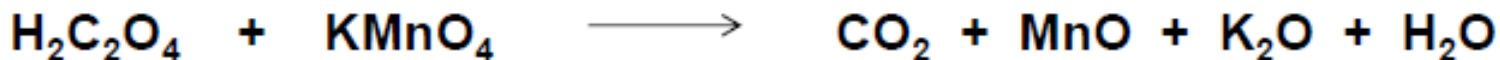
Balanceamento de Equações Químicas sem Solventes



1. Atribuir o número de oxidação a todos os átomos;
2. Observar quais os átomos que parecem perder e quais os que parecem ganhar elétrons e determine quantos elétrons são perdidos e ganhos;
3. Se há mais de um átomo perdendo ou ganhando elétrons em uma unidade de fórmula, determine o total de elétrons perdidos ou recebidos por unidade de fórmula;
4. Iguale o ganho de elétrons pelo agente oxidante ou da perda pelo agente redutor, colocando o coeficiente apropriado antes da fórmula de cada um, no lado esquerdo da equação;
5. Complete o balanceamento da equação por tentativa. Inicialmente balancei os átomos que ganharam ou perderem elétrons; em segundo lugar, todos os átomos, à exceção de **O** e **H**, em terceira, os átomos de **O**, e por último os átomos de **H**;

Balanceamento de Equações Químicas sem Solventes

Exemplo: Realizar o balanceamento da equação abaixo.



Redução: cada Mn ganha 5 e⁻

Oxidação: cada C perde 1 e⁻

Balanceamento de Equações Químicas sem Solventes



+3

+7

+4

+2

Cada KMnO_4 ganha $5 e^-$

Como há dois átomos de C por unidade fórmula, cada $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ perde 2×1 ou $2 e^-$



Balanceamento de Equações Químicas em Soluções Aquosas



1. Atribuir o número de oxidação a todos os átomos;
2. Note quais os átomos que perdem e os que ganham elétrons e determine quantos elétrons são perdidos e ganhos;
3. Se mais de um átomo em uma unidade de fórmula perde ou ganha elétrons, determine a perda ou o ganho total por unidade de fórmula;
4. Igualar o ganho de elétrons pelo agente oxidante com a perda do agente redutor, colocando o coeficiente apropriado antes da fórmula de cada um, no lado esquerdo da equação;
5. Balancear os átomos que ganharam ou perderem elétrons adicionando coeficientes apropriados à direita da equação;
6. Balancear todos os outros átomos, exceto o **O** e **H**;

Balanceamento de Equações Químicas em Soluções Aquosas

7. Balancear a carga (o somatório de todas as cargas iônicas) de maneira que seja a mesma em ambos os lados da equação, adicionando íons H^+ ou OH^- ;

a) Se a reação ocorre em solução ácida, adicionar íons H^+ ao lado deficiente em cargas positivas;

b) Se a reação ocorre em solução básica, adicionar íons OH^- ao lado deficiente em cargas negativas;

Exemplo: Realizar o balanceamento da equação abaixo.

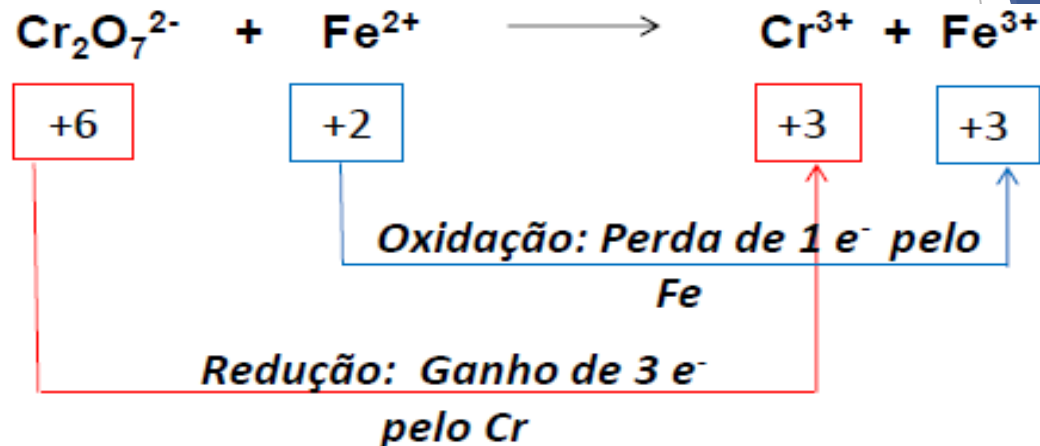


Etapa 1:

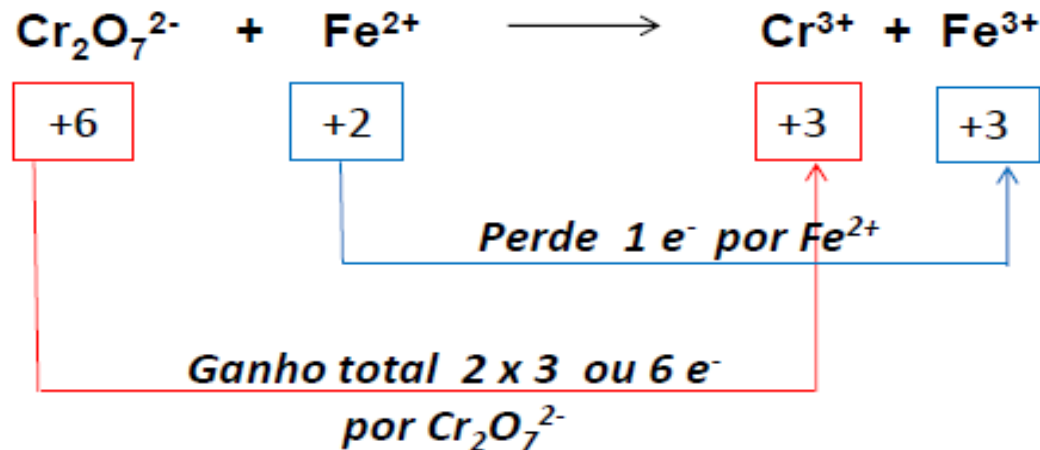


Balanciamento de Equações Químicas em Soluções Aquosas

Etapa 2:



Etapa 3:



Etapa 4:



Balanceamento de Equações Químicas em Soluções Aquosas

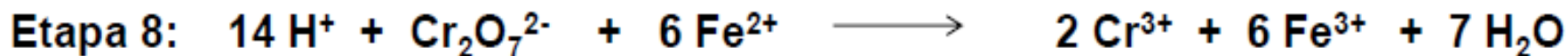
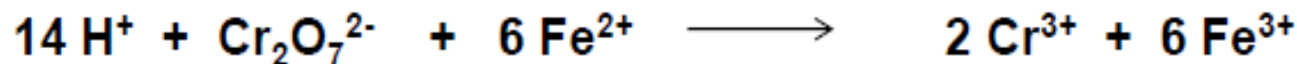


Etapa 6: Feita...

Etapa 7: Carga total a esquerda = $-2 + 6(+2) = + 10$

Carga total na direita = $2(+3) + 6(+3) = + 24$

Carga positiva necessária adicionada a esquerda = $+ 14$



LISTA DE EXERCÍCIOS 02

+

EXERCÍCIOS DO LIVRO