

General Chemistry

Principles and Modern Applications

Petrucci • Harwood • Herring

9th Edition



Reações Químicas e Estequiometria

Philip Dutton
University of Windsor, Canada

Prentice-Hall © 2008

Conteúdo

- 1 Reações Químicas e Equações Químicas
- 2 Equações Químicas e Estequiometria
- 3 Reações Químicas em Solução
- 4 Determinando o Reagente Limitante
- 5 Tipos de Reação Química

Reação Química

- Processo por meio do qual substâncias são transformadas em outras substâncias.
- Requisito básico:
 - Quebra de ligação/ligações química(s) : **exige energia**
 - Formação de nova(s) ligação/ligações: **libera energia**
- O processo global absorve (endotérmico) ou libera (exotérmico) energia.
- Processo que **NÃO** envolve criação ou destruição de matéria.

Reações Químicas e Equações Químicas

Quando reagentes são convertidos em produtos, observamos:

- Mudança de cor
- Formação de precipitado
- Liberação de gás
- Absorção ou liberação de calor
- Emissão de luz

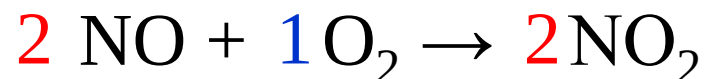
Às vezes precisamos de evidências químicas.

Reação Química

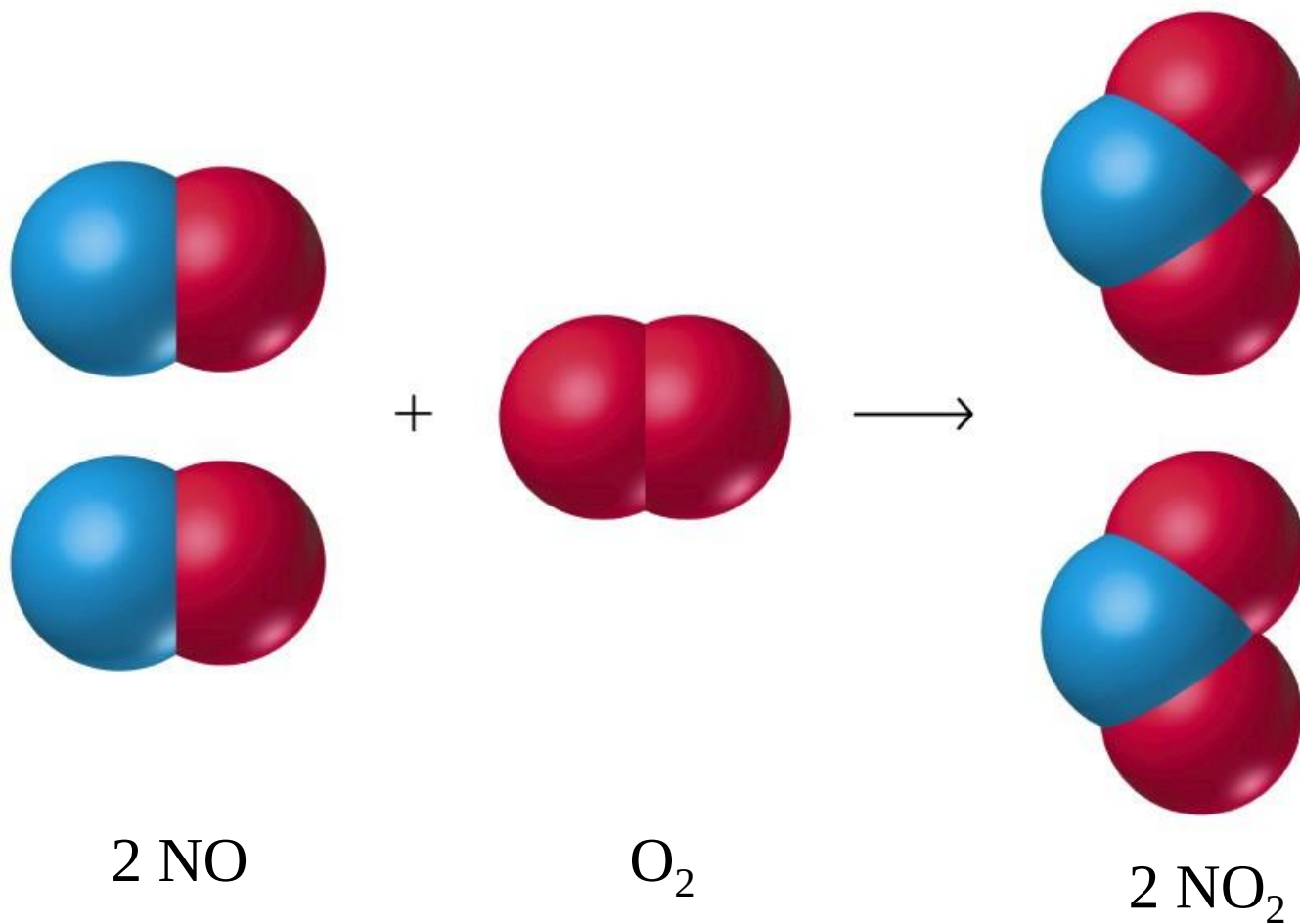
Monóxido de nitrogênio + oxigênio $\rightarrow$ dióxido de nitrogênio

Passo 1: Escreva a equação usando símbolos químicos.

Passo 2: Balanceie a equação química.

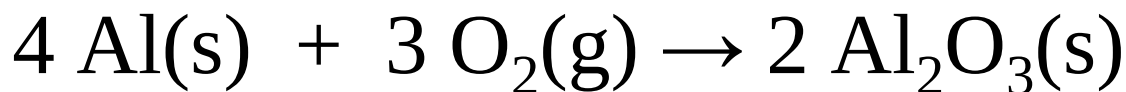


Representação Molecular



Equações Químicas

Mostram os tipos de **reagentes** e **produtos** e suas quantias relativas em uma reação.

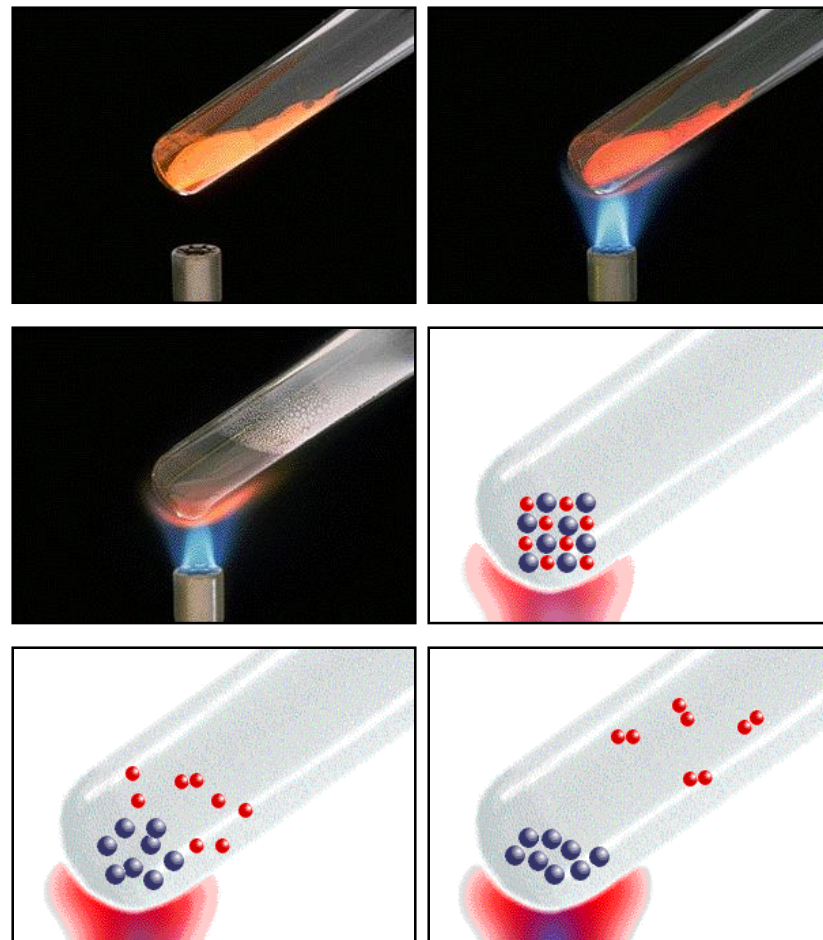


Os números na frente são chamados **Coeficientes estequiométricos**

As letras (s), (g), e (l) identificam o estado físico da substância.

Equações Químicas

- Como os mesmos átomos estão presentes no início e no final de uma reação, a quantidade de matéria do sistema não muda.
- Esta é a **Lei da Conservação da Matéria**



Equações Químicas

Devido ao princípio da
conservação da matéria,
uma **equação tem que ser**
balanceada.

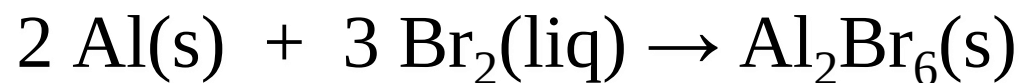
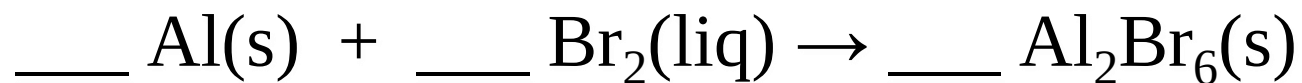
Deve haver o mesmo número
de átomos de determinado
tipo dos dois lados da
equação.

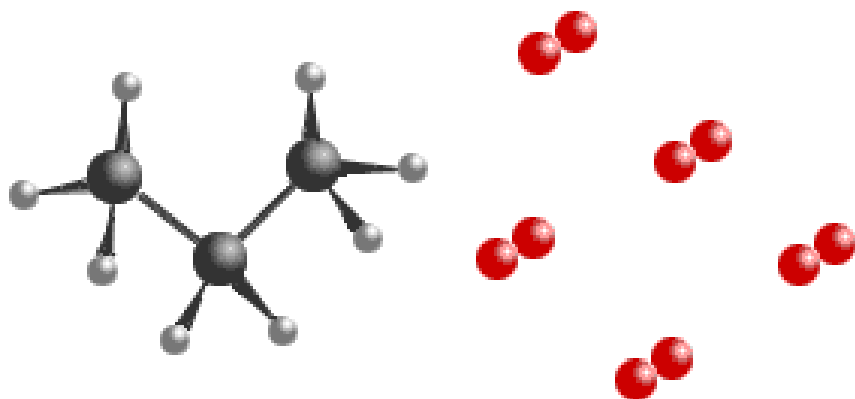


Lavoisier, 1788

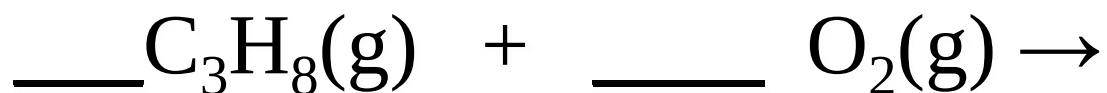


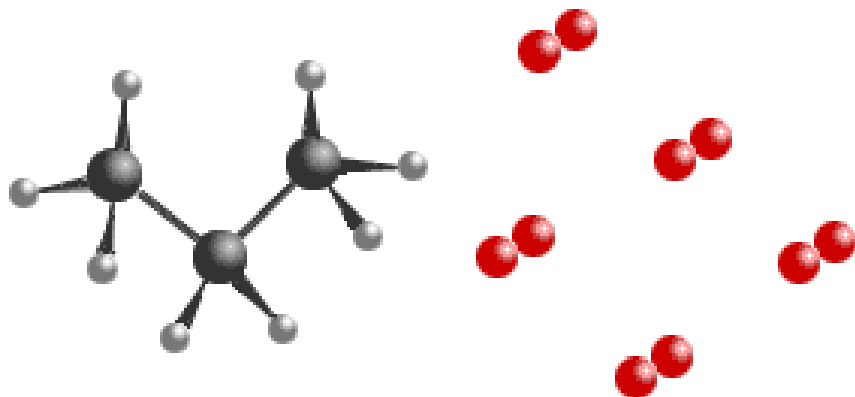
Balanceamento de Equações





Balanceamento de Equações



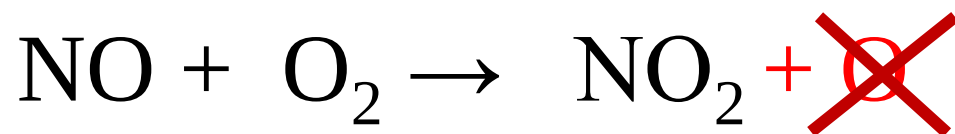


Balanceamento de Equações

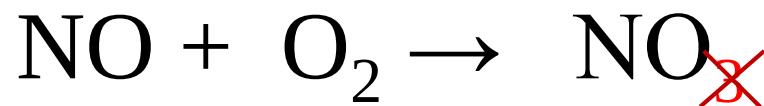


Balanceamento de Equações

- Nunca, jamais, em hipótese alguma introduza átomos estranhos à reação.



- Nunca, jamais, em hipótese alguma mude uma fórmula com o propósito de balancear a equação.



Estratégia Para o Balanceamento de Reações

- Balanceie primeiro os elementos que aparecem em somente um composto em cada lado da reação.
- Balanceie as substâncias elementares livres por último.
- Balanceie espécies poliatômicas inalteradas (ex: NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} como se fossem um grupo.
- Coeficientes fracionários são aceitáveis e podem ser simplificados no final por meio de multiplicação.

Exemplo 1

Escrevendo uma equação balanceada: a combustão de um composto de carbono, hidrogênio e oxigênio.

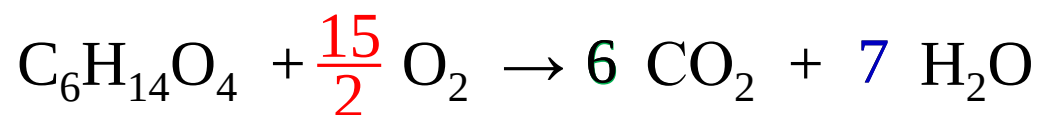
O trietilenoglicol líquido, $C_6H_{14}O_4$, é usado como solvente e plastificante para plásticos vinílicos e de poliuretano. Escreva uma equação química balanceada para a sua combustão completa.



Trietilenoglicol

Exemplo 1

Equação Química:

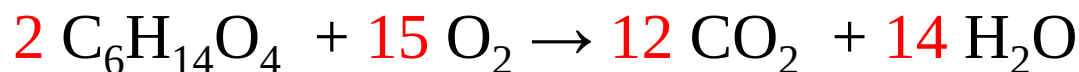


1. *Balanceie C.*

2. *Balanceie H.*

3. *Balanceie O.*

4. *Multiplique por dois*



e confira!!!!.

Estequiometria de Reação

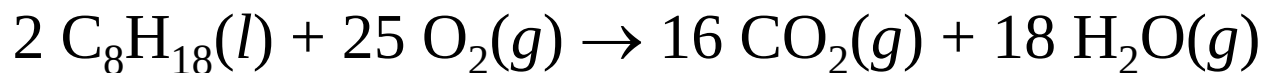
- a relação numérica entre as quantias químicas em uma reação é chamada de **estequiometria**
- os coeficientes em uma equação química balanceada especificam as quantias relativas em mols de cada substância envolvida na reação

2 moléculas de octano líquido reagem com 25 moléculas de oxigênio gasoso formando 16 moléculas de dióxido de carbono gasoso e 18 moléculas de água gasosa

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

2 mol C_8H_{18} : 25 mol O_2 : 16 mol CO_2 : 18 mol H_2O



Prevendo Quantias por Estequiometria

- as quantias de todas as substâncias em uma reação química podem ser determinadas a partir da quantia de apenas uma delas
- Quantos mols de CO_2 são produzidos a partir de 22,0 mol de C_8H_{18} na combustão de C_8H_{18} ?



$$x = 176 \text{ mol CO}_2$$

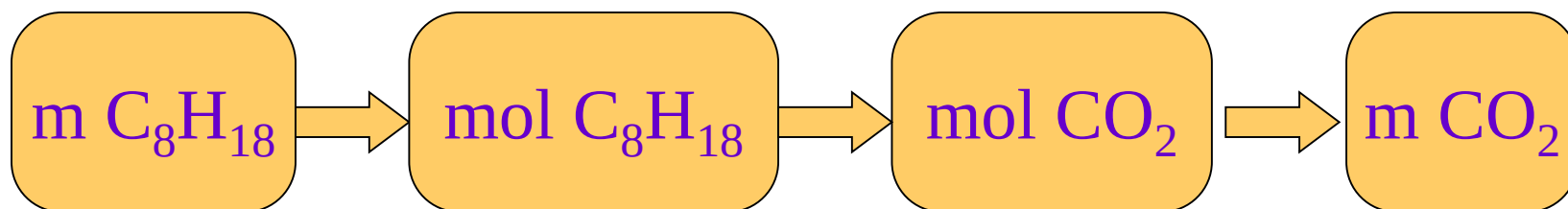
Notem que o plural de mol é mols, e não moles!

Exemplo – Calcule a massa de CO₂ produzida em 2019 pela combustão de $3,4 \times 10^{15}$ g gasolina

- considerando que toda gasolina seja octano C₈H₁₈, a equação da reação é:



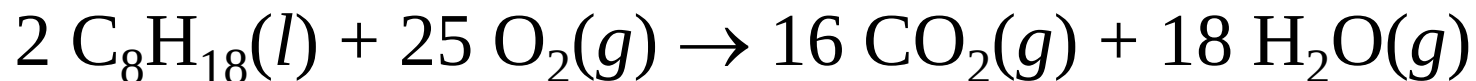
- a equação dá a relação molar entre C₈H₁₈ e CO₂, mas precisamos saber qual é a relação de massa, portanto o plano conceitual será:



Exemplo – Calcule a massa de CO₂ produzida em 2004 pela combustão de $3,4 \times 10^{15}$ g gasolina

Dado:	$3,4 \times 10^{15}$ g C ₈ H ₁₈
Encontrar:	m CO ₂
Plano conceitual:	<pre> graph LR A[m C8H18] --> B[mol C8H18] B --> C[mol CO2] C --> D[m CO2] </pre>
Relações:	1 mol C ₈ H ₁₈ = 114,22g; 1 mol CO ₂ = 44,01g; 2 mol C ₈ H ₁₈ = 16 mol CO ₂
Solução: $\begin{array}{l} 114,22\text{g} \text{ ----- } 1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \\ 3,4 \times 10^{15} \text{ g} \text{ ----- } x \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \\ x = 3,0 \times 10^{13} \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \end{array}$ $\begin{array}{l} 1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \text{ ----- } 8 \text{ mol CO}_2 \\ \text{Portanto temos } 2,4 \times 10^{14} \text{ mol CO}_2 \end{array}$ $\begin{array}{l} 44,01\text{g} \text{ ----- } 1 \text{ mol CO}_2 \\ x \text{ g} \text{ ----- } 2,4 \times 10^{14} \text{ g mol CO}_2 \\ x = 5,5 \times 10^{12} \text{ g CO}_2 \end{array}$ $x = 5,5 \times 10^{12}$ g CO₂ = $5,5 \times 10^9$ kg = $5,5 \times 10^6$ ton CO₂	
Verifique:	cada C ₈ H ₁₈ produz 8 mol CO ₂ , mas a massa molar de C ₈ H ₁₈ é 3x CO ₂ , portanto o valor faz sentido

Pausa para reflexão



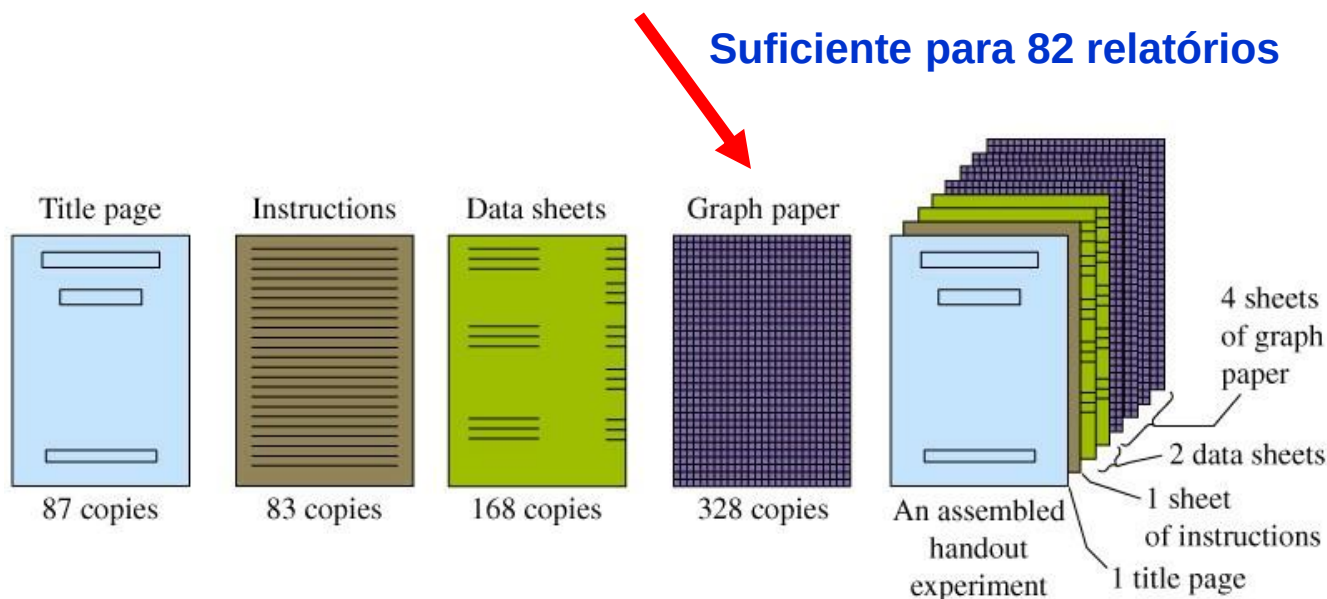
Aproximadamente 320 mL de gasolina pura (octano) liberam 760 L de gás na atmosfera, dos quais 358 L são CO₂
Em um tanque de 100L com gasolina pura, há aproximadamente 112.000 L de CO₂



Determinação do Reagente Limitante

- O reagente que é completamente consumido determina as quantias dos produtos.

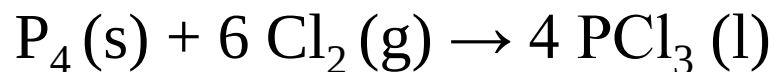
Suponham que, para fazer um relatório, necessita-se de 1 página de título, 1 folha de instruções, 2 folhas de dados e 4 folhas de gráfico. Se você tem as quantias abaixo, qual dos itens irá faltar primeiro (item limitante)? Quantos relatórios podem ser produzidos?



Exemplo 6

Determinação do reagente limitante em uma reação.

O tricloreto de fósforo, PCl_3 , é um composto de importância comercial na fabricação de defensivos agrícolas, aditivos para gasolina, além de outros produtos. Ele é preparado por meio da combinação direta entre fósforo e gás cloro:



Qual é o reagente limitante na reação de 125 g P_4 com 323 g Cl_2 ?

Estratégia: Compare a razão molar com a razão molar determinada pela equação balanceada.

Exemplo 6

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol Cl}_2 & \text{-----} & 70,91 \text{ g Cl}_2 \\ n_{\text{Cl}_2} & \text{-----} & 323 \text{ g Cl}_2 \end{array}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 4,56 \text{ mol Cl}_2$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol P}_4 & \text{-----} & 123,9 \text{ g P}_4 \\ n_{\text{P}_4} & \text{-----} & 125 \text{ g P}_4 \end{array}$$

$$n_{\text{P}_4} = 1,01 \text{ mol P}_4$$

$$\chi = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{P}_4}} \quad \begin{array}{l} \chi_{\text{teórico}} = 6,00 \text{ mol Cl}_2/\text{mol P}_4 \\ \chi_{\text{real}} = 4,55 \text{ mol Cl}_2/\text{mol P}_4 \end{array}$$

O Cl_2 é o reagente limitante.

TIPOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

Tipos de Reações

- Simples troca
- Dupla troca
- Síntese

•

•

•

• etc

• Etc

Nós trabalhamos com apenas 5 tipos de reação química:

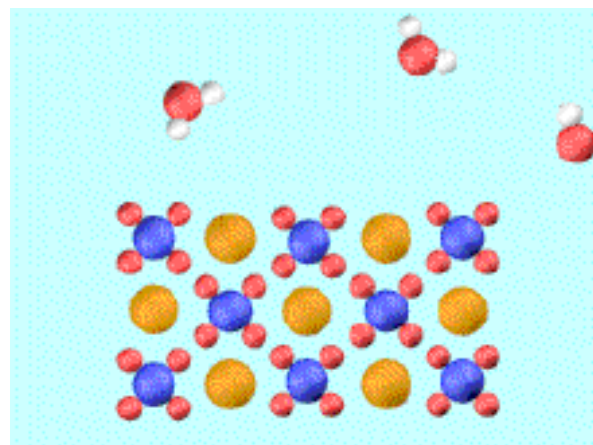
- Precipitação
- Ácido-base
- Formadora de gás
- Óxido redução
- Complexação
- E SÓ !!!

Compostos Solúveis

Compostos em Solução Aquosa

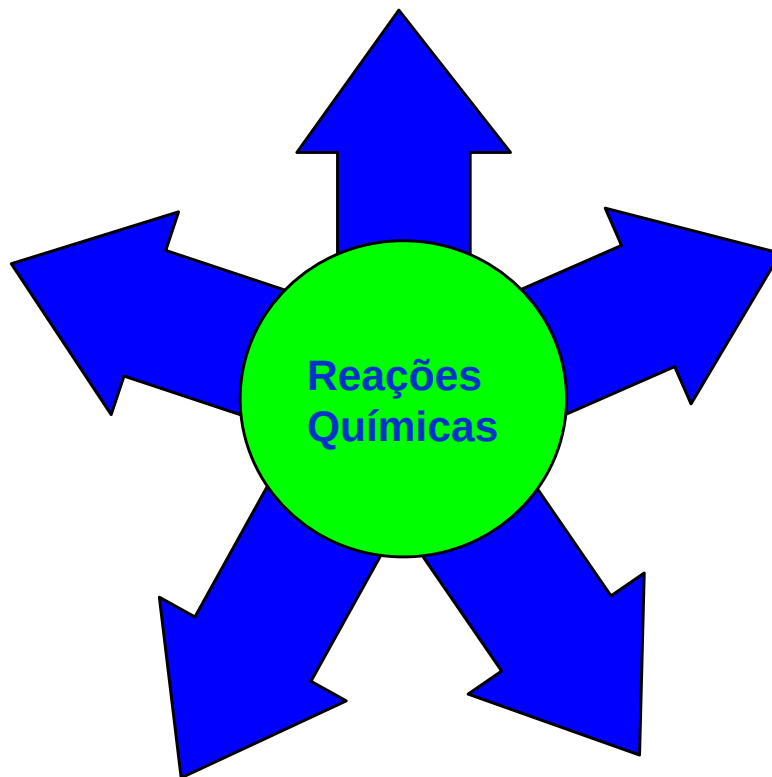
Muitas reações envolvem compostos iônicos, especialmente reações em água— **soluções aquosas**.

KMnO₄ em água



Reações de Precipitação

Reações
formadoras
de gases



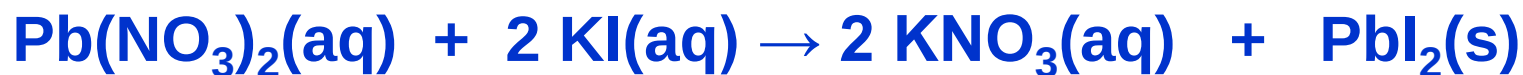
Reações
ácido-base

Reações
Redox

Reações de
Complexação

Reações de Precipitação

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

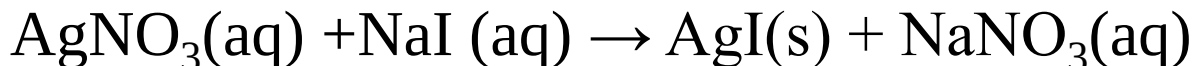


Equação iônica líquida:

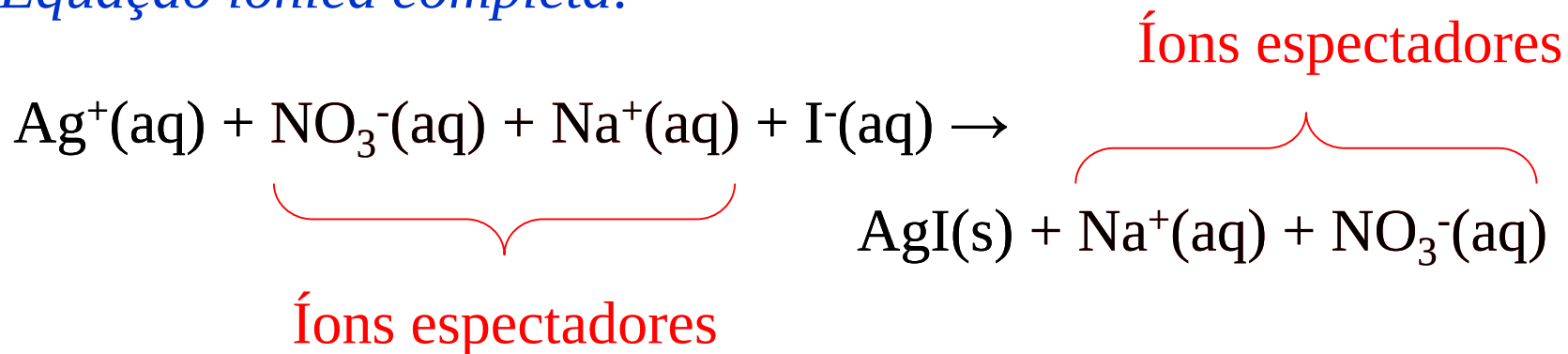


Reação Iônica Líquida

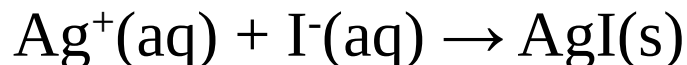
Reação de precipitação global:



Equação iônica completa:



Equação iônica líquida:

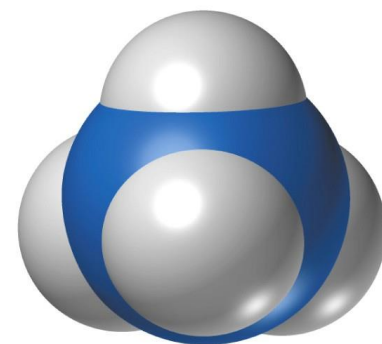


Regras de Solubilidade

- Compostos *solúveis*:
 - Sais com íons de metais alcalinos e com o íon amônio



- Nitratos, percloratos e acetatos



Ammonium ion

Uma exceção: AgCH_3CO_2 : sólido avermelhado

Regras de Solubilidade

- Compostos em sua maioria *solúveis*:
 - Cloretos, brometos e iodetos Cl^- , Br^- , I^-
 - Exceto os de Pb^{2+} , Ag^+ , e Hg_2^{2+} .
 - Sulfatos SO_4^{2-}
 - Exceto os de Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} e Hg_2^{2+} .
 - $\text{Ca}(\text{SO}_4)$ é ligeiramente solúvel.

Regras de Solubilidade

- Compostos *muito pouco solúveis*:
 - Hidróxidos e sulfetos OH^- , S^{2-}
 - Exceto sais de metais alcalinos e amônio
 - Sulfetos dos alcalino terrosos geralmente se decompõe em água, formando o óxido e liberando H_2S gasoso.
 - Hidróxidos de Sr^{2+} e Ca^{2+} são ligeiramente solúveis.
 - Carbonatos e fosfatos CO_3^{2-} , PO_4^{3-}
 - Exceto sais de metais alcalinos e amônio

Solubilidade em Água

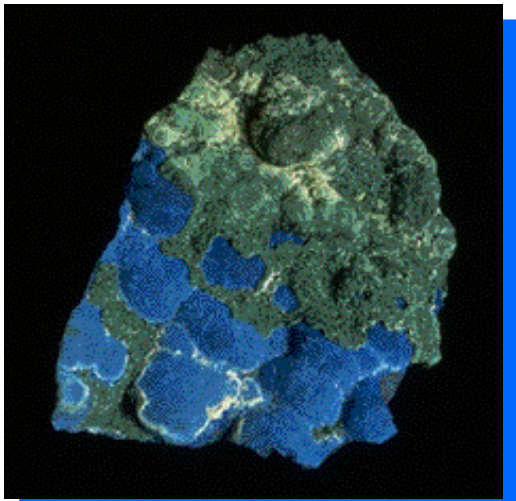
Minerais comuns são geralmente formados com ânions que levam a produtos insolúveis:

sulfeto

fluoreto

carbonato

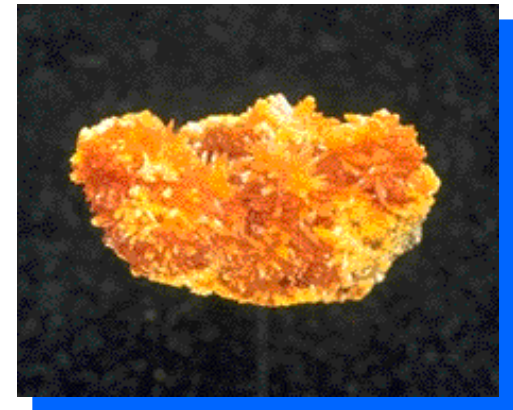
óxido



Azurita, um
carbonato de
cobre



**Pirita de ferro, um
sulfeto**

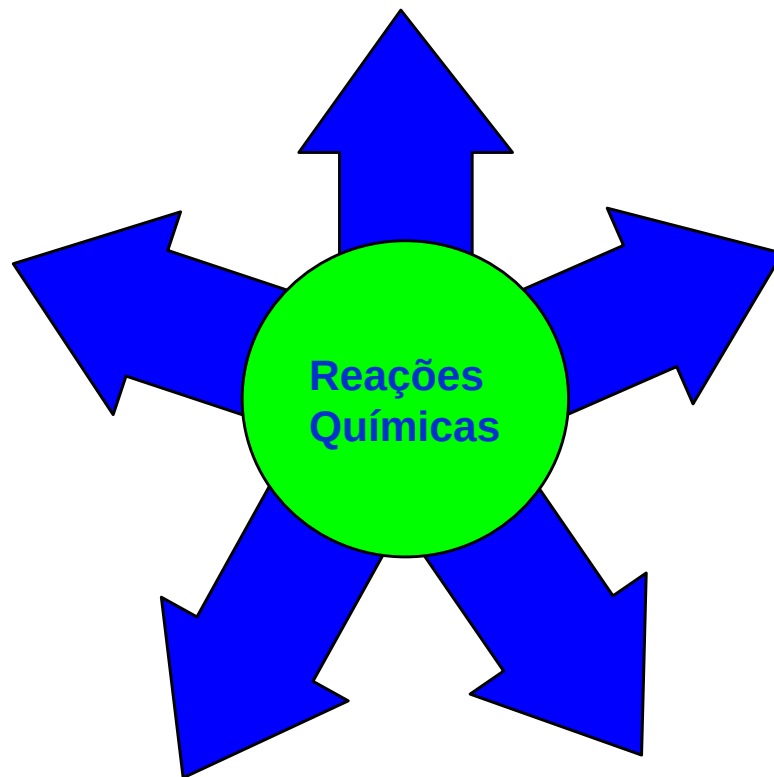


Orpimento,
sulfeto de
arsênico

Reações de Precipitação

**Reações
formadoras
de gases**

**Reações
ácido-base**



**Reações
Redox**

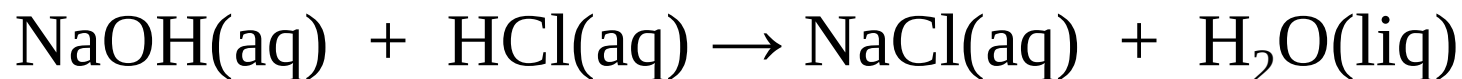
**Reações de
Complexação**

Ácidos e Bases

- Latim *acidus* (azedo)
 - Sabor azedo
- Árabe *al-qali* (cinzas de certas plantas)
 - Sabor amargo
- Svante Arrhenius (1884): teoria ácido-base.

Reações Ácido-Base

- A “força motriz” é a formação de água.



- Equação iônica líquida:



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

Ácidos

- Ácidos liberam H^+ em solução aquosa.

- Ácidos fortes:



- Ácidos fracos:



Bases

- Bases liberam OH^- em solução aquosa.
- Bases fortes:



- Bases fracas:



Bases

- As bases fortes se dissociam completamente
 - Hidróxidos de metais do grupo 1 e alguns metais do grupo 2.
- Certas substâncias produzem íons por meio da reação com água: **hidrólise**

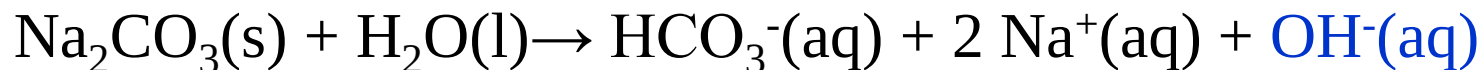


- NH_3 é uma base fraca pois a reação não é completa.
- A maioria das bases é fraca

Reconhecendo Ácidos e Bases.

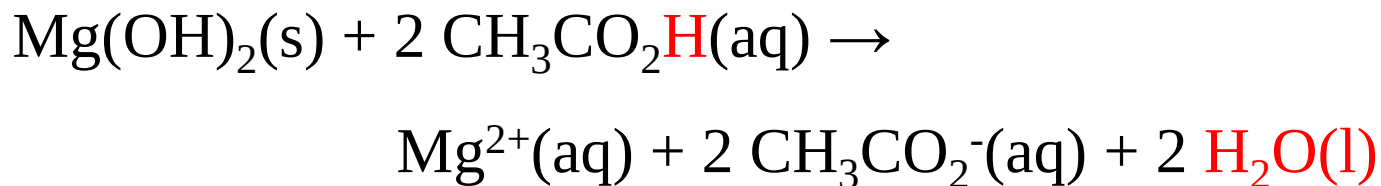
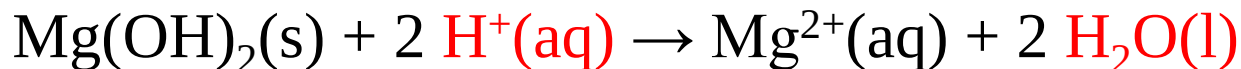
- Ácidos possuem íons hidrogênio ionizáveis.
 - $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ou $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
- Bases possuem OH^- combinado com um íon metálico.
 KOH

ou são identificados por equações químicas



Mais Reações Ácido-Base

- Leite de magnésia Mg(OH)_2



Equação 1: reação com ácido forte

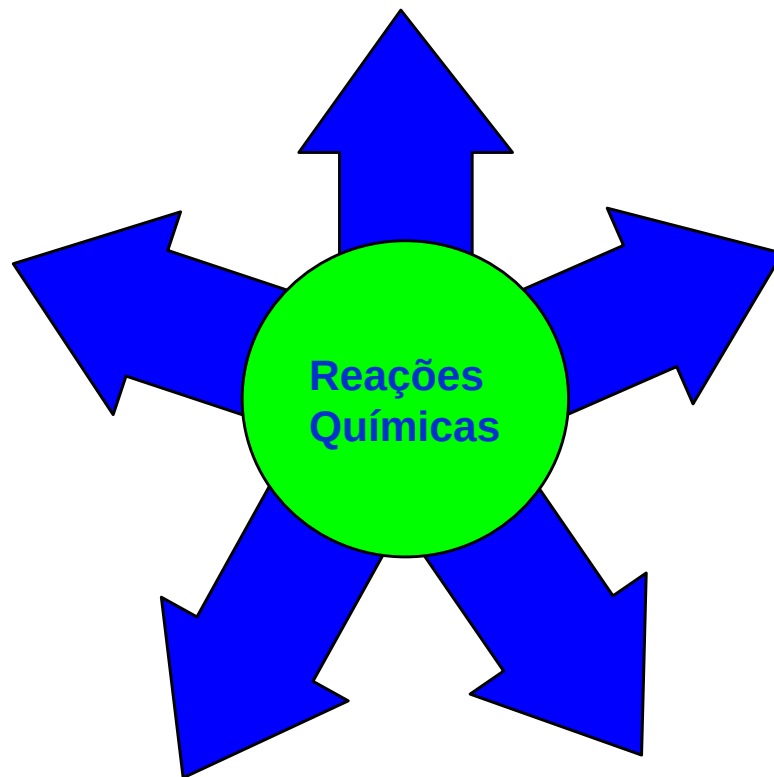
Equação 2: reação com ácido fraco

Note a formação de água

Reações de Precipitação

**Reações
formadoras
de gás**

**Reações
ácido-base**

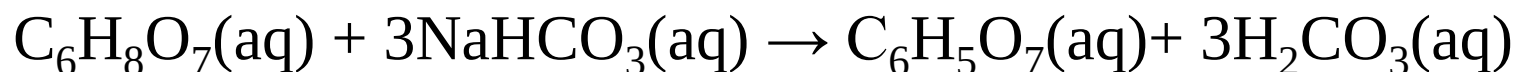


**Reações
Redox**

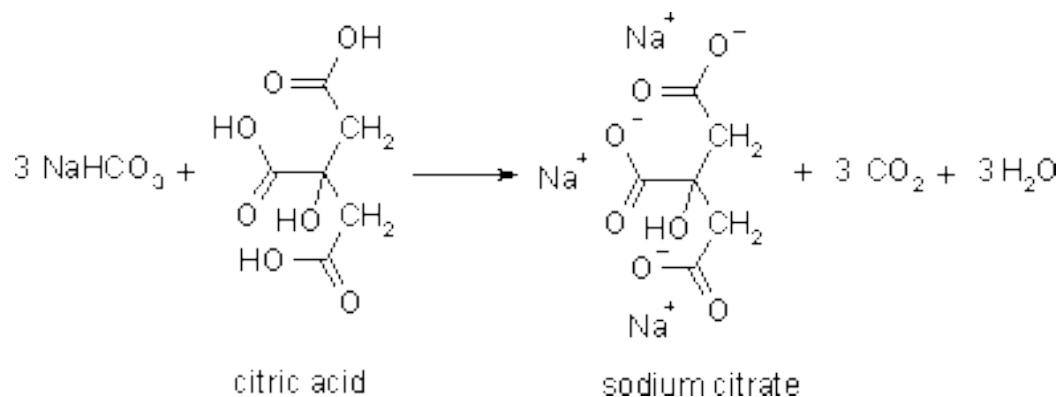
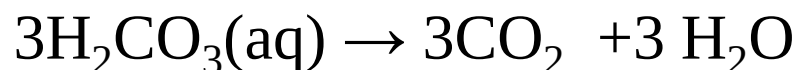
**Reações de
Complexação**



Reações Formadores de Gás



Ácido carbônico é instável e forma $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Reações Formadoras de Gases

Carbonato ou bicarbonato metálico + ácido → sal metálico + CO₂(g) + H₂O(l)



Sulfeto metálico + ácido → sal metálico + H₂S(g)



Sulfito metálico + ácido → sal metálico + SO₂(g) + H₂O(l)



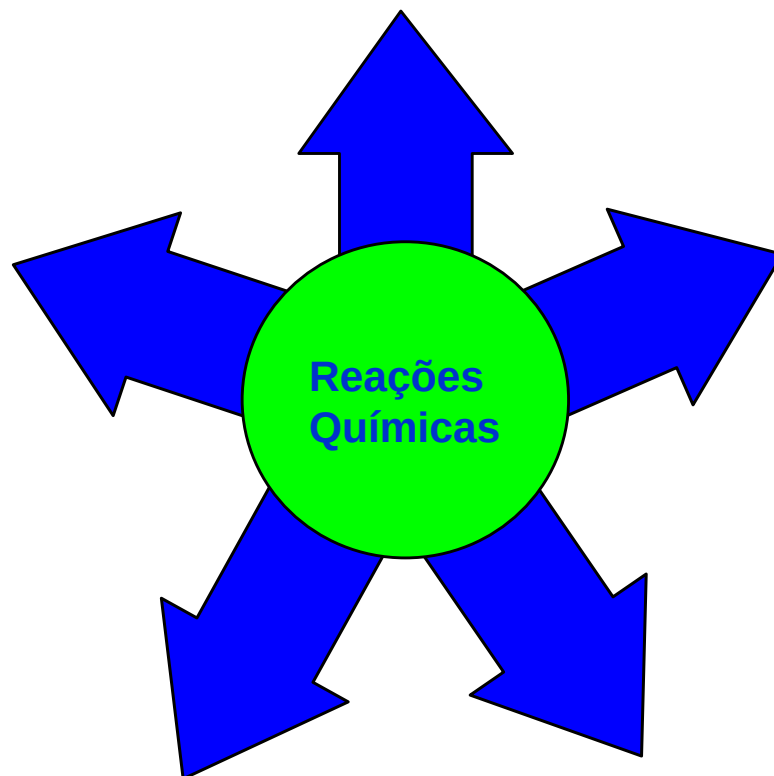
Sal de amônio + Base forte → sal metálico + NH₃(g) + H₂O(l)



Reações de Precipitação

**Reações
formadoras
de gases**

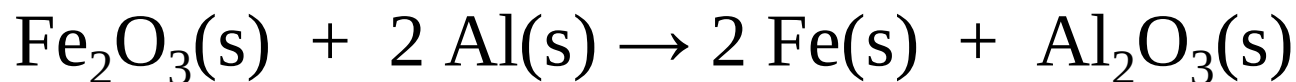
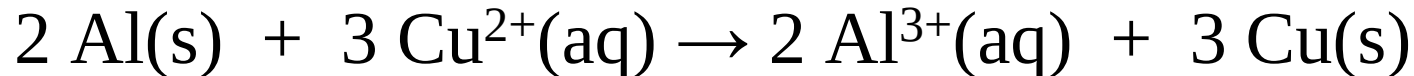
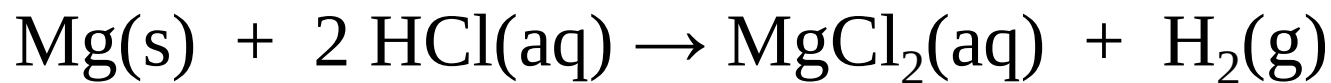
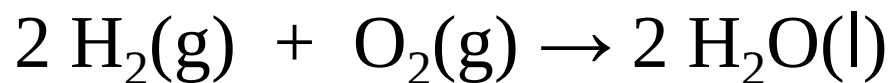
**Reações
ácido-base**



**Reações
Redox**

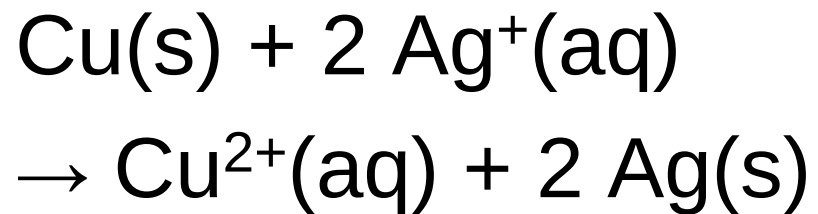
**Reações de
Complexação**

Reações Redox

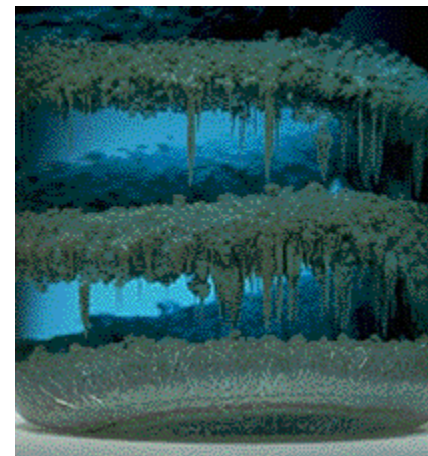
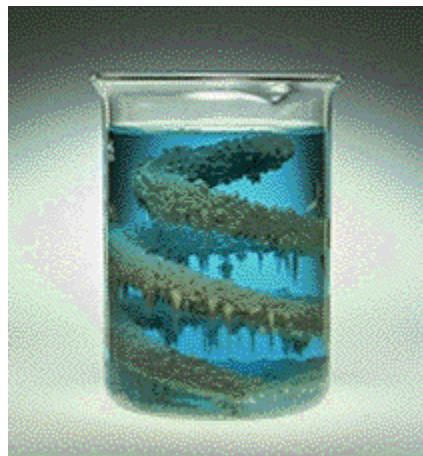
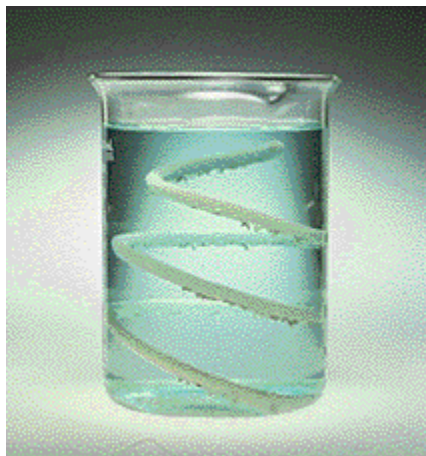
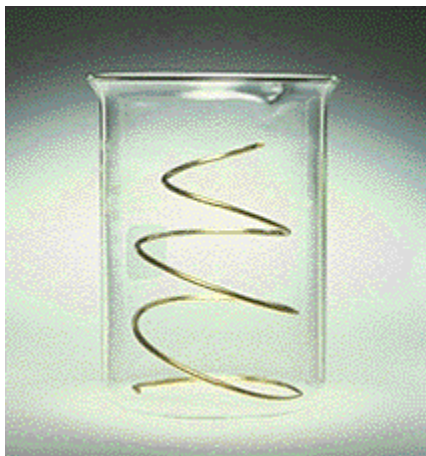


Todas as reações de corrosão e de combustão são reações redox.

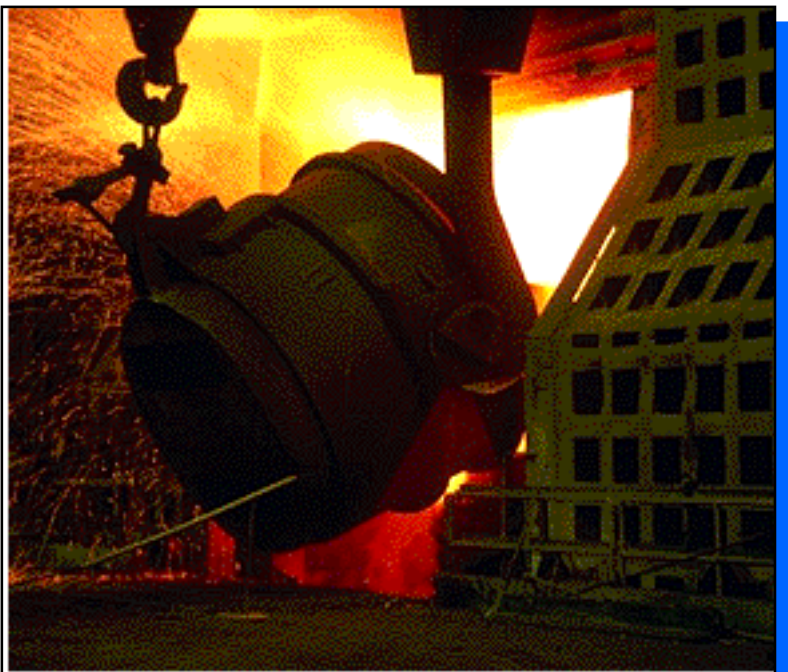
Reações Redox



Em todas as reações redox, se algo foi oxidado, algo tem que ser reduzido



Por que estudar reações redox?



Metalurgia

Baterias

Corrosão



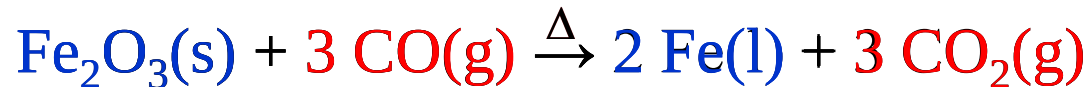
Combustíveis

Oxidação e Redução

- Oxidação
 - nox de algum elemento *aumenta* na reação.
- Redução
 - nox de algum elemento *diminui* na reação.

Oxirredução: Alguns Princípios Gerais

- A hematita é convertida em ferro em um alto forno.



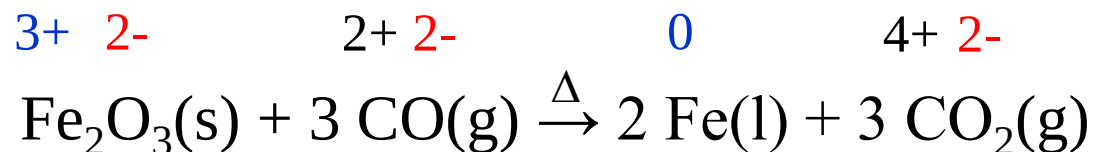
- A oxidação e a redução sempre ocorrem juntas.

Fe^{3+} é reduzido a ferro metálico.

$\text{CO}(\text{g})$ é oxidado a dióxido de carbono.

Mudanças de Estado de Oxidação

- Atribua números de oxidação:



Fe^{3+} é reduzido a ferro metálico.

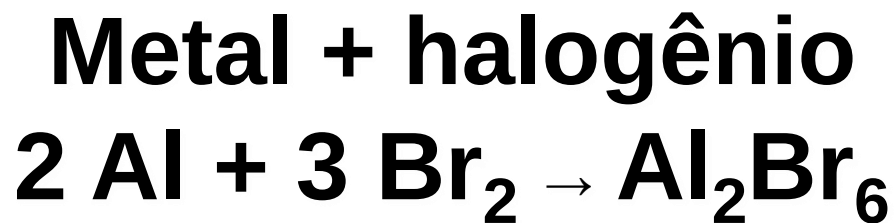
$\text{CO}(\text{g})$ é oxidado a dióxido de carbono.

Exemplos de Reações Redox: Reação Termita

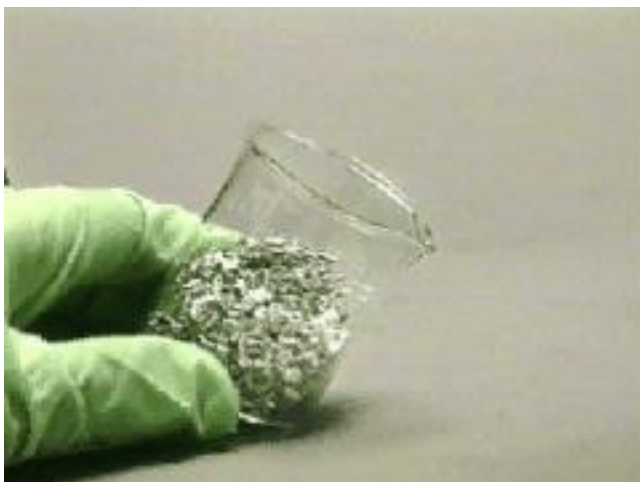
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$
- Usada para soldar trilhos de ferrovias
- Reação Termita

<https://www.youtube.com/watch?v=5uxsFglz2ig>

Exemplos de Reações Redox



Exemplos de Reações Redox



Metal + ácido



Mg = agente redutor

H^+ = agente oxidante



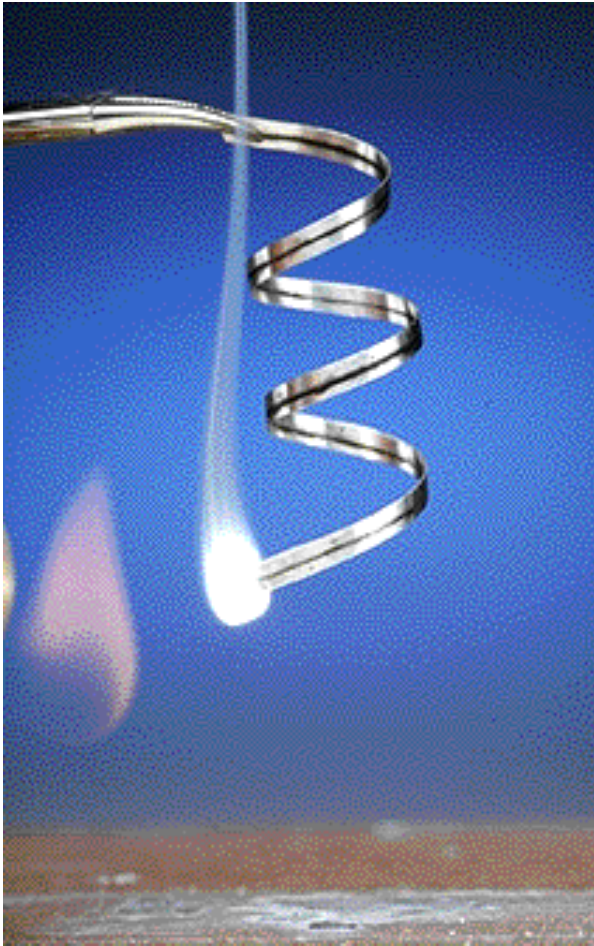
Reação entre gases



H_2 = agente redutor

O_2 = agente oxidante

Exemplos de Reações Redox



Açúcar + KClO_3

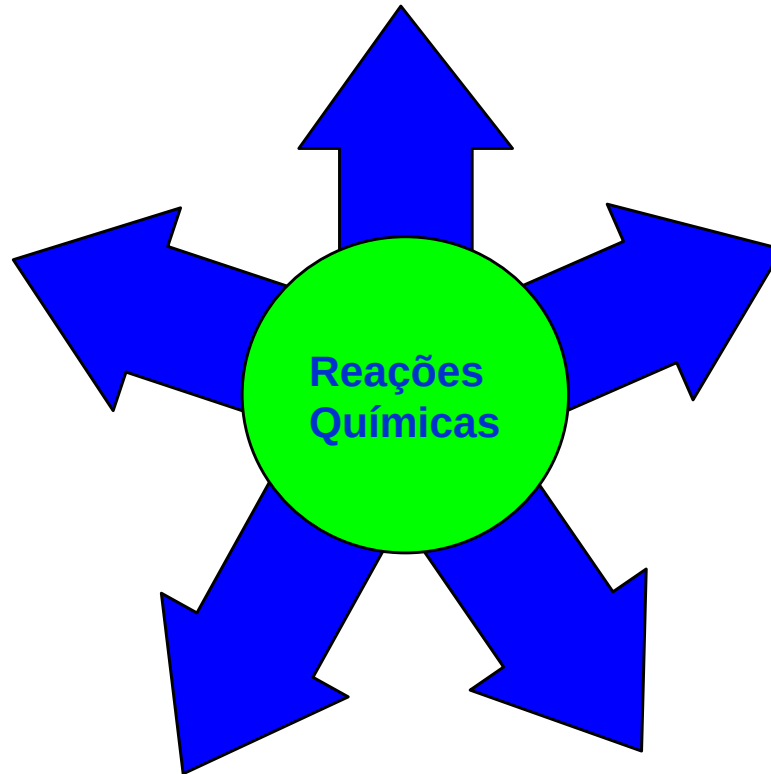
Metal (Mg) + Oxigênio



Reações de Precipitação

**Reações
formadoras
de gases**

**Reações
ácido-base**



**Reações
Redox**

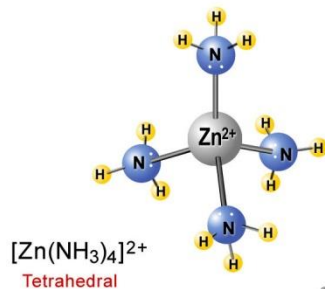
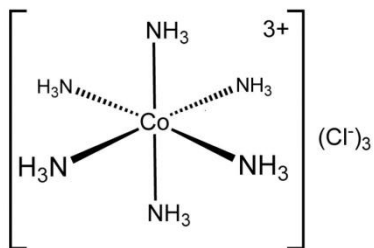
**Reações de
Complexação**

Reações de Complexação

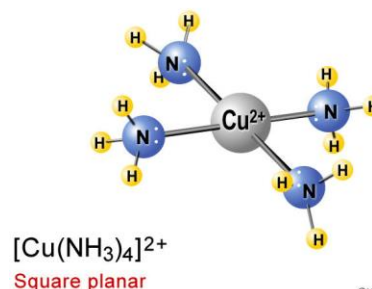
- Muito usadas em análises químicas
- Muitos complexos são fortemente coloridos, mas não todos.
- Complexos também são usados para extrair cátions de um solvente para outro, ou para dissolver precipitados pouco solúveis.
- Formados com metais de transição
- QFL-1332 – Química Inorgânica II: Química de Coordenação – disciplina inteira sobre a formação de complexos inorgânicos.

Formação de Complexos

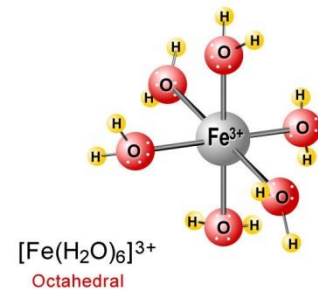
- A maioria dos íons de metais de transição reage com espécies doadoras de pares de elétrons, formando compostos de coordenação ou complexos.
- A espécie doadora (ligante) é um íon ou molécula que forma uma ligação covalente com um cátion ou átomo neutro por meio da doação de um par de elétrons, que 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.



©NCSSM 2003



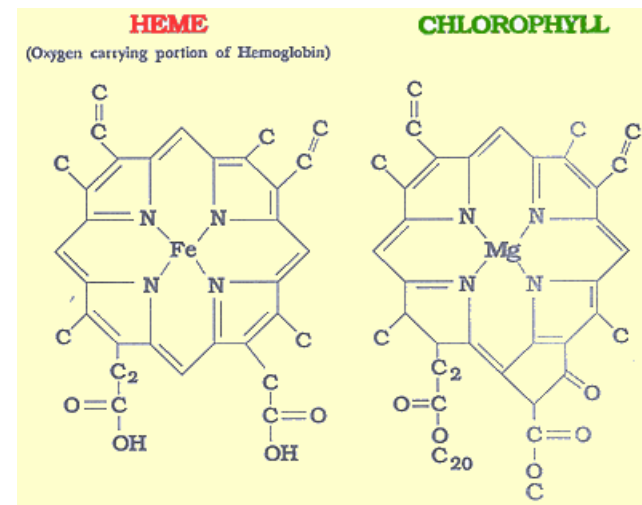
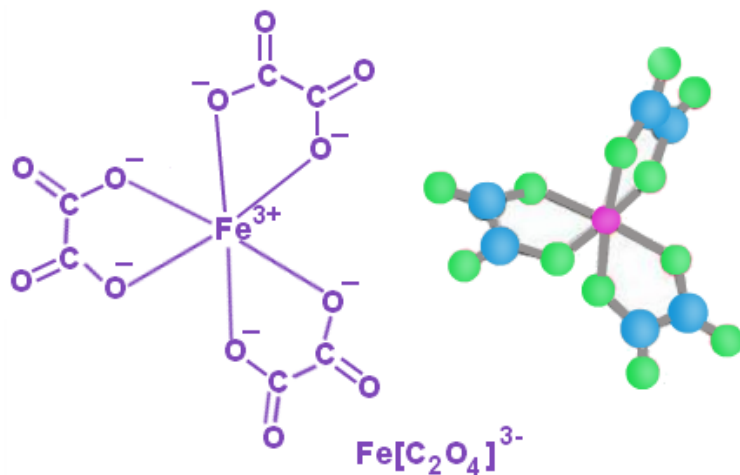
©NCSSM 2003



©NCSSM 2003

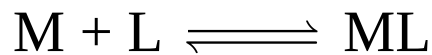
Formação de Complexos

- Os ligantes são classificados em termos do número de pares de elétrons disponíveis para doação ao metal: *monodentado* (amônia), *bidentado* (glicina), *tridentado* (dietilenotriamina-dien), *etc.*
- Existem ligantes de diferentes tamanhos: desde átomos individuais até grandes moléculas orgânicas.
- A seletividade de um ligante por um metal em relação a outros depende da estabilidade do complexo formado.
- Quanto maior for a constante de formação de um complexo metal-ligante, melhor será a seletividade para este metal em relação a complexos semelhantes formados com outros metais.

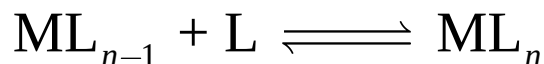
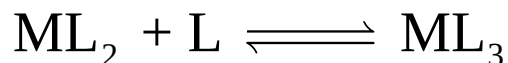
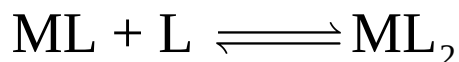


Formação de Complexos Solúveis

- Reações de complexação ocorrem entre um íon metálico M e um ligante L, formando um complexo ML:



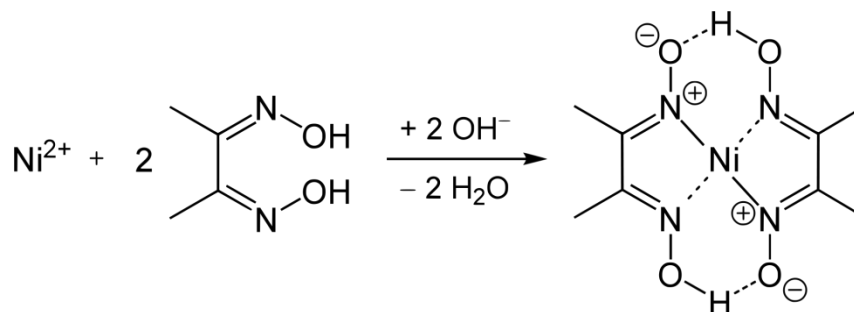
- Reações de complexação ocorrem em etapas sucessivas, e a reação acima é geralmente seguida de reações adicionais:



- Ligantes monodentados são sempre adicionados sequencialmente. No caso de ligantes polidentados, apenas um ou dois ligantes podem ser suficientes para satisfazer o número de coordenação do cátion.

Formação de Complexos Insolúveis

- A adição de ligantes a um metal pode levar a espécies insolúveis, como por exemplo na formação do complexo níquel-dimetilglioxima, $[\text{Ni}(\text{DMG})_2]$:



Em muitos casos, um complexo intermediário neutro pouco solúvel pode ser solubilizado pela adição de mais ligantes:

AgCl é insolúvel, mas em excesso de íons Cl^- leva à formação das espécies solúveis $[\text{AgCl}_2]^-$, $[\text{AgCl}_3]^{2-}$ e $[\text{AgCl}_4]^{3-}$

Resumindo

- Importância do estudo das transformações.
- Transformações químicas são representadas por meio de equações.
- Há vários tipos de reação química, dependendo da força motriz.
- Nas reações químicas, há um balanço de massa: “nada se cria, nada se perde, tudo se transforma” (Lavoisier).
- O balanço de massa: estequiometria das reações.

Listas de Exercícios

- 1. Resolvam!
- 2. Resolvam!
- 3. Resolvam!
- 4. Resolvam!