

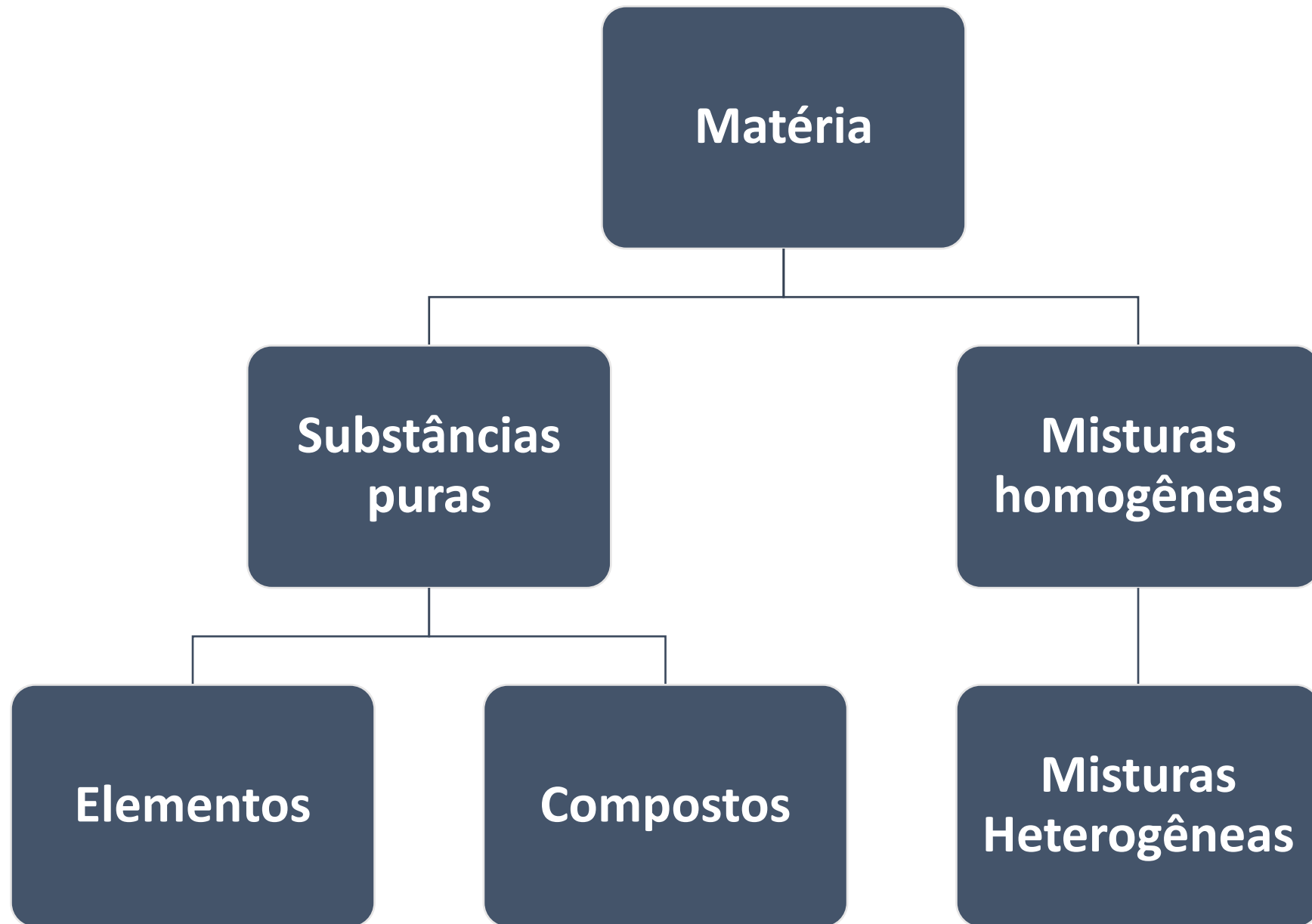
QFL 0137 – QUÍMICA GERAL

FARMÁCIA BIOQUÍMICA

1º Semestre - 2017

Misturas, soluções e unidades de concentração

- **Denise F. S. Petri (dfsp@iq.usp.br)**
 - Bloco 3 térreo, sala 307
 - Instituto de Química



Matéria

```
graph TD; A[Matéria] --- B[Substâncias puras];
```

**Substâncias
puras**

- **Composição determinada**
- **Não podem ser separadas por meios físicos**
- **T constante durante mudança de estado**

Matéria

Substâncias puras

Elementos

Compostos

- Substâncias puras mais simples
- Não podem ser decompostos
- Ex.: Carbono

- Dois ou mais elementos
- Podem ser decompostos
- Não podem ser separados por meios físicos
- Ex.: H₂O, NaCl

- **Composição variável**
- **Podem ser separadas por meios físicos**
- **T variável durante mudança de estado**

Misturas



Homogêneas

Heterogêneas

- **Dois ou mais componentes**
- **Fase única**

- **Dois ou mais componentes**
- **Duas ou mais fases**

Composto ≠ solução

O preparo de um composto geralmente envolve transformações fundamentais nas propriedades e estruturas (níveis atômicos e moleculares)

O preparo de uma solução pode liberar calor ou provocar uma mudança de cor, mas não promove transformações fundamentais nas propriedades e estruturas (níveis atômicos e moleculares)

Composição de compostos

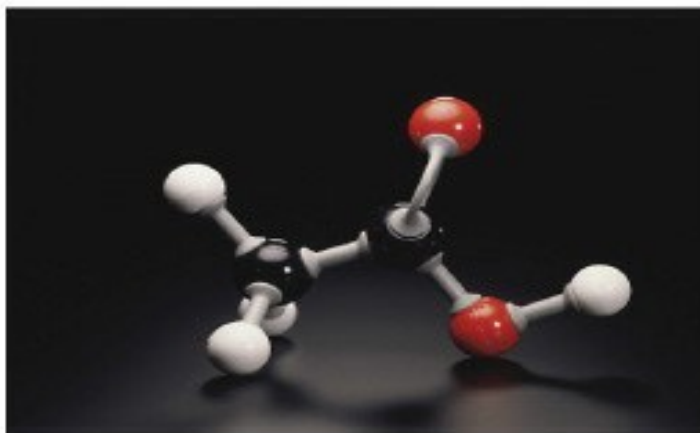
Problema:

Os elementos magnésio (Mg) e bromo (Br) combinam-se diretamente para formar o composto brometo de magnésio.

Quando 6,0 g de Mg são adicionados a 35,0 g de Br e reagem, após a reação restam 0,70 g de Mg, que não reagiu.

Qual a composição percentual do brometo de magnésio, em massa?

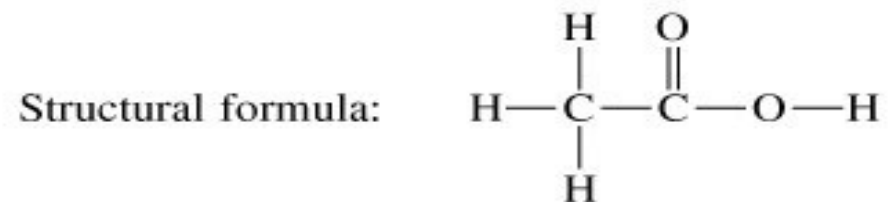
Compostos Moleculares



Molecular model:
("ball and stick")

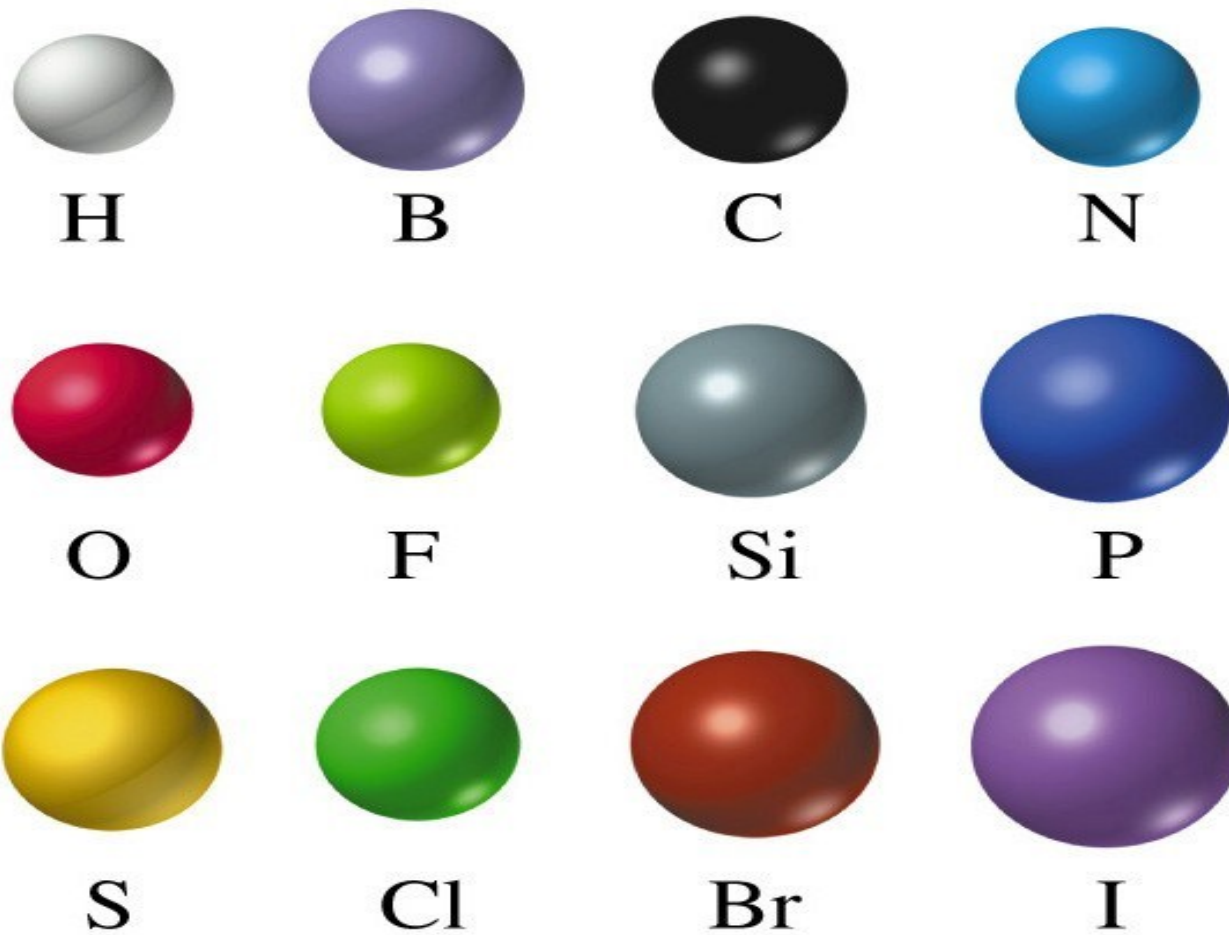
Empirical formula: CH_2O

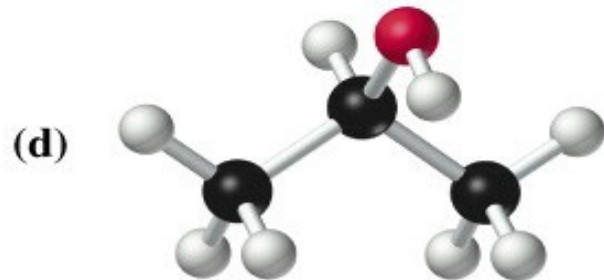
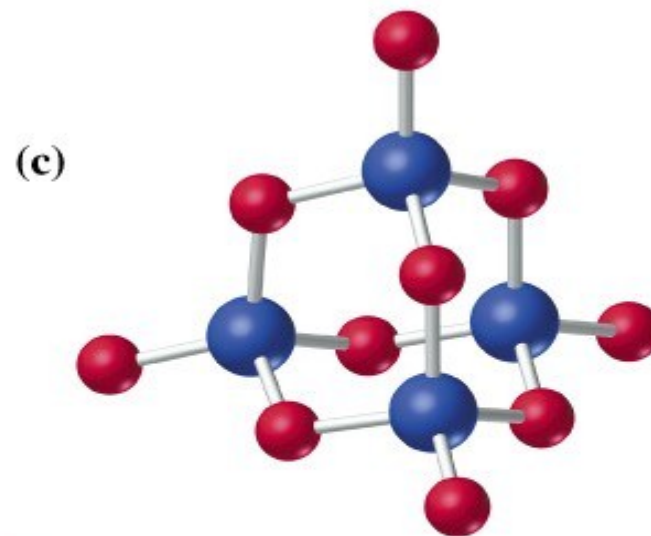
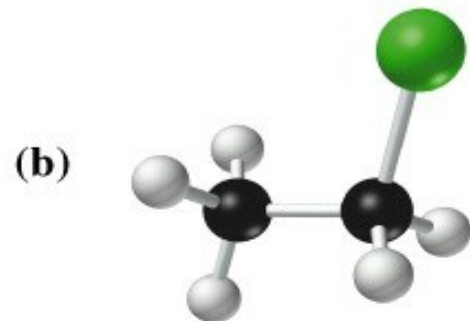
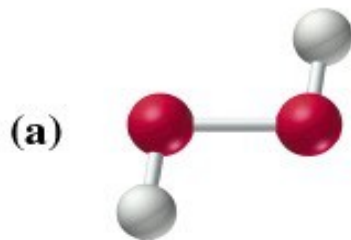
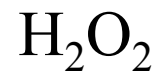
Molecular formula: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$



Molecular model:
("space-filling")

Esquema de Cores Padrão





Massa Molecular

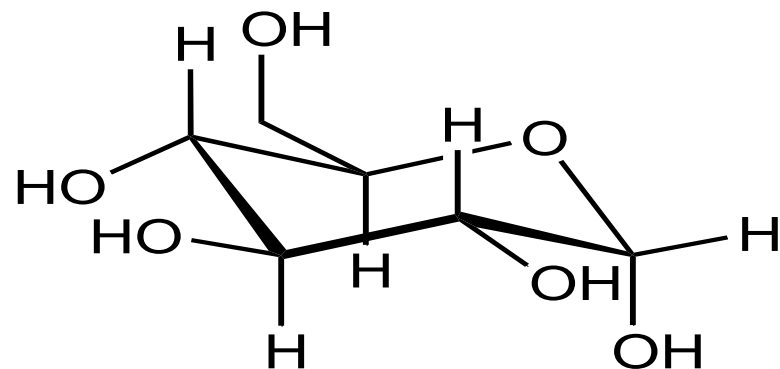
A **massa molecular** de uma substância é a massa de uma molécula dessa substância relativa à unidade de massa atômica u (igual a 1/12 da massa do isótopo carbono-12, ^{12}C).

A **massa molar** corresponde à massa de um mol de entidades elementares (átomos, moléculas, íons, grupos específicos, partículas, etc).

Exemplo:

- Massa molecular da água = 18,015 u
- Massa molar da água = 18,015 g/mol
- Massa de uma molécula de água = $2,99 \times 10^{-23}$ g

Massa Molecular



Glicose

Fórmula Molecular $C_6H_{12}O_6$

Fórmula empírica CH_2O

Massa Molecular: Mistura de isótopos que ocorrem naturalmente

$$6 \times 12.01 + 12 \times 1.01 + 6 \times 16.00 = 180.18$$

Massa Exata: Isótopos mais abundantes,

$$6 \times 12.000000 + 12 \times 1.007825 + 6 \times 15.994915 = 180.06339$$

Equação Química e Estequiometria

- A estequiometria inclui todas as relações *quantitativas* envolvendo:
 - Átomos
 - Moléculas.

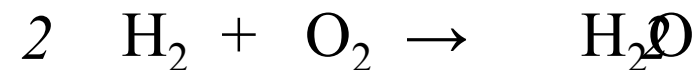
Exemplo

Relação entre o número de moles de reagentes e produtos.

Quantos moles of H₂O são produzidos pela queima de 2,72 moles de H₂ em excesso de O₂?

Escreva a equação química:

Balanceamento da equação:



Fator estequiométrico ou razão molar:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2.72 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} = 2.72 \text{ mol H}_2\text{O}$$

- Elementos ocorrem na natureza como uma mistura de isótopos.
- Carbono = 98.89% ^{12}C
1.11% ^{13}C
< 0.01% ^{14}C

Massa atômica média para o carbono

$$98.89\% \text{ de } 12 \text{ amu} + 1.11\% \text{ de } 13.0034 \text{ amu} =$$

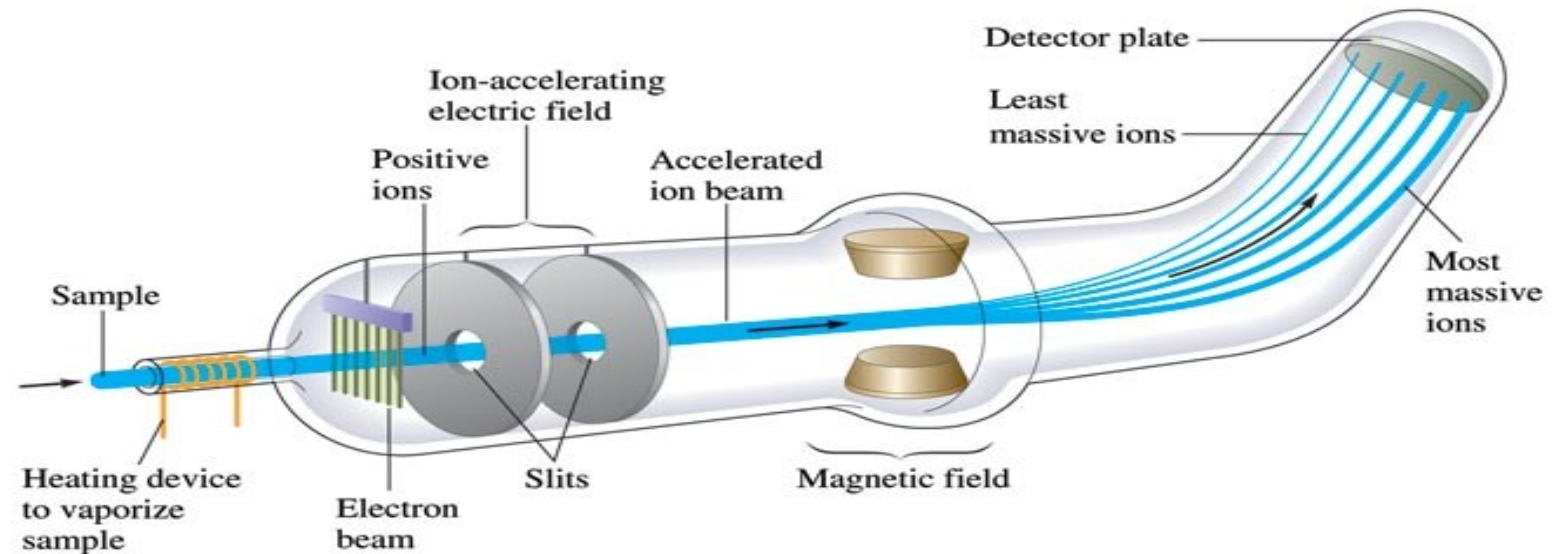
↑
exato

$$(0.9889)(12 \text{ amu}) + (0.0111)(13.0034 \text{ amu}) =$$

$$12.01 \text{ amu}$$

- Para efeitos estequiométricos podemos considerar o carbono como sendo composto de um único tipo de átomo de carbono com massa 12,01 amu.

Espectrometria de massas



- Número de átomos de carbono contido em exatamente 12 gramas de ^{12}C .
- 1 mol de qualquer coisa = 6.022×10^{23} unidades (número de Avogadro).
- 1 mol C = 6.022×10^{23} C átomos = 12.01 g C

Número de Avogadro

- **Número de Avogadro** (N) é o número de átomos em 12,01 gramas de carbono.
- Valor numérico: $6,022 \times 10^{23}$.
- Portanto, 12,01 g de carbono contem $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono.
- O **mol** (mol) é uma unidade de medida para uma quantidade de uma substância química.
- Um mol contem o número de Avogadro de partículas: $6,02 \times 10^{23}$ partículas.

$$1 \text{ mol} = \text{Número de Avogadro} = 6,02 \times 10^{23} \text{ unidades}$$

- Podemos usar essa relação para converter número de partículas em massa de uma substância (vice-versa).

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (Turi1776-1856), advogado e físico

Hipótese de Avogadro (1811):

“Volumes iguais de gases diferentes à mesma temperatura e pressão contêm o mesmo número de moléculas.”



Em 1865 o físico austríaco Josef Loschmidt calcula o número de moléculas por mol

Loschmidt'sche Zahl ou *Loschmidt-Zahl*

$$N_A = 6,022140857 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$



[CODATA Recommended Values](#). National Institute of Standards and Technology, 7. August 2015.

Exemplo

- Quantos átomos de Na existem em 0.120 mol de Na?
1 mole Na = $6,02 \times 10^{23}$ atoms Na.
- Quantos moles of K são $1,25 \times 10^{21}$ átomos de K?
- Quantos gramas pesam $12,04 \times 10^{24}$ átomos de flúor? (peso atômico F = 19,0)

Massa Molar

- A massa of qualquer substância expressa em gramas é a *massa molar mass* (MM) da substância.
- A massa atômica do Fe é 55,85 amu.
- Portanto, a massa molar do Fe é 55,85 g/mol.
- Na natureza, o oxigênio é um composto diatômico, O₂. A massa molar do gás oxigênio é 2 vezes a massa molar do átomo de oxigênio (16,00 g): 32,00 g/mol.

Calculando a Massa Molar

- A massa molar de uma substância é a soma das massas molares de cada um dos seus elementos.
- Qual a massa molar do nitrato de magnésio: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?
- A soma das massas atômicas é:

$$24.31 + 2(14.01 + 16.00 + 16.00 + 16.00) =$$

$$24.31 + 2(62.01) = 148.33 \text{ amu}$$

- A massa molar do $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ é 148.33 g/mol.

Exemplos de Cálculos

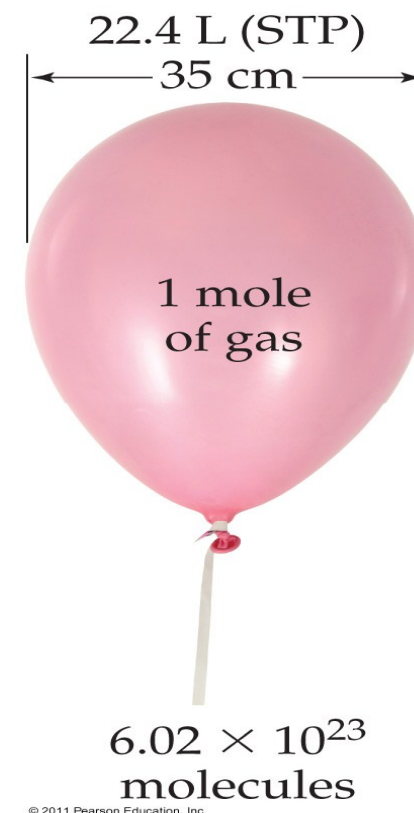
- Qual a massa de 1,33 moles of titanium, Ti (47,88 g/mol)
- Qual a massa de 2.55×10^{23} átomos de Pb (207,2 g/mol)?
- Quantas moléculas de O₂ estão presentes em 0,470 g de oxigênio gasoso?
- Qual a massa de uma única molécula de SO₂? Massa molar do SO₂: 64,07 g/mol.

Planejamento de Cálculos

- SEMPRE organize as informações da maneira mais clara possível
- SEMPRE apresente as quantidades e as unidades físicas; nunca coloque apenas os resultados.
- ATENÇÃO: unidades devem ser consistentes
- ATENÇÃO na conversão de unidades
- ATENÇÃO aos algarismos significativos

Volume Molar

- Em condições normais de pressão e temperatura, 1 mol de *qualquer* gás ocupa 22,4 L.
- O volume ocupado por um mol de gás (22,4 L) é o *volume molar*.
- Condições normais de pressão e temperatura (STP): 0 °C e 1 atm.



- Nova relação:

1 mol gás = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gás = 22,4 L gás

TABLE 9.1 MOLE RELATIONSHIPS FOR SELECTED GASES

GAS	NO. OF MOLES	NO. OF MOLECULES	MOLAR MASS	MOLAR VOLUME AT STP
hydrogen, H ₂	1.00	6.02×10^{23}	2.02 g/mol	22.4 L/mol
oxygen, O ₂	1.00	6.02×10^{23}	32.00 g/mol	22.4 L/mol
carbon dioxide, CO ₂	1.00	6.02×10^{23}	44.01 g/mol	22.4 L/mol
ammonia, NH ₃	1.00	6.02×10^{23}	17.04 g/mol	22.4 L/mol
argon, Ar*	1.00	6.02×10^{23}	39.95 g/mol	22.4 L/mol

*Argon gas is composed of atoms rather than molecules.

© 2011 Pearson Education, Inc.

Densidade dos Gases

- A densidade dos gases é muito menor do que a de líquidos.
- ***Densidade do gás*** na STP:

$$\frac{\text{massa molar (g)}}{\text{volume molar (L)}} = \text{densidade, g/L}$$

- Qual a densidade da amônia gasosa, NH_3 , nas STP?
- Massa molar da amônia.

$$14.01 + 3(1.01) = 17.04 \text{ g/mol}$$

- Volume molar da NH_3 nas STP é 22.4 L/mol.
- Densidade é massa/volume.

$$\frac{17.04 \text{ g/mol}}{22.4 \text{ L/mol}} = 0.761 \text{ g/L}$$

Exemplo de cálculo

- 1,96 g de um gás desconhecido ocupa 1,00 L nas STP. Qual a massa molar do gás?

$$\frac{1.96 \text{ g}}{1.00 \text{ L}} \times \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mole}} = 43.9 \text{ g/mol}$$

Unidades Molares

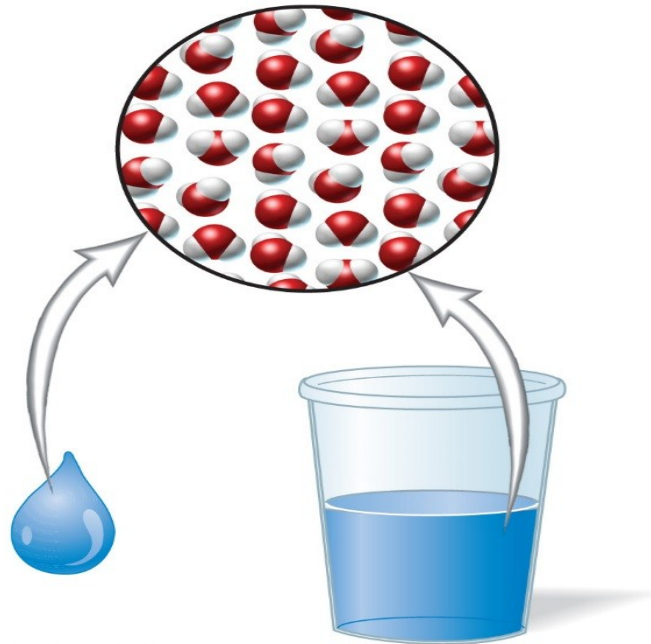
- Três interpretações para o mol:
 1. $1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23}$ partículas.
 2. $1 \text{ mol} =$ massa molar.
 3. $1 \text{ mol} = 22.4 \text{ L}$ nas STP para um gás.
- Podemos fazer interconversões entre moles, partículas, massa e volume.

Exemplos

- Uma amostra de metano, CH_4 , ocupa 4,50 L nas STP. Qual o número de moles de CH_4 presente?
- Qual a massa de 3,36 L de gás ozônio, O_3 , nas STP?
- Quantas moléculas de gás hidrogênio, H_2 , ocupam 0,500 L nas STP?

Composição Percentual

- A *composição percentual* de um composto indica a massa percentual de cada elemento.
- A composição percentual da H_2O é 11% de hidrogênio e 89% oxigênio.



© 2011 Pearson Education, Inc.

- Massa percentual de um elemento:

$$\text{mass \%} = \frac{\text{mass of element in compound}}{\text{mass of compound}} \times 100\%$$

Calculando a Composição Percentual

1. Supor 1 mol do composto.
2. 1 mol de H₂O contem 2 moles de hidrogênio e 1 mol of oxigênio:

$$2(1,01 \text{ g H}) + 1(16,00 \text{ g O}) = \text{massa molar H}_2\text{O}$$

$$2,02 \text{ g H} + 16,00 \text{ g O} = 18,02 \text{ g H}_2\text{O}$$

- Determinar a composição percentual da água comparando as massas de hidrogênio e oxigênio em água para a massa molar da água.

$$\frac{2,02 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100\% = 11,2\% \text{ H}$$

$$\frac{16,00 \text{ g O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100\% = 88,79\% \text{ O}$$

Fórmulas Empíricas

- A *fórmula empírica* de um composto é a relação de números inteiros de íons em uma unidade de fórmula ou átomos de cada elemento em um moléculas
- A fórmula molecular do benzeno é C_6H_6 .
 - A fórmula empírica do benzeno é CH.
- A fórmula molecular do octano é C_8H_{18} .
 - A fórmula empírica do octano é C_4H_9 .

Quais seriam as fórmulas empíricas das seguintes moléculas:

a) $C_6H_{12}O_6$ (glicose)

b) $C_8H_{10}N_4O_2$ (cafeína)

c) N_2O (óxido nitroso, gás hilariante)



Calculando Fórmulas Empíricas

- Podemos determinar a relação molar de cada elemento a partir da massa para determinar a fórmula empírica do óxido de rádio, Ra_xO_y .
 - Uma amostra de 1,640 g do metal Ra foi aquecida produzindo 1,755 g de óxido de rádio. Qual a fórmula empírica?
 - Temos 1,640 g Ra e $1,755 - 1,640 = 0.115$ g de O.

– A massa molar do Ra é 226,03 g/mol; a massa molar do oxigênio é 16,00 g/mol.

$$1,640 \text{ g Ra} \times \frac{1 \text{ mol Ra}}{226,03 \text{ g Ra}} = 0,00726 \text{ mol Ra}$$
$$0,115 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,00719 \text{ mol O}$$

- Temos $\text{Ra}_{0.00726}\text{O}_{0.00719}$. Simplificar dividindo pelo menor número.
- Obtemos $\text{Ra}_{1.01}\text{O}_{1.00} = \text{RaO}$ é a fórmula empírica.

Fórmula Empírica da Composição Percentual

- Suponha ter 100 gramas da amostra.
- Acetileno é 92,2% de carbono e 7,83% de hidrogênio. Qual a fórmula empírica?
 - Supondo 100 gramas de amostra, temos 92,2 g de C e 7,83 g de H.

- Calcular o número de moles de cada elemento:

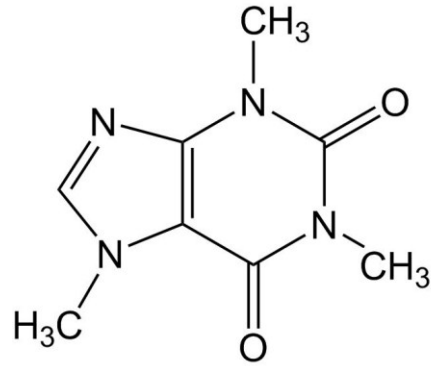
$$92,2 \text{ g } \cancel{\text{C}_x} \quad \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g } \cancel{\text{C}}} = 7,68 \text{ mol C}$$

$$7,83 \text{ g } \cancel{\text{H}_x} \quad \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g } \cancel{\text{H}}} = 7,75 \text{ mol H}$$

- A proporção entre os elementos no acetileno é $\text{C}_{7.68}\text{H}_{7.75}$. Dividindo pelo menor número:

$$\text{C } \frac{7,68}{7,68} \text{ H } \frac{7,75}{7,68} = \text{C}_{1,00}\text{H}_{1,01} = \text{CH}$$

Fórmula empírica e fórmula molecular



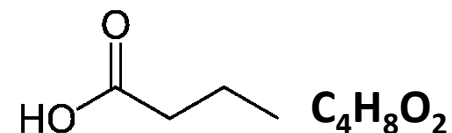
**Cafeína: fórmula molecular $C_8H_{10}O_2N_4$
fórmula empírica $C_4H_5ON_2$**

Em uma amostra com 0,15 moles de moléculas de cafeína, quantos moles de átomos de C, H, O e N estão presentes?

Resposta: ...

Fórmula empírica ou molecular → Análise elementar de um composto

Ex.: Qual é a análise elementar do ácido butanoico?



1 mol de $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ tem 4 moles de átomos de C, 8 moles de átomos de H e 2 moles de átomos de O

$$4 \times 12,0 \text{ g} = \underline{48,0 \text{ g}}$$

$$8 \times 1,01 \text{ g} = \underline{8,08 \text{ g}}$$

$$2 \times 16,0 \text{ g} = \underline{32,0 \text{ g}}$$

$$1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 = 88,1 \text{ g}$$

$$\% \text{ C} = 48,0/88,1 \times 100\% = 54,5 \%$$

$$\% \text{ H} = 8,08/88,1 \times 100\% = 9,17 \%$$

$$\% \text{ O} = 32,0/88,1 \times 100\% = 36,3 \%$$

Utilidade: Verificação da pureza de compostos!

Análise elementar de um composto → Fórmula empírica ou molecular

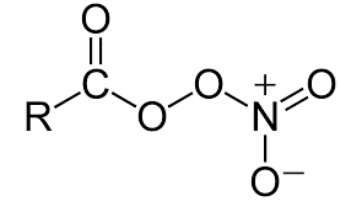
Ex.: Qual é a fórmula empírica do nitrato de peroxiacetila (NAP), sabendo que sua composição percentual em massa é:

19,8 % C

2,5 % H

66,1 % O

11,6 % N



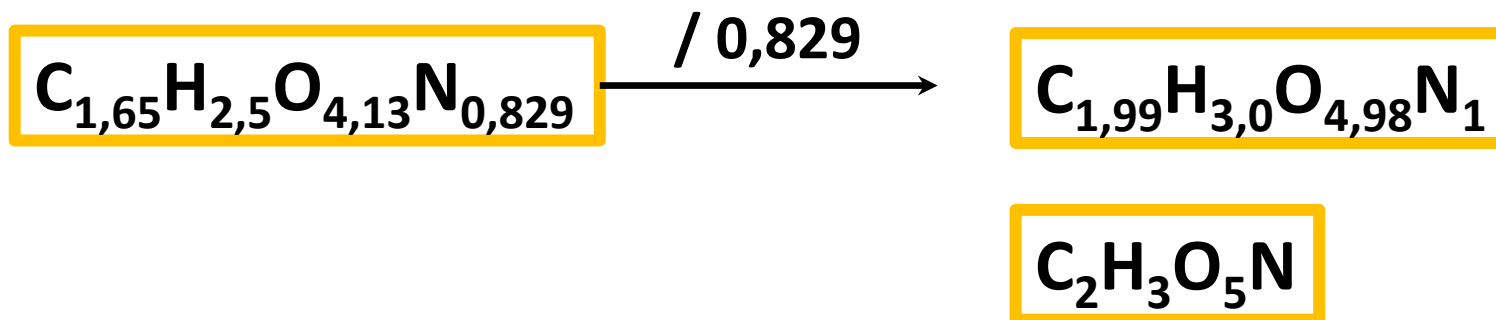
100 g de NAP

19,8 g C / 12,0 g C = 1,65 moles de C

2,5 g H / 1,01 g H = 2,5 moles de H

66,1 g O / 16,0 g O = 4,13 moles de O

11,6 g N / 14,0 g N = 0,829 moles de N

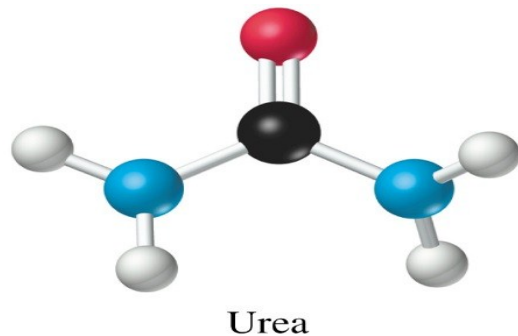


Reações Químicas em Solução

$$\text{Molaridade (M)} = \frac{\text{Quant. soluto (moles soluto)}}{\text{Volume de solução (L)}}$$

Unidade de concentração molar

Se 0,444 moles de urea forem dissolvidos em 1 L de água a concentração da solução é:



$$c_{\text{urea}} = \frac{0,444 \text{ moles urea}}{1,000 \text{ L}} = 0,444 \text{ M CO(NH}_2)_2$$

Exemplo

Cálculo da massa de soluto em uma solução de concentração (Molaridade) conhecida.

- preparar 0,2500 L (250 mL) de uma solução aquosa 0,250 M K_2CrO_4 . Qual a massa de K_2CrO_4 necessária?

Estratégia:

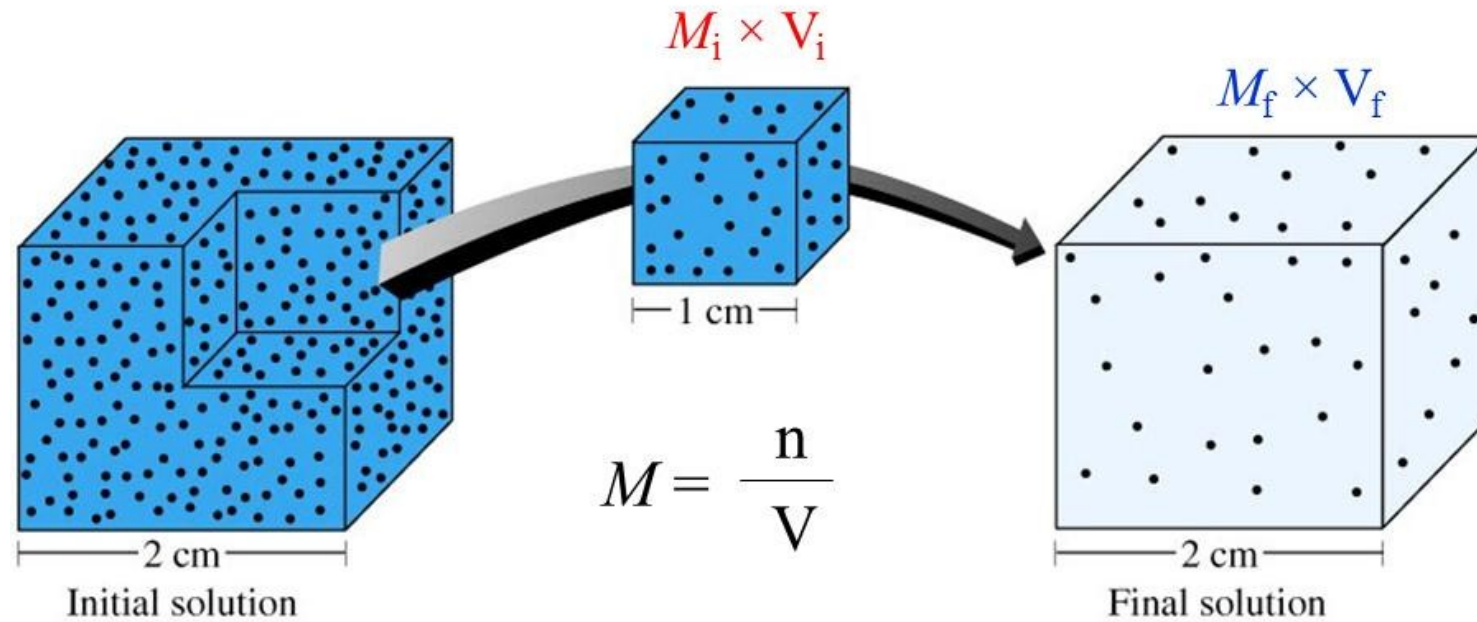
Volume \rightarrow moles \rightarrow massa

2 conversões!

equação:

$$m_{K_2CrO_4} = 0,2500 \text{ L} \times \frac{0,250 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} \times \frac{194,02 \text{ g}}{1,00 \text{ mol}} = 12,1 \text{ g}$$

Diluição de Soluções



$$M_i \times V_i = n_i = n_f = M_f \times V_f$$

$$M_f = \frac{M_i \times V_i}{V_f} = M_i \frac{V_i}{V_f}$$

Exemplo

Preparo de solução por diluição.

- Preparar uma solução 0.0100 M K_2CrO_4 . Qual o volume de solução 0.250 M K_2CrO_4 é necessário para preparar 0,250 L de 0,0100 M K_2CrO_4 ?

Estratégia:

$$M_f = M_i \frac{V_i}{V_f} \quad V_i = V_f \frac{M_f}{M_i}$$

Cálculo:

$$V_{\text{K}_2\text{CrO}_4} = 0,2500 \text{ L} \times \frac{0,0100 \text{ mol}}{1,00 \text{ L}} \times \frac{1,000 \text{ L}}{0,250 \text{ mol}} = 0,0100 \text{ L}$$

Outras unidades de concentração

$$\text{Molalidade } (m) = \frac{\text{Quant. soluto } (\textit{moles soluto})}{\text{massa de solvente (kg)}}$$

Unidade de concentração molal

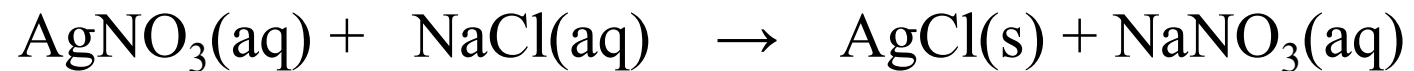
$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{Massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 100\%$$

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de solução}} \times 100\%$$

Tabela - Concentração de solução aquosa de sacarose, viscosidade relativa, densidade at 20 °C

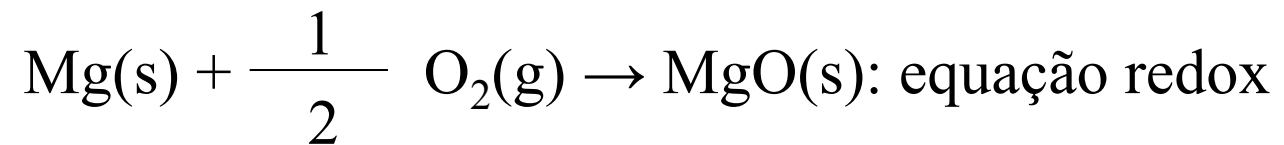
% Sacarose m/m	g/L	$\eta / \eta_{\text{água}}$	ρ
0	0	1.00	0.998
5	50.9	1.144	1.018
10	103.8	1.333	1.038
15	158.90	1.589	1.059
20	216.20	1.941	1.081
25	275.90	2.442	1.104
30	338.10	3.181	1.127
35	402.90	4.314	1.151
40	470.60	6.150	1.176
45	541.10	9.360	1.203
50	614.80	15.400	1.230
55	691.60	28.02	1.258
60	771.90	58.37	1.286
65	855.60	146.90	1.316
70	943.00	480.60	1.347
75	1034.00	2323.00	1.379

Equações Iônicas



$\text{NO}_3^-(\text{aq})$, $\text{Na}^+(\text{aq}) \rightarrow$ íons espectadores

Oxidação e Redução



Semi-reações:



Oxidação e Redução

- Oxidação

- Estado oxidação de algum elemento *aumenta* durante a reação.
- Elemento perde elétrons

- Redução

- Estado de oxidação de algum elemento *diminui* durante a reação.
- Elemento ganha elétrons.

Estados de Oxidação

- O estado de oxidação dos átomos em um elemento puro é zero
- Em um composto sem carga, a soma de todos os estados de oxidação é zero.
- Para íon simples, contendo apenas um elemento (Na^+ , Cl^-), o estado de oxidação é igual à carga do íon.
- Para íons contendo mais do que um elemento, a soma de todos os estados de oxidação é igual a carga do íon.
- Em compostos ou íons, alguns elementos apresentam estados de oxidação que raramente se alteram:

Estados de Oxidação

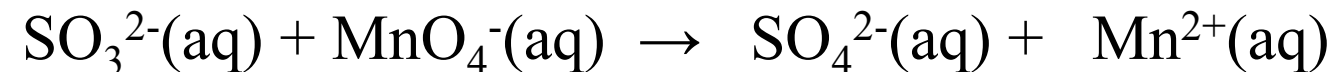
- F: -1 sempre
- O: -2 (exceto em O_2^{2-} , O_2^- , O_2F_2 e alguns óxidos metálicos como os encontrados em supercondutores)
- H: +1 (exceto quando combinado com metais, H^-).
- Cl: -1 (exceto quando combinado com O e F).
- Metais do grupo 1: +1
- Metais do grupo 2: +2
- O sinal é escrito sempre antes do número de oxidação, para evitar confusão com a carga.

Balanceamento de Reações Redox

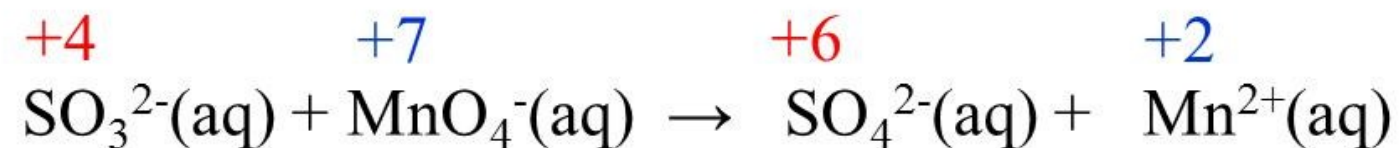
- Poucas podem ser balanceadas por inspeção.
- Procedimento sistemático.
- Método da semi-reação.

*Balanceamento de uma equação redox em **Solução Ácida**.*

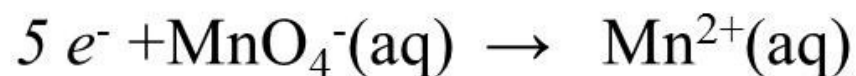
A reação abaixo é empregada para determinar a concentração de íons sulfito presente em água utilizada na indústria de papel. Escreva a equação balanceada.



Determine os estados de oxidação:



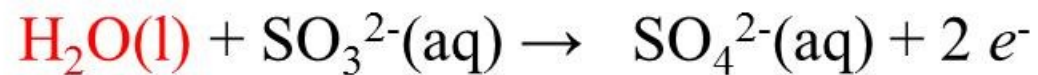
Escreva as semi-reações:



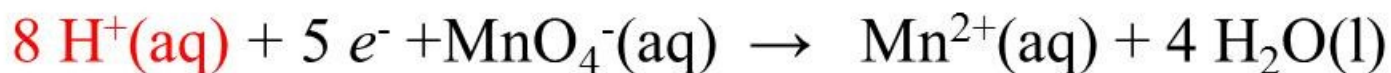
Balencei os elementos que não são O e H:

Estão balanceados.

Balanceamento de O adicionando H₂O:

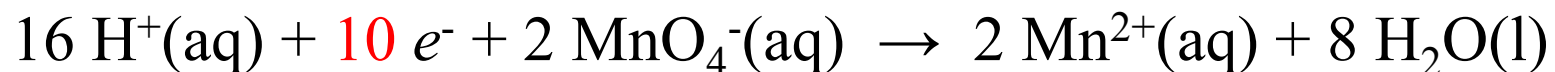


Balanceamento de hidrogênio adicionando H⁺:

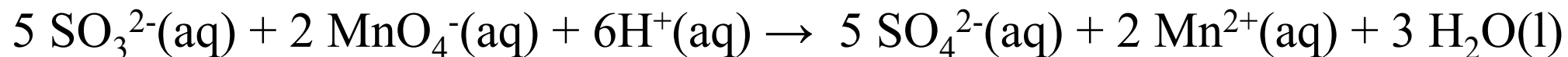


Verifique se as cargas estão balanceadas: Se necessário, adicione e⁻.

Multiplique as semi-reações para balancear todos os e⁻:



Some as semi-reações e simplifique:



Verifique o balanceamento!

Balanceamento em Solução Ácida

- Escreva as semi-reações
 - Balanceie todos os átomos, exceto H e O.
 - Balanceie oxigênio empregando H_2O .
 - Balanceie hidrogênio usando H^+ .
 - Balanceie as cargas usando e^- .
- Iguale o número de elétrons.
- Some as semi-reações.
- Verifique o balanceamento.

Balanceamento em Solução Básica

- OH^- aparecerá no lugar de H^+ .
- Proceda como se fosse solução ácida.
 - Adicione OH^- a cada lado para neutralizar H^+ .
 - Remova H_2O que aparecer nos dois lados da equação.
- Verifique o balanceamento.