



# Química Geral 1 - Aula 10

Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy  
Ribeiro

Laboratório de Ciências Químicas – LCQUI

Prof. Sergio Luis Cardoso



# Composição Percentual

**"Composição Percentual"** refere-se a % em massa de cada elemento presente em um composto

Por exemplo: a composição % do  $\text{CO}_2$  é  
27.29 % C e 72.71 % O

**Como calculamos estes números?**

(Exceto quando solicitado, sempre escreva a composição percentual com 4 algarismos significativos)

# % em massa de um elemento em um composto

$$\% = \frac{\text{massa do elemento no composto}}{\text{massa total do composto}} \times 100$$

Qual a composição percentual em massa de Fe e O no óxido de ferro (III) –  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

Dados: Pesos atômicos – Fe = 55,847 u

O = 15,9994 u



## Exercícios:

**1 - Uma amostra de 8,657 g de um líquido desconhecido foi decomposta nos seus elementos fornecendo 5,217 g de carbono, 0,9620 g de hidrogênio e 2,478 g de oxigênio. Qual é a composição percentual deste composto?**

**Lembre-se:  $\% = (\text{parte/todo}) \times 100$**

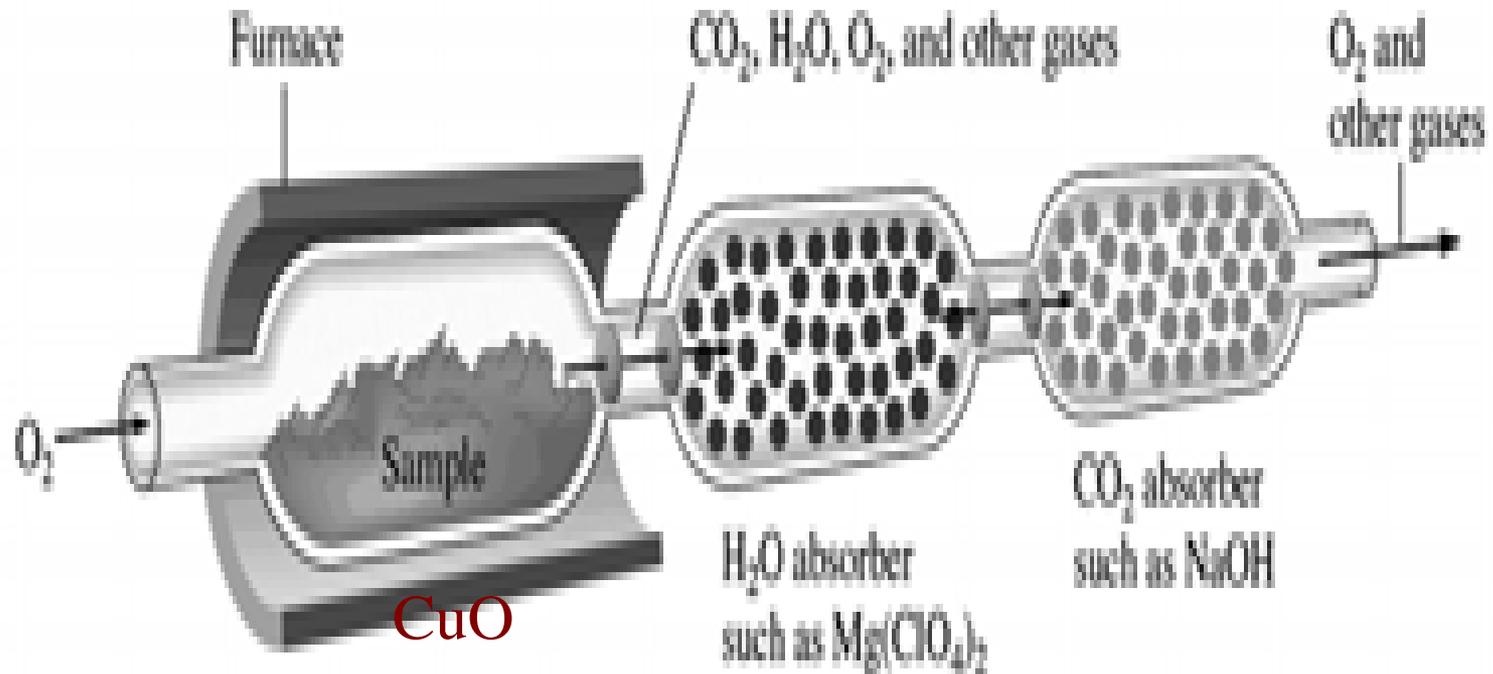
**2 – As massas percentuais de 25,94% em N e 74,06% de O correspondem a fórmula  $\text{N}_2\text{O}_5$ ?**

# Fórmulas Empíricas

**"Fórmula empírica"** refere-se a uma fórmula química baseada em evidência experimental preliminar. A fórmula empírica é obtida através de evidências experimentais básicas relacionadas a composição percentual. Somente podemos estabelecer a razão mínima entre os elementos presentes no composto e não a quantidade total de cada elemento.

Por este motivo, muitas vezes confunde-se o significado da palavra "empírica" com "mínima." - desde que isso fique claro podemos utilizar também a nomenclatura: **Fórmula mínima**

# Como determinamos a fórmula empírica?



Instrumento para determinar porcentagens de carbono e hidrogênio em um composto. O óxido de cobre ajuda a oxidar os traços de carbono e monóxido de carbono a dióxido de carbono e oxidar hidrogênio a água

A fórmula empírica (mínima) é baseada em experimentos que fornecem a quantidade de matéria de cada elemento na amostra do composto.

**Análise por combustão** – técnica mais usada para compostos contendo principalmente carbono e hidrogênio como seus elementos constituintes.



As quantidades de  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  produzidas são determinadas pela medida no aumento da massa do reagente adsorvente. A partir destes valores podemos calcular a quantidade de matéria de C e H no composto original e, a seguir a fórmula mínima em C e H. Se existe outro elemento presente, sua massa pode ser determinada subtraíndo-se as massas de C e H da massa total do composto utilizada na combustão.

# Exemplo

A análise de uma amostra de ácido ascórbico (vitamina C) indicou que o mesmo contém 40,92% de C, 4,58% de H e 54,40% de O em massa. Qual é a fórmula mínima do ácido ascórbico?

Resp.: Vamos assumir que temos 100 g de material (ácido ascórbico) e desta forma a amostra contém:

40,92 g de C = 3,407 mol de C

4,58 g de H = 4,54 mol de H

54,50 g de O = 3,406 mol de O

Qual a relação mais simples para estas quantidades? Dividimos tudo pelo menor número (3,406)

$C = 3,407/3,406 = 1,000$

$H = 4,54/3,406 = 1,33$  (valor muito maior que 1 – não é erro experimental)

$O = 3,406/3,406 = 1,000$

C:H:O = 1:1,33:1) – a menor relação aproximadamente inteira será obtida se multiplicarmos esta razão por 3 = 3:4:3 sugerindo uma fórmula mínima =



# Exemplo

Qual é a fórmula empírica de um composto que contém 70,1% de prata, 6,90% de C e 23% de O em massa? Dado: peso atômica Ag = 107,8682 u

Resp.: Vamos assumir que temos 100 g de material e desta forma a amostra contém:

70,10 g de Ag = 0,64987 mol de Ag

6,90 g de C = 0,5745 mol de C

23,00 g de O = 1,4375 mol de O

Qual a relação mais simples para estas quantidades? Dividimos tudo pelo menor número (0,5745)

Ag =  $0,64987/0,5745 = 1,13$

C =  $0,5745/0,5745 = 1$

O =  $1,4375/0,5745 = 2,5$

Ag:C:O = 1,13:1:2,5) – a menor relação **aproximadamente** inteira será obtida se multiplicarmos esta razão por 2 = 2:2:5 sugerindo uma fórmula mínima =

**Ag<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>5</sub>** - **pesquisar que composto poderia ser!**

# Exercícios

- 1 - Uma amostra de 0.5438 g de um líquido formado somente por C, H e O foi queimada em oxigênio puro fornecendo 1.039 g de  $\text{CO}_2$  e 0.6369 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Qual a fórmula empírica deste composto?
- 2 – A análise quantitativa de um composto de mercúrio e iodo indicou a presença de 2,65 g de mercúrio e 3,35 g de iodo. Determine a fórmula empírica (mínima) deste composto. Dados: pesos atômicos – Hg = 200,59 u e I = 126,90447 u

$$2,25 \text{ g de Hg} = 2,25/200,59 \text{ mol} = 0,0132 \text{ mol}$$

$$3,35 \text{ g de I} = 3,35/126,90447 \text{ mol} = 0,02564 \text{ mol}$$

Demonstrando que a razão entre Hg:I = 0,0132:0,02564

Dividindo-se por 0,0132 obtemos

$$\text{Hg} = 0,0132/0,0132 = 1 \quad \text{e} \quad \text{I} = 0,02564/0,0132 = 1,94$$

Fórmula =  $\text{HgI}_2$

Faça os cálculos arredondando o número de mols para 2 casas decimais e veja o resultado!

A fórmula empírica fornece a relação em massa dos átomos que compõem a substância. Muitas substâncias diferentes possuem a mesma fórmula mínima! **Como identificar as composições reais presentes nas substâncias?**  
**ATRAVÉS DA FÓRMULA MOLECULAR**

Fórmula empírica (mínima) = CH

Fórmula molecular = (fórmula empírica)<sub>n</sub>, onde

**n** = inteiro

Fórmula molecular = (CH)<sub>6</sub> = C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

**Como determinar o valor do n múltiplo que corresponde a composição real da substância?**

Fórmula empírica = **(CH)** — peso da fórmula empírica =  $12,0107 + 1,00794 = 13,01864$  u

Fórmula molecular = **(CH)**<sub>n</sub> = **C<sub>?</sub>H<sub>?</sub>**

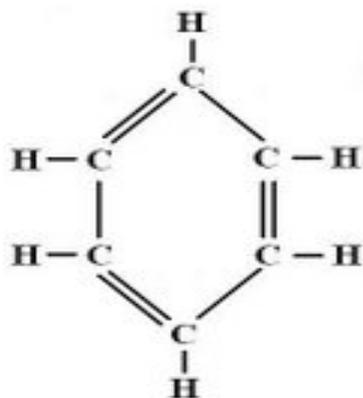
Se conhecemos ao peso molecular da substância, podemos dividi-la pelo peso da fórmula empírica obtendo assim a razão múltipla

**Ex. Peso Molecular = 78 u então  $n = 78/13,01864 = 5,99 = 6$**

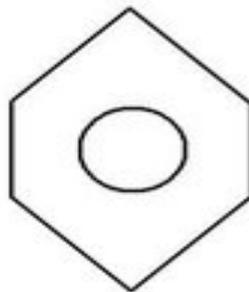
Fórmula empírica = **(CH)** — peso da fórmula empírica =  $12,0107 + 1,00794 = 13,01864$  u

**Peso molecular da substância = 78 u logo  $n = 6$**

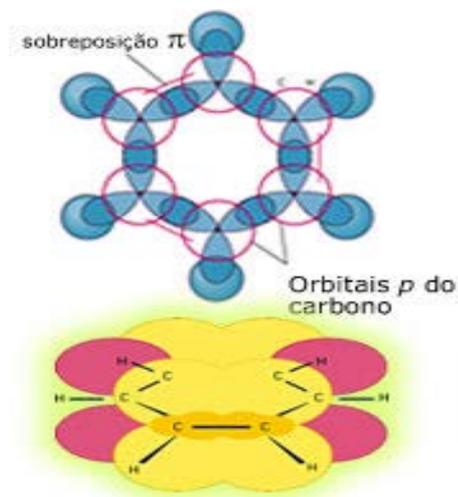
Fórmula molecular = **(CH)**<sub>6</sub> = **C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>**



Fórmula Estrutural do Benzeno

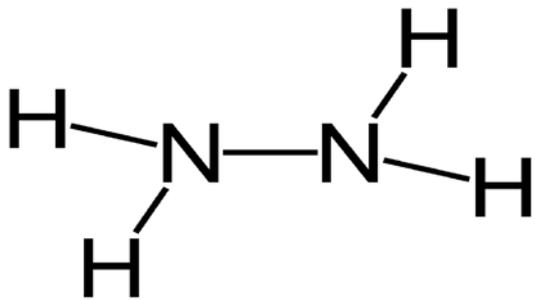


Fórmula Estrutural do Benzeno simplificada



Hidrazina é atualmente utilizada como combustível para foguetes (**por que?**). Sua formula molecular é  **$N_2H_4$** .

Esta fórmula indica que cada molécula possui 2 átomos de N e 4 átomos H. (não é apenas uma razão é sim a relação real – a sua fórmula mínima é  **$NH_2$** )



Seu Peso Molecular é  **$2(14.01u) + 4(1.008u) = 32.05 \text{ u/molecula}$**  ou  **$32.05 \text{ g/mol}$**

Sua formula empírica é  **$N_1H_2$** , ou simplesmente  **$NH_2$** .

Seu peso empírico (PE) é  **$16.03 \text{ u}$**

- *Fórmula molecular*

**Peso Molecular = 32.05 u/molecula ou 32.05g/mol**

- *Fórmula empírica*

**(PE) = 16.03 u/fórmula empírica ou 16.03 g/mol**

**Note: O Peso Molecular (PM) é um múltiplo do Peso Empírico PE).**

**Divida o PM por PE para determinar qual o valor múltiplo e multiplique a fórmula empírica por este múltiplo para obter a fórmula molecular.**

## Exercício

**O Estireno, substância utilizada na fabricação de poliestireno, possui a fórmula empírica CH. Seu peso molecular é  $104 \text{ g mol}^{-1}$ . Qual é a sua fórmula molecular?**

**Você consegue imaginar uma fórmula estrutural para o estireno?**

# Cálculo Estequiométrico

- ❖ **Definição:** é o cálculo das quantidades de substâncias produzidas ou consumidas numa reação química (leis ponderais).
- ❖ **Importante:** os coeficientes de uma reação química balanceada fornecem a relação molar entre as substâncias que participam da reação.

**Ex.:** A equação:  $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ , revela que 2 moles de  $2\text{H}_{2(g)}$  reagem com 1 mol de  $\text{O}_{2(g)}$  formando 2 moles de  $2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ .

# Exercício:

❖ Quantos gramas de oxigênio são necessários para queimar 50 mols de monóxido de carbono?

1)  $m \text{ (g) O}_2 = ?$

2) **Reagentes:** CO e O<sub>2</sub> / **Produtos:** CO<sub>2</sub>

3) **Reação:**  $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$

4) dados: 50 moles CO

5) 2 moles CO \_\_\_ 1 mol O<sub>2</sub>

50 moles CO \_\_\_ X moles O<sub>2</sub>  $\Rightarrow n = 25$  moles O<sub>2</sub>

6)  $n = m / \text{PM} \Rightarrow 25 = m / 32 \Rightarrow m = 800\text{g de O}_2$

## Exercícios

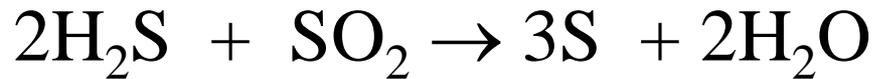
- 1) Que massa , em gramas , de sulfato de sódio é obtida pela neutralização de 20 mols de hidróxido de sódio, com ácido sulfúrico suficiente?
- 2) Qual o volume de amônia, nas CNTP, obtido na síntese direta a partir de 12g de hidrogênio e excesso de nitrogênio?

## Grau de Pureza:

- 1) Qual a massa de cloreto de cálcio obtida quando se trata 46,25g de hidróxido de cálcio, contendo 20% de impurezas, com ácido clorídrico suficiente?
- 2) Na queima de 30g de grafite, com 80% de pureza, qual o volume de  $\text{CO}_2$  obtido nas CNTP?

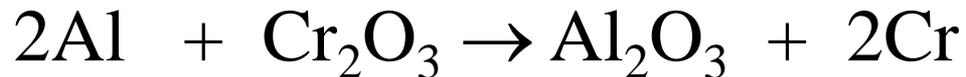
## Reagente Limite / Reagente em excesso:

1) O  $\text{H}_2\text{S}$  reage com o  $\text{SO}_2$  segundo a reação :



Qual o número de moles de S, que pode ser formado quando se faz reagir 5 moles de  $\text{H}_2\text{S}$  com 2 mols de  $\text{SO}_2$ ?

2) Cromo metálico pode ser produzido pela redução do  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  com alumínio segundo a equação:



Supondo reação completa , Qual a massa de cromo produzida pela reação de 5,4 Kg de Al com 20 Kg de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ?

## Rendimento:

- 1) A reação entre cloreto de cálcio e nitrato de potássio apresenta um rendimento de 90%. Qual é a massa de precipitado obtida a partir de 44,4g de  $\text{CaCl}_2$  ?
- 2) Na combustão de 36g de grafite puro foram obtidos 50,4L, nas CNTP, de  $\text{CO}_{2(g)}$ . Qual é o rendimento desse processo?