

Química Geral I prof. Barbieri

### Capítulo III

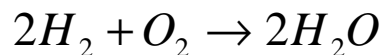
#### III-Cálculo estequiométrico

**III-a) Cálculo estequiométrico:** é calculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas feitos com base nas LEIS DAS REAÇÕES e executado, em geral, com o auxílio das equações químicas correspondentes.

Essas leis baseadas são: (lei da conservação da massa, Leis proporções fixas, Leis das proporções múltiplas).

**Equação química:** é a representação gráfica e abreviada de uma reação química.

Em toda equação química notamos:



Reagente

Produto

**Formulas:** indicam quais são as substâncias da reação química ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2O$ ).

**Coefficientes:** indica a proporção de moléculas que participam na reação (2,1,2).

#### III-b) Leis das reações químicas:

##### **b.1) Lei de Lavoisier**

A lei de Lavoisier pode também ser chamada de lei da conservação de massa e pode ser enunciada como: numa reação química, a soma das massas dos reagentes é sempre igual à soma das massas dos produtos da reação.

Ex: Lâmpada de flash (descartável para fotografia). A massa é a mesma depois de ser usada, após o disparo da foto, ocorre a reação  $2Mg$  (fio

metálico)+O<sub>2</sub> → 2 MgO , a lâmpada fica esbranquiçada devido a formação de MgO e o peso não se altera.

### **b.2) Lei de Proust**

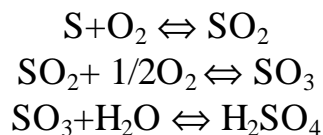
A lei de Proust pode ser também chamada de lei das proporções constantes ou proporções fixas e seu enunciado é o seguinte: uma determinada substância, qualquer que seja sua origem, é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, combinados na mesma proporção em massa.

EX: Utilizando varias amostras de água (chuva, rios, lago) purificando essas águas através de calor, eletricidade e após separando o H do O, no final pesando todas essas amostras, qualquer que seja sua origem, mostra que sempre haverá o H e O e estão sempre combinados na proporção 1:8 em massa.

$$\frac{H}{O} = \frac{10}{80} = \frac{4}{32} = \frac{0,3}{2,4} = \frac{50}{400}$$

### **b.3) Lei de Dalton**

A lei de Dalton também pode ser chamada de lei proporções múltiplas e diz que: quando 2 elementos químicos formam vários compostos, fixando-se a massa de um dos elementos, as massas do outro elemento varia numa proporção de números inteiros pequenos.

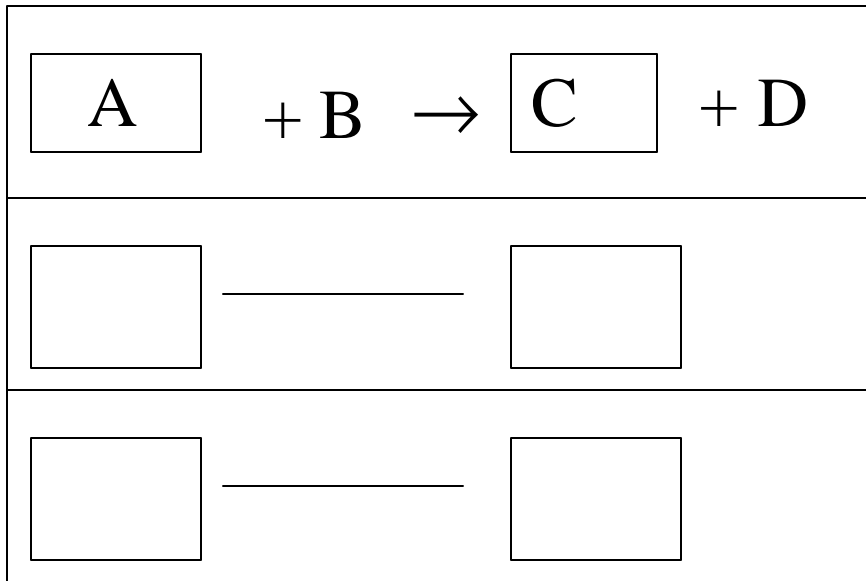


### **III-a) Cálculo estequiométrico:**

Regras fundamentais:

1. Escrever a equação química mencionada no problema;
2. Acertar os coeficientes dessa equação (lembre-se de que os coeficientes indicam a proporção em números de mols existentes entre os participantes da reação (balanceamento));
3. Estabelecer uma regra de três entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo aos coeficientes da equação, que poderá ser escrita em massa, volume e ainda em números de mols.

Regras praticas:



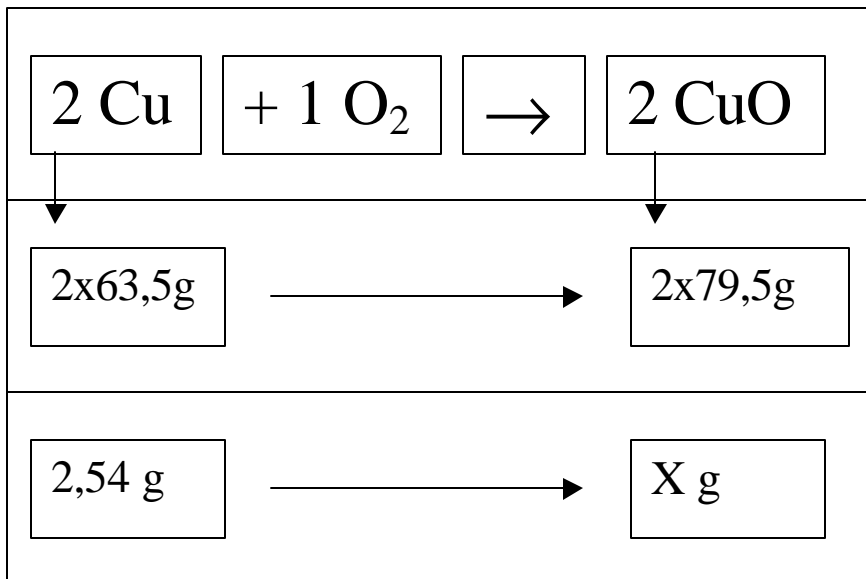
⇐ equação química balanceada

⇐ proporção teórica (obtida na equação)

⇐ proporção entre o dado e a pergunta

EX: Calcular a massa de óxido cúprico obtido a partir de 2,54 g de Cu metálico. Massa atômica: (O= 16u, Cu= 63,5u).

Resolução



⇐ equação química balanceada

⇐ proporção teórica (obtida na equação)

⇐ proporção entre o dado e a pergunta

Resposta:  $x = 3,18 \text{ g}$  de CuO

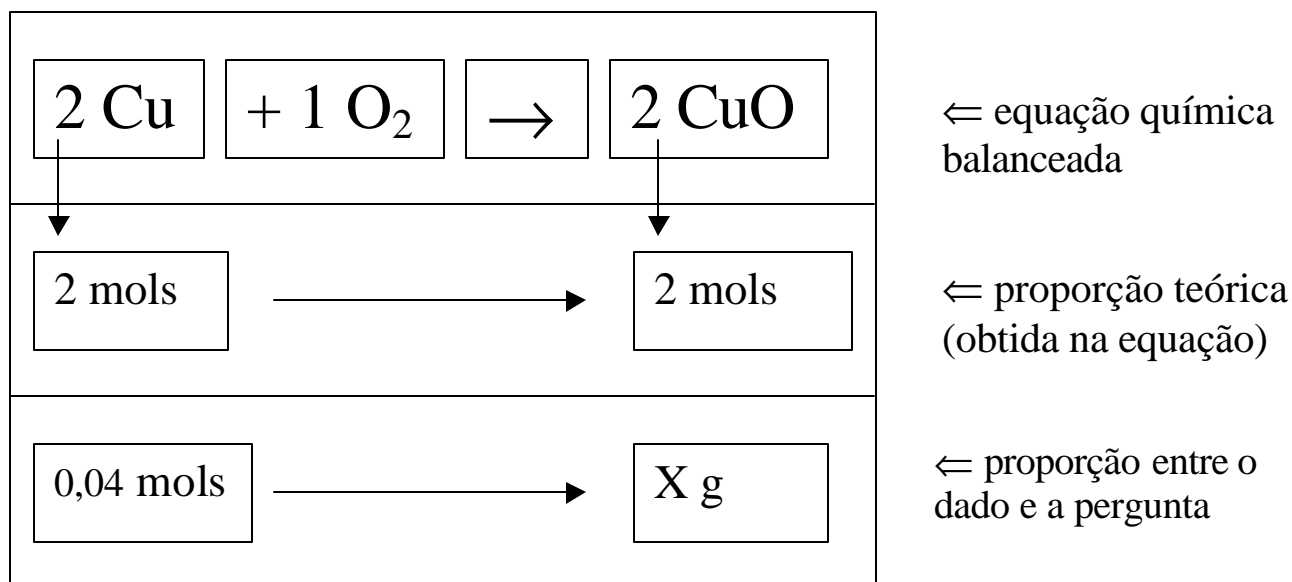
2 Cu	+	O <sub>2</sub>	→	2 CuO	
2 mols		1 mol	→	2 mols	mols
2x 63,5 g		1x32g	→	2x79,5g	massa
2N moléculas		1N moléculas	→	2N moléculas	moléculas
2x1 N átomos		2 N átomos		2x2 N átomos	Átomos

Onde N é número de avogadro.

EX2: Calcular o número de mols do óxido cúprico referido ao exemplo anterior

Resolução

$$n = \frac{m}{MM} = \frac{2,54g}{63,5g/mol} = 0,04mols$$



Resposta: x = 0,04 mols.

Exercícios da pg 44 e 45 do livro Tassinari.