



## Estequiometria

### 1- Conceito

Podemos definir estequiometria como a parte da química que estuda e analisa as relações quantitativas entre os elementos que se combinam para formar uma substância composta.

### 2- Revisão de alguns conceitos importantes

**relação de mols, massa, número de átomos ou moléculas e volume:**

1 mol de átomos/moléculas =  $6,02 \times 10^{23}$  átomos/moléculas = 22,4 L de gás do átomo ou moléculas, na CNTP

#### -Definindo a relação para átomos:

Exemplo de átomo: C (carbono)

1 mol de átomos corresponde à massa atômica expressa em gramas, um número igual a  $6,0 \times 10^{23}$  átomos, que, se forem de um gás e estiverem nas CNTP, ocuparão um volume de 22,4 L.

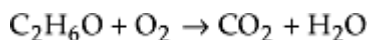
#### -Definindo a relação para moléculas:

Exemplo de molécula: H<sub>2</sub>O (água)

1 mol de moléculas corresponde à massa molecular expressa em gramas, um número igual a  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas, que, se forem de um gás e estiverem nas CNTP, ocuparão um volume de 22,4 L.

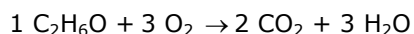
#### Exemplo:

Como exemplo podemos citar a reação de combustão do álcool etílico:



A reação acima não está balanceada, pois o número de átomos dos reagentes é diferentes no número de átomos dos produtos.

Como o **primeiro** passo para se fazer um cálculo estequiométrico devemos balancear a equação:



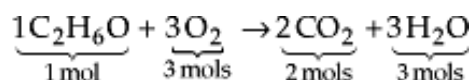
Agora temos uma reação balanceada, com o mesmo número de átomos dos dois lados.

Na reação temos, por exemplo, três mols de O<sub>2</sub>, então, podemos afirmar:

3 mol de O<sub>2</sub> =  $3 \times 32 \text{ g} = 3 \times 6 \times 10^{23}$  moléculas =  $3 \times 22,4 \text{ L}$ .

**OBS:** fazer em aula as relações das moléculas restantes da reação acima.

No **segundo** passo devemos relacionar os coeficientes com mols. Teremos assim uma proporção inicial em mols:



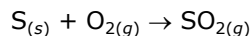
O **terceiro** passo é estabelecer entre o dado e a pergunta do problema uma regra de três. Esta regra de três deve obedecer aos coeficientes da equação química e poderá ser estabelecida, a partir da proporção em mols, em função da massa, em volume, número de moléculas, entre outros, conforme o tipo do problema. Veremos quais são os tipos a seguir.

### Tipos de Cálculos Estequiométricos

#### Relação Quantidade em Mols – Quantidade em Mols

Os dados do problema e as quantidades incógnitas pedidas são expressos em termos de quantidade em mols.

Ex: Quantos mols de SO<sub>2</sub> São produzidos com 2,5 mol de S ?



1 mol S --- 1 mol de SO<sub>2</sub>

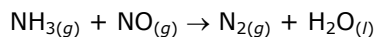
2,5 mol --- x

X = 2,5 mol de SO<sub>2</sub>.

#### Relação entre Quantidade em Mols e Massa

Os dados do problema são expressos em termos de quantidade em mols (ou massa) e a quantidade incógnita é pedida em massa (ou quantidade em mols).

Ex: Um modo de remover NO das emissões das chaminés é através da reação com amônia:



Calcule a massa de  $\text{N}_2$  produzida a partir de 1,25 mol de NO;

$$1 \text{ mol NO} \text{ --- } 30 \text{ g}$$

$$1,25 \text{ --- } x$$

$$X = 37,5 \text{ g NO}$$

$$30 \text{ g NO} \text{ --- } 28 \text{ g N}_2$$

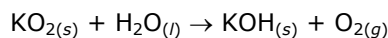
$$37,5 \text{ g NO} \text{ --- } y$$

$$Y = 35 \text{ g N}_2$$

### Relação entre Massa e Massa

Os dados do problema e as quantidades que são incógnitas pedidas são expressos em termos de massa.

Ex: O superóxido de potássio,  $\text{KO}_2$ , é usado em máscaras de respiração para gerar oxigênio.



Se a reação produzir 3,5 g de KOH, quantas gramas de  $\text{KO}_2$  é necessário para reagir?

$$71 \text{ g KO}_2 \text{ --- } 56 \text{ g KOH}$$

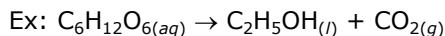
$$X \text{ --- } 3,5 \text{ g}$$

$$X = 4,43 \text{ g de KO}_2$$

### Relação Entre Massa e Volume

Os dados do problema são expressos em termos de massa e a quantidade incógnita é pedida em volume.

Caso o sistema não se encontrar nas CNTP, deve-se calcular a quantidade em mols do gás e, a seguir, através da equação de estado, determinar o volume correspondente.



Calcule a massa de glicose necessária para produzir 44,8 L de  $\text{CO}_2$ :

$$1 \text{ mol de CO}_2 \text{ --- } 22,4 \text{ L (CNTP)}$$

$$X \text{ --- } 44,8 \text{ L}$$

$$X = 2 \text{ mol de CO}_2$$

$$1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } 1 \text{ mol CO}_2$$

$$2 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } 2 \text{ mol CO}_2$$

$$2 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } x$$

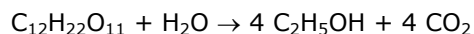
$$1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } 180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$X = 360 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

### Problemas Envolvendo mais de uma Reação

Neste caso, devemos escrever todas as reações envolvidas no problema e efetuar o balanceamento. Observa-se, neste caso, que é possível efetuar a soma algébrica dessas reações, bastando, para isso, multiplicar ou dividir as reações, a fim de cancelarmos as substâncias intermediárias e termos, então, uma única reação.

Ex: As indústrias de cerveja utilizam o gás carbônico na fermentação da maltose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ), presente na cevada, com o objetivo de produzir água gaseificada para fabricação de refrigerantes. As reações químicas deste processo são mostradas abaixo:



I) Qual a massa de ácido carbônico obtida a partir de 3,26 kg de maltose?

$$342 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ --- } 176 \text{ g CO}_2$$

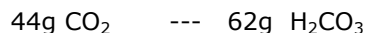
$$3260 \text{ g --- } x$$

$$x = 1677,66 \text{ g CO}_2$$

Na segunda reação só tenho 1 mol de  $\text{CO}_2$ . Então divido por 4, pois na segunda reação só vou usar 1 mol.

$$1677,66 / 4 = 419,41 \text{ g CO}_2$$

$$419,41 \text{ g CO}_2 \text{ --- } x \text{ H}_2\text{CO}_3$$



$$X = 590,99 \text{ g H}_2\text{CO}_3$$

Mas temos 4 mol de  $\text{CO}_2$  que foi formado da primeira reação, então multiplicamos por 4 a massa encontrada de  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :

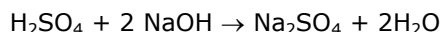
$$X = 590,99 \times 4 = 2364$$

### Problemas Envolvendo reagentes em Excesso

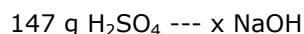
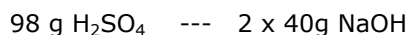
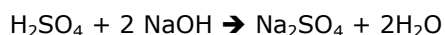
Quando o exercício fornece quantidades (massa, volume, mols, etc.) de dois reagentes, devemos verificar se existe excesso de algum reagente.

As quantidades de substâncias que participam da reação química são sempre proporcionais aos coeficientes da equação. Se a quantidade de reagente estiver fora da proporção indicada pelos coeficientes da equação, reagirá somente a parte que se encontra de acordo com a proporção; a parte que estiver a mais não reage e é considerada excesso.

Ex: Calcule a massa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  formado com 147 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e 100g de  $\text{NaOH}$ , de acordo com a reação abaixo já balanceada. E qual é o reagente excesso?



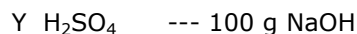
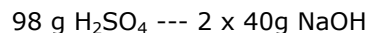
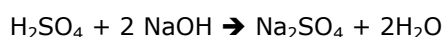
Vamos calcular inicialmente a massa de  $\text{NaOH}$  que reagiria com os 147 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



$$x = 120 \text{ g NaOH}$$

Isso é impossível, pois o enunciado do problema diz que temos apenas 100 g de  $\text{NaOH}$ . Dizemos então que, neste problema, o  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é o reagente em excesso, pois seus 147 g "precisariam" de 120 g de  $\text{NaOH}$  para reagir e nós só temos 100 g de  $\text{NaOH}$ .

Vamos agora "inverter" o cálculo, isto é, determinar a massa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que reage com os 100 g  $\text{NaOH}$  dados no enunciado do problema:

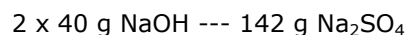


$$Y = 122,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Agora isso é possível e significa que os 100 g de  $\text{NaOH}$  dados no problema reagem com 122,5 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Como temos 147 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , sobrarão ainda  $147 - 122,5 = 24,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ . Então o  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é o reagente em excesso.

Ao contrário do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que, neste problema, é o reagente em excesso, dizemos que o  $\text{NaOH}$  é o reagente em falta, ou melhor, o reagente limitante da reação, pois no final da reação, o  $\text{NaOH}$  será o primeiro reagente a "acabar" ou "e esgotar", pondo assim um ponto final na reação e determinando também as quantidades de produtos que poderão ser formados.

De fato, podemos calcular:



$$z = 177,5 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

Isso responde à pergunta a do problema. Veja que o cálculo foi feito a partir dos 100 g de  $\text{NaOH}$  (reagente limitante), mas nunca poderia ter sido feito a partir dos 147 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (reagente em excesso), pois chegaríamos a um resultado falso, já que os 147 g do  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , não conseguem reagir integralmente, por falta de  $\text{NaOH}$ .

### Sistema em que os Reagentes são Substâncias Impuras

Neste caso é importante calcularmos a massa referente à parte pura, supondo que as impurezas não participam da reação.

Grau de pureza ( $p$ ) é o quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra (substância impura).

$$p = \frac{\text{massa substância pura}}{\text{massa total da amostra}}$$

Ex: Deseja-se obter 180 litros de dióxido de carbono, medidos nas condições normais, pela



calcinação de um calcário de 90% de pureza. Qual a massa de calcário necessária? (Massas atômicas: C = 12; O = 16; Ca = 40)

Resolução:

Se a porcentagem de pureza é 90%, o grau de pureza será igual a  $90/100 = 0,90$



100 g --- 22,4 l CO<sub>2</sub> (CNTP)

m' x 0,90 --- 180 l CO<sub>2</sub> (CNTP)

Que resulta:  $m' = 100 \times 180/0,90 \times 22,4$

$m' = 892,8$  g de calcário

### **Sistema em que o Rendimento não é Total**

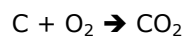
Quando uma reação química não produz as quantidades de produto esperadas, de acordo com a proporção da reação química, dizemos que o rendimento não foi total.

Rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida e a quantidade esperada, de acordo com a proporção da equação química.

Ex: Queimando-se 30 gramas de carbono puro, com rendimento de 90%, qual a massa de dióxido de carbono obtida?

Resolução:

Se o rendimento percentual 90%, o rendimento propriamente dito será igual a  $90/100 = 0,90$ . Temos então:



12 g --- 44 x 0,9 g

30 g --- x

Que resulta:  $x = 30 \times 44 \times 0,9/12$

$x = 99$  g CO<sub>2</sub>