

# ESTEQUIOMETRIA

## Conceito

Utilizamos calculas estequiométricos quando almejamos encontrar a quantidade de determinadas substâncias envolvidas numa reação química, reagentes e/ou produtos.

## Grandezas envolvidas

- Valor de mol:  $6,02 \times 10^{23}$
- Massa molecular (MM): soma das massas atômicas da molécula.
- Massa molar: e numericamente igual a massa atômica. (gramas/mol).
- Volume molar: litros
- Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):
  - 1 mol - 22,4L ; Pressão: 1 atm ; Temperatura: 273,15 K (0°C)

## Gases fora da CNTP

Equação geral:  $PV=nRT$

- P:** pressão  
**V:** volume (L)  
**n:** números de mols  
**R:** constante dos gases  
**T:** temperatura (kelvin)

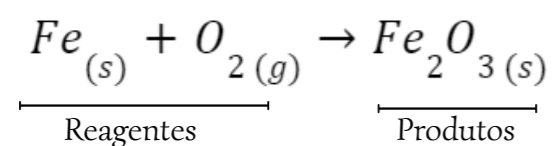
Cálculo de mols:

$$n = \frac{m}{MM}$$

- n:** mols  
**MM:** massa molar  
**m:** massa em gramas

## Balaceamento de equação

Balacear uma equação é garantir que o menos numero de átomos de cada elemento apareça em ambos os lados da equação.



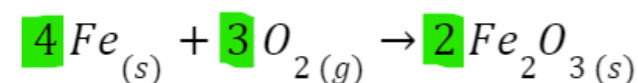
Temos do lado dos reagentes:

**1** Fe, e **2** O

Temos do Lado dos produtos:

**2** Fe e **3** O

- Fazendo o balaceamento

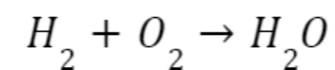


Adicionamos um coeficiente estequiométrico para igualar a quantidade dos elementos dos dois lados, esse número será multiplicado pelo número indicando a quantidade de elemento.

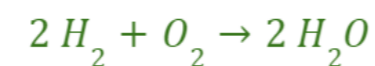
## Cálculos estequiométricos

Qual será a massa, em gramas, de água produzida a partir de 8g de gás hidrogênio?

**1º** Escrever a reação, com os reagentes e produtos.



**2º** Balacear a equação.



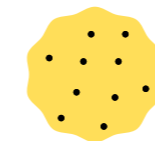
**3º** Estabelecer proporções.

Massas atômicas: H-1 ; O-16

Pelo balaceamento temos que 4g de H mais 32g de O produz água. Então:

$$\begin{array}{l} 4g \text{ de H} - 32g \text{ de O} \\ 8g \text{ de H} - X g \text{ de O} \\ X = 64g \text{ de O} \end{array} \quad \begin{array}{l} 8g \text{ de H} + 64g \text{ de O} = \\ 72g \text{ de H}_2O \end{array}$$

## Grau de pureza

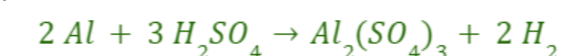


Contem impurezas

$H_2SO_4$  com 90% de pureza

15g de  $H_2SO_4$ , com 90% de pureza, reagem com alumínio para formar  $Al_2(SO_4)_3$  e  $H_2$ . Qual será a massa de hidrogênio formada?

Equação balanceada



Resolução

Se a pureza do ácido sulfúrico é de 90%, então sua massa corresponde a:  $15g \times \frac{90}{100} = 13,5g$

Na reação temos que 3 mols de  $H_2SO_4$  (M=98 g/mol) formam 2 mols de  $H_2$  (M=2 g/mol), então:

$$\begin{array}{l} 294g \text{ de } H_2SO_4 - 6g \text{ de } H_2 \\ 13,5g \text{ de } H_2SO_4 - X g \text{ de } H_2 \\ X = 0,275g \text{ de } H_2 \end{array}$$

## Rendimento

12,25 g de ácido fosfórico com 80% de pureza são totalmente neutralizados por hidróxido de sódio, numa reação que apresenta rendimento de 90%. A massa de sal obtida nessa reação e de?

Massas atômicas: H-1; O-16; Na-23; P-31

Resolução:

$$\begin{array}{l} H_3PO_4 = 3 + 31 + 64 = 98 \text{ g/mol} \\ Na_3PO_4 = 69 + 31 + 64 = 164 \text{ g/mol} \end{array}$$

Graus de pureza

$$\begin{array}{l} 12,25g - 100\% \\ Xg - 80\% \\ X = 9,8g \text{ H}_3\text{PO}_4 \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \quad 1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4 \\ \text{massa} \quad \text{massa} \\ 98g - 164g \\ 9,8g - Xg \\ X = 16,4g \end{array}$$

Rendimento

$$\begin{array}{l} 16,4g - 100\% \\ Xg - 90\% \\ X = 14,76g \end{array}$$