



GRUPO 2 - EDUARDO
NATIVIDADE - EM 2022

ESTEQUIOMETRIA

Ebook básico de química - Balanceamento
e Equação Estequiométrica



CONCEITOS BÁSICOS

A palavra **“Estequiometria”** vem do grego: **“Estoicheion”** e **“Metron”**, que respectivamente seria **“Elemento”** e **“Medida”**.

A Estequiometria tem como função calcular a quantidade de reagentes e produtos dentro de uma reação Química.

Ela tem como base as Leis Ponderais, que é a relação da massa dos elementos nas reações químicas.

Podemos incluir:

- **Lei de Lavoisier:** “A soma das massas das substâncias reagentes em um recipiente fechado é igual à soma das massas dos produtos da reação”.
- **Lei de Proust:** “Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa”.
- **Lei Volumétrica de Gay-Lussac:** Caso a pressão e a temperatura dos gases não mudarem, seus volumes terão uma relação inteira e pequena.

Podemos concluir com a Estequiometria é que os átomos não se criam ou se destroem, eles apenas se unem formando novos elementos.

BALANCEAMENTO ESTEQUIMETRICO

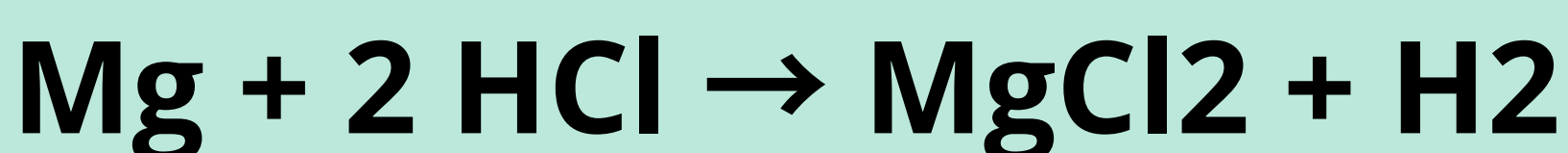
Balanceando a Equação

O balanceamento de Equações químicas possui informações quantitativas e qualitativas. Nelas estão presentes os tipos de moléculas de reagentes e produtos, e a esquerda das moléculas estão a quantidade que cada uma possui, caso não haja número: é apenas uma.

Equação balanceada

Quando analisamos uma equação já balanceada, podemos notar que não houve a criação de uma nova matéria, mas a junção de 2 ou mais moléculas diferentes, formando um composto.

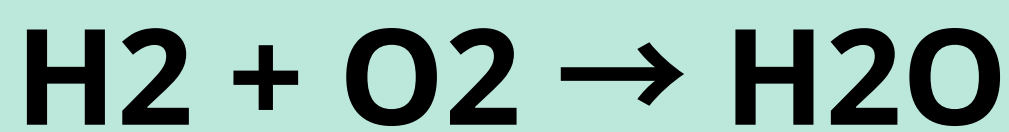
Exemplo:



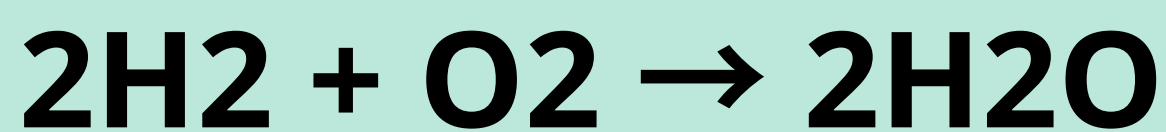
Equação não balanceada

Caso a Reação não esteja balanceada, o produto será incompatível.

Exemplo:



Podemos notar que há mais moléculas reagentes do que moléculas no produto. Para arrumarmos isso, devemos modificar a equação, que ficará:



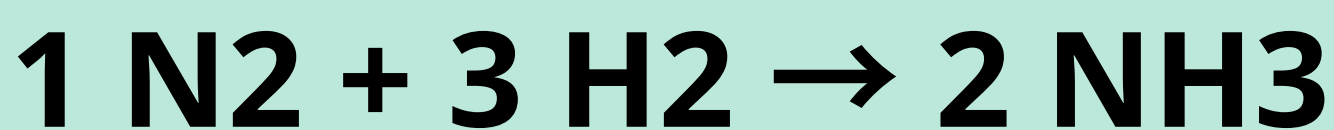
Atenção! Nunca devemos alterar o número subscrito na equação, apenas o número a esquerda das moléculas (quantidade).

CÁLCULOS ESTEQUIMÉTRICOS

Para que possamos definir a relação entre massas dos elementos, devemos ter a equação completa de reagentes e produto, e a proporção em mols.

Em uma questão, sempre irão te fornecer todos os valores ou parcialmente eles para que resolvam.

Exemplo:



1 mol de N₂ = 28 g

3 mol de H₂ = 6 g

2 mol de NH₃ = 34 g

Sabemos também que nessa equação, foram fornecidas **8,5.10⁶ g** de **NH₃**. Com essas informações, podemos realizar a clássica Regra de 3 com a massa de cada um dos elementos.

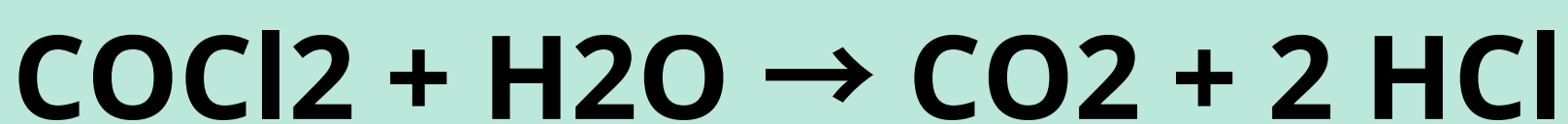
$$\begin{array}{ccc}
 28 \text{ g de N}_2 & \text{-----} & 34 \text{ g de NH}_3 \\
 X & \text{-----} & 8,5 \cdot 10^6 \text{ g de NH}_3 \\
 X = & \mathbf{7 \cdot 10^6 \text{ g de N}_2}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc}
 6 \text{ g de H}_2 & \text{-----} & 34 \text{ g de NH}_3 \\
 Y & \text{-----} & 8,5 \cdot 10^6 \text{ g de NH}_3 \\
 Y = & \mathbf{1,5 \cdot 10^6 \text{ g de H}_2}
 \end{array}$$

Podemos concluir que para produzir **8,6g** de amônia, serão necessários **7g** de Nitrogênio e **1,5g** de Hidrogênio.

EXERCÍCIO NOMENCLATURA

Q1 - (PUC-MG) Fosgênio, COCl_2 , é um gás venenoso. Quando inalado, reage com a água nos pulmões para produzir **ácido clorídrico (HCl)**, que causa graves danos pulmonares, levando, finalmente, à morte: por causa disso, já foi até usado como gás de guerra. A equação química dessa reação é:



Se uma pessoa inalar **198 mg de fosgênio**, a massa de **ácido clorídrico**, em gramas, que se forma nos pulmões, é igual a:

a) $1,09 * 10^{-1}$.

b) $1,46 * 10^{-1}$.

c) $2,92 * 10^{-1}$.

d) $3,65 * 10^{-2}$.

e) $7,30 * 10^{-2}$.

Q2 - Quantas moléculas de **água, H₂O**, são obtidas na queima completa do **acetileno C₂H₂**, ao serem consumidas **3,0 * 10²⁴** moléculas de **gás oxigênio**?

a) $120 * 10^{24}$

b) $0,12 * 10^{23}$

c) $12 * 10^{24}$

d) $1,2 * 10^{23}$

e) $1,2 * 10^{24}$

RESPOSTAS

Q1 - Descobrir as massas molares, sabendo que as massas molares em g/mol de cada elemento são:

$$\text{C} = 12, \text{O} = 16, \text{Cl} = 35,5 \text{ e } \text{H} = 1.$$

$$\text{MCOCl}_2 = 12 + 16 + 2 * 35,5 = 99 \text{ g/mol}$$

$$\text{MHCl} = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

Relacionar as massas molares das duas substâncias na equação, lembrando que a proporção estequiométrica entre elas está de **1 : 2**. Como a massa tem que ser dada em gramas, temos que **198 mg de fosgênio** é igual a **0,198 g**:

$$99 \text{ g de COCl}_2 \text{ ----- } 2 * 36,5 \text{ g de HCl}$$

$$0,198 \text{ g de COCl}_2 \text{ ----- } x$$

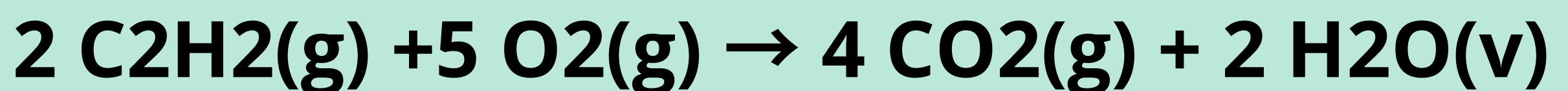
$$99 x = 73 * 0,198$$

$$x = 14,454 / 99$$

$$x = 0,146 \text{ g} = 1,46 * 10^{-1} \text{ g}.$$

Q2 - Alternativa "**e**".

* Escrevendo a equação balanceada da reação para ver a proporção estequiométrica:



Sabe-se que **1 mol** \leftrightarrow **6. 10²³** moléculas, então:

5 . 6 * 10²³ moléculas de **O₂(g)** ----- **2 . 6 * 10²³** moléculas de H₂O(v)

3,0 * 10²⁴ moléculas de **O₂(g)** ----- **x**

$$x = \frac{3,0 * 10^{24} . 2 . 6 * 10^{23}}{5 . 6 . 10^{23}}$$

$$5 . 6 . 10^{23}$$

$$x = 1,2 * 10^{24} \text{ de H}_2\text{O(v)}$$

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

SOUZA, Celso Lopes de; LÂVOR, Carlos Eduardo; MARTINS, Rodrigo Machado. Química: ação e interação V.1. São Paulo: Leya, 2013.

<https://vaiquimica.com.br/estequiometria/>

<https://www.manualdaquimica.com/quimica-geral/estequiometria-das-reacoes-quimicas.htm>

<https://exercicios.brasilecola.uol.com.br/exercicios-quimica/exercicios-sobre-estequiometria.htm>