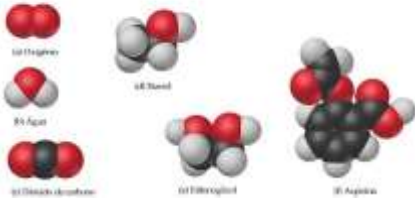


QUÍMICA: conceitos básicos.

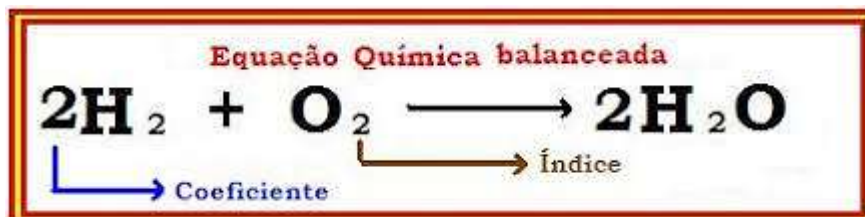
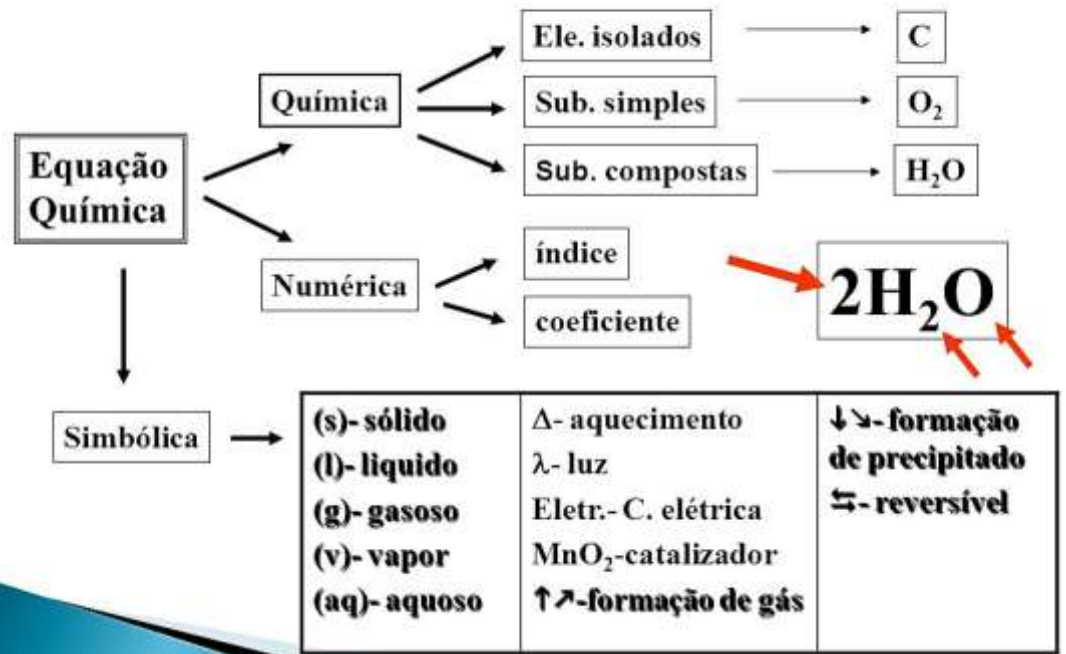
Matéria, Átomos e Moléculas

- A matéria consiste de **átomos** e **moléculas**; os átomos se combinam para formar moléculas ou compostos.
- As moléculas podem consistir do mesmo tipo de átomos ou de diferentes tipos de átomos.



<https://beduka.com/blog/exercicios/exercicios-de-grandezas-quimicas/>

Componentes de uma Equação Química:



O **coeficiente** indica a quantidade de moléculas de uma substância.

O **índice** indica a quantidade de átomos de cada elemento químico em uma molécula da substância.

Mol ≠ Molécula



O átomo de oxigênio tem massa atômica igual a **16 u**, portanto, sua massa molar é **16 gramas**

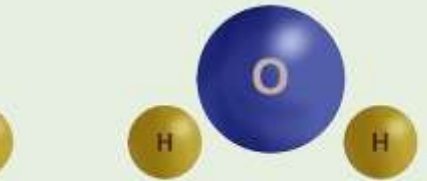
O átomo de hidrogênio tem massa atômica igual a **1 u**, portanto sua massa molar é **1 grama**



Um mol de moléculas de água tem, como vimos, 1 mol de oxigênio e 2 mols de hidrogênio, portanto sua massa molar é **18 gramas**



1 molécula de água
H₂O



é composta por
1 átomo de oxigênio
e
2 átomos de hidrogênio



1 mol de moléculas de água é composto por

$6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio (1 mol)

e

$12,04 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio (2 mols)

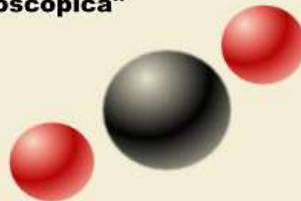


Interpretação "microscópica"



1 molécula de CO₂

é composta de



1 átomo de carbono e
2 átomos de oxigênio



1 mol = $6,023 \times 10^{23}$ unidades de átomos, ions, moléculas, elétrons, etc...

↑
unidade de medida de quantidade de matéria (n)

MOL

Interpretação "macroscópica"

1 mol de moléculas de CO₂

é composto de



$6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono (1 mol de átomos de C)



e
 $12,04 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio (2 mols de átomos de O)



- A palavra **Mol** quer dizer "quantidade" e foi introduzida na química por Wilhem Ostwald em 1896.

- Sabemos que seu valor é aproximadamente = 602.000.000.000.000.000.000.000 Abreviadamente **$6,02 \times 10^{23}$** partículas/mol

- É a quantidade de matéria de um sistema.



Química

Cálculo Estequiométrico

Estequiometria { Stoicheon = elemento
metron = medida

É o estudo das relações quantitativas (átomos, moléculas, massa, volume) entre as substâncias que participam de uma reação química.

ESTEQUIOMETRIA

PARTE DA QUÍMICA QUE ESTUDA AS QUANTIDADES DE REAGENTES E PRODUTOS EM UMA REAÇÃO.

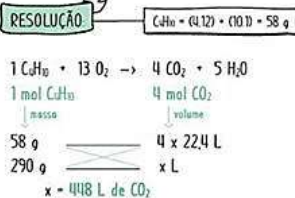
PASSO A PASSO:

1. Identifique a reação e balanceie.
2. Verifique quem participa do problema e monte uma relação em mol com o balanceamento.
3. Transforme o mol nos unidades do problema com as relações numéricas:
 $1 \text{ mol} \cdot \text{MM} = 22,4 \text{ L} = 6 \cdot 10^{23} \text{ entidades}$
mol massa volume (CNTP) átomos, moléculas
4. Monte uma regra de três entre os dados e a pergunta.

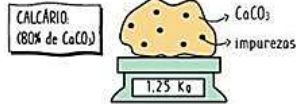
EXEMPLO:

- DADOS → Massa
- PERGUNTA → Volume

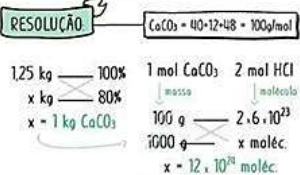
Calcular o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de pressão e temperatura, utilizando de 290 g de gás butano.
(massas atômicas: C = 12, O = 16, H = 1)



GRAU DE PUREZA:

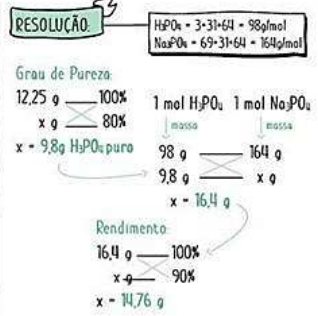


1,25 kg de calcário com 80% de CaCO₃ reagem com HCl segundo a reação:
 $1 \text{ CaCO}_3 + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 Calcule o nº de moléculas de HCl necessárias para consumir toda o CaCO₃.
 (massas atômicas: C = 12, O = 16, Ca = 40)



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 nesta reação é de:
(massas atômicas: H = 1, O = 16, Na = 23, P = 31)



GASES FORA DAS CNTP:

EQUAÇÃO GERAL:

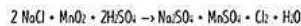
$$PV = nRT$$

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

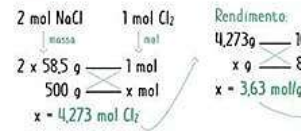
P = Pressão (atm)
 n = Ontd. (mol)
 MM = Massa molar (g)

V = Volume (L)
 m = Massa (g)
 R = Constante (0,082)

A equação abaixo representa a reação que se passa para obtermos o cloro. Considerando que ela teve um rendimento de 85%, que foi realizada na temperatura de 27°C e a uma pressão de 15 atm, e que utilizamos 500 g de sal, o volume de cloro obtido, em litros, é:



RESOLUÇÃO:

$$\text{NaCl} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$


PV = nRT
 15 · V = 3,63 · 0,082 · 300
 V = 59,5 L

@MapaMentalDoCelo

Regras Gerais

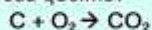
- ❖ Montar a reação química balanceada
- ❖ Identificar os envolvidos
- ❖ Identificar a **relação numérica**
- ❖ Montar a regra de 3
 - 1ª Linha: Valor Padrão
 - 2ª Linha: Dado e pedido no exercício

Relação Numérica	Valor Padrão
▪ Mol	1
▪ Massa	Tabela Periódica
▪ Átomos / Moléculas	6 x 10 ²³
▪ Volume (CNTP)	22,4L

Caso Simples

Basta seguir as regras gerais

Qual a massa de carbono consumida quando 5 mols de gás carbônico são formados em sua queima?



12g de C --- 1 mol CO₂ (Padrão)
 Xg de C --- 5 mols CO₂ (dado e pedido)
 X = 60g de C são consumidos

ESTEQUIOMETRIA

Pureza %

Ocorre quando alguma amostra da reação não está 100% pura

Somente a parte pura da amostra reage!

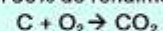
Uma amostra de calcita, contém 80% de CaCO₃. 1000g de Calcita possui uma massa de CaCO₃ de:

1000 g --- 100% (Total)
 X g --- 80%
 X = 800g de CaCO₃

Rendimento %

Ocorre quando uma reação rende abaixo dos 100%

Qual a massa de carbono consumida quando 5 mols de gás carbônico são formados em sua queima, considere a reação com 80% de rendimento:



12g de C --- 1 mol CO₂ (Padrão)
 Xg de C --- 5 mols CO₂ (dado / pedido)
 X = 60g de C

60g de C --- 100%
 Xg de C --- 80% X = 48g de C

NA QUÍMICA, EXISTEM LEIS EXPERIMENTAIS QUE REGEM AS REAÇÕES QUÍMICAS EM GERAL E RELACIONAM AS MASSAS DOS REAGENTES E PRODUTOS. SÃO ELAS:

LEI DA CONSERVAÇÃO DA MASSA

ou Lei de Lavoisier

Quando uma reação ocorre em sistema fechado, as massas dos reagentes e dos produtos se conservam.

$$m(\text{reagentes}) = m(\text{produtos})$$

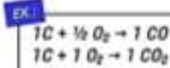
MALDADE:

É APROPRIADO USAR A LEI DE LAVOISIER QUANDO NÃO APENAS UMA INCÓGNITA.



LEI DAS PROPORÇÕES MÚLTIPLAS DE DALTON

Mantendo a massa de um dos reagentes fixa, a massa dos outros reagentes e produtos é variável, porém proporcional.



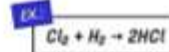
NESTE EXEMPLO, A PROPORÇÃO DE OXIGÊNIO NO PRODUTO DE QUALQUER REAÇÃO SEMPRE O DOBRO DA PROPORÇÃO DO PRIMEIRO REAGENTE.



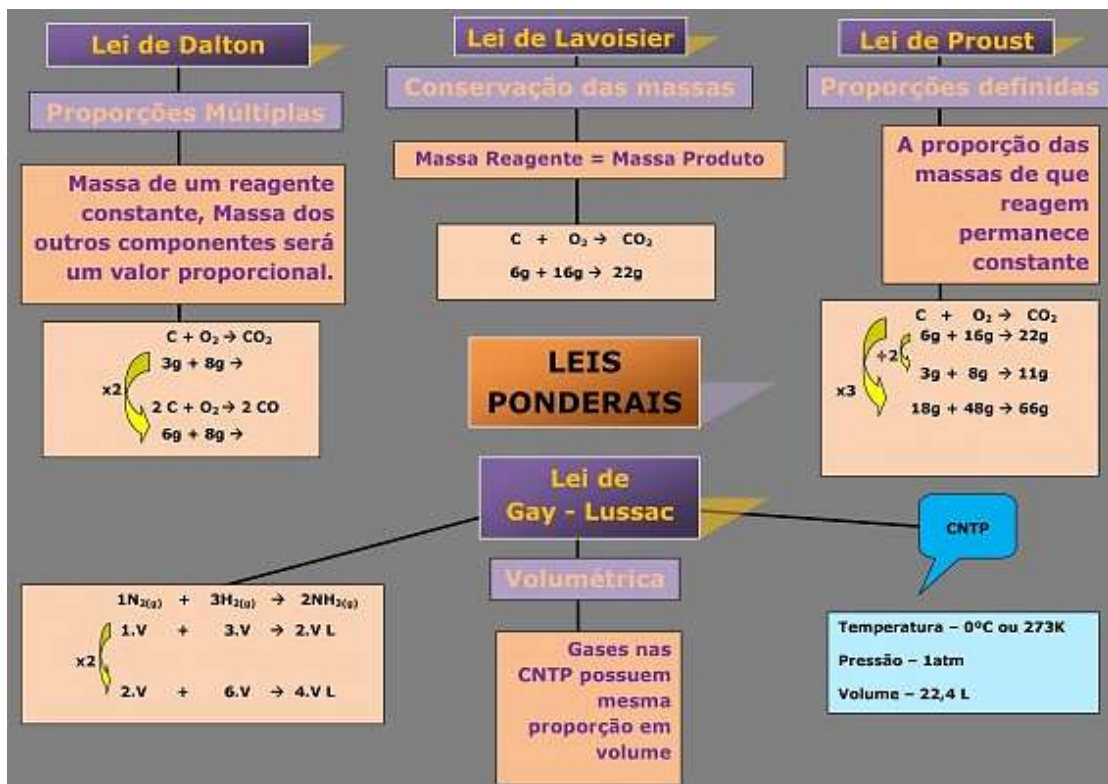
LEI DAS PROPORÇÕES CONSTANTES OU DEFINIDAS

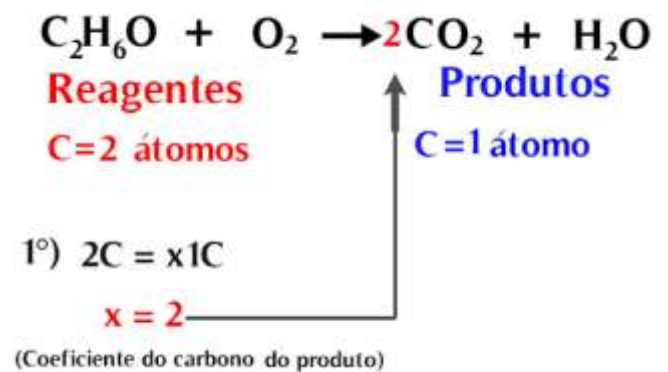
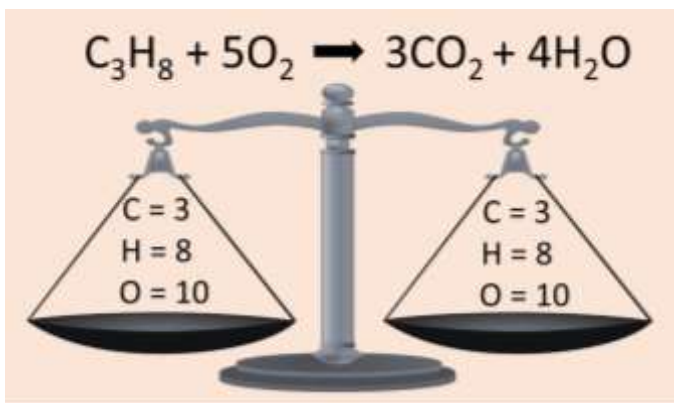
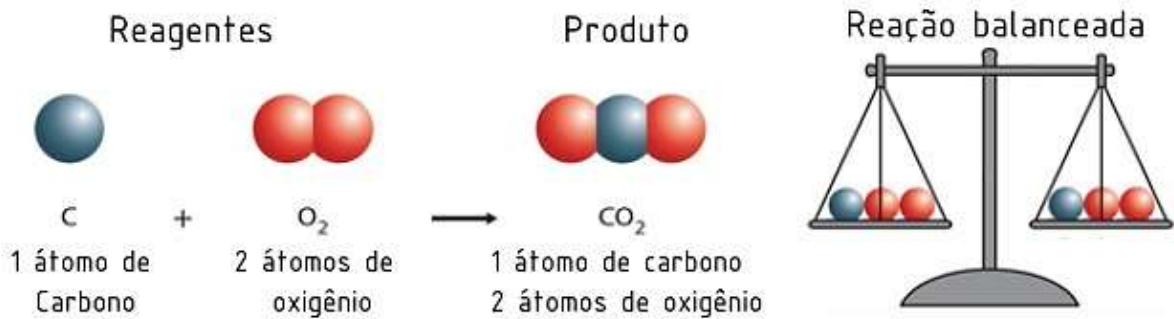
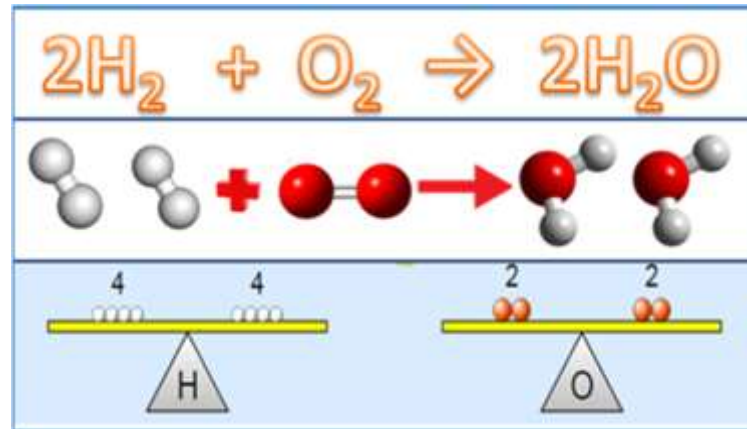
ou Lei de Proust

Em uma reação química, existe uma proporção fixa entre as massas dos reagentes e as massas dos produtos.

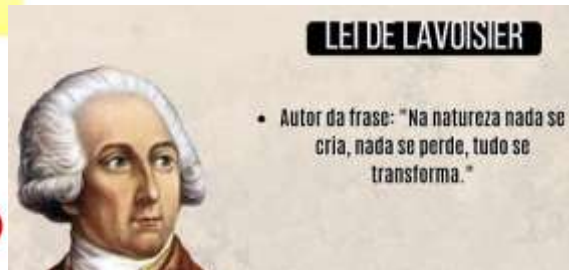
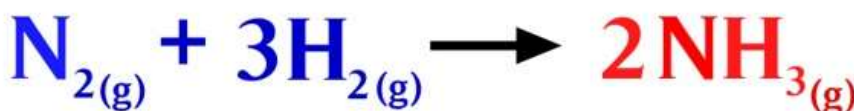


<https://professorgabrielcabral.com.br/blog/mapa-mental-sobre-leis-ponderais/>





Balanciamento de Equações Químicas



LEI DA CONSERVAÇÃO DAS MASSAS

A massa total de uma reação química é constante. Os átomos não são criados nem destruídos em uma reação química, simplesmente eles mudam de parceiro.

Como os átomos não são criados nem destruídos em uma reação química, os químicos multiplicaram as fórmulas por fatores para mostrar o mesmo número de átomo de cada elemento em cada lado da reação. Este artifício matemático é conhecido como BALANCEAMENTO.



EQUAÇÃO NÃO BALANCEADA

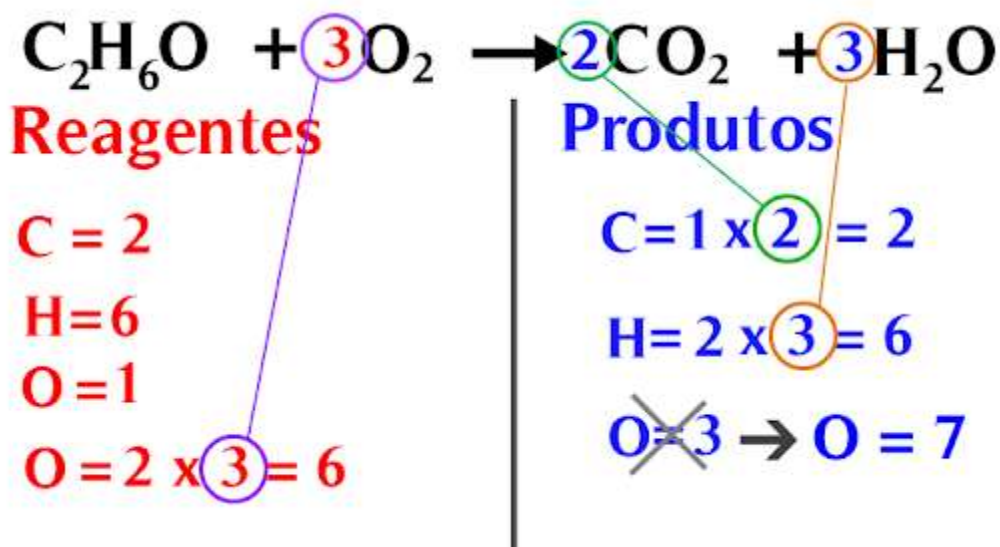


EQUAÇÃO BALANCEADA

COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICO

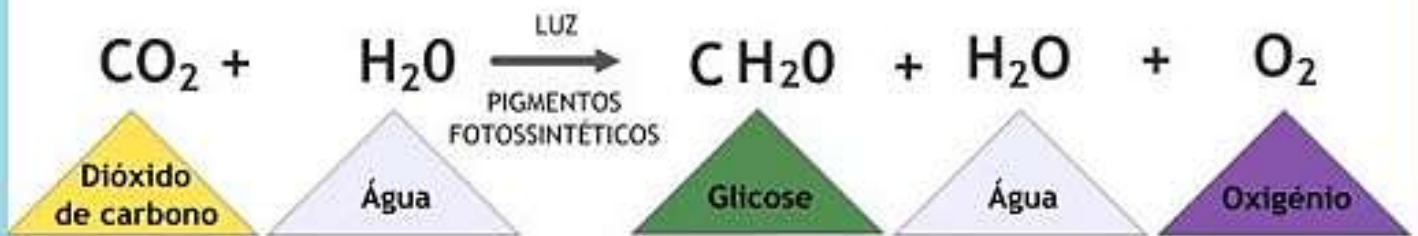
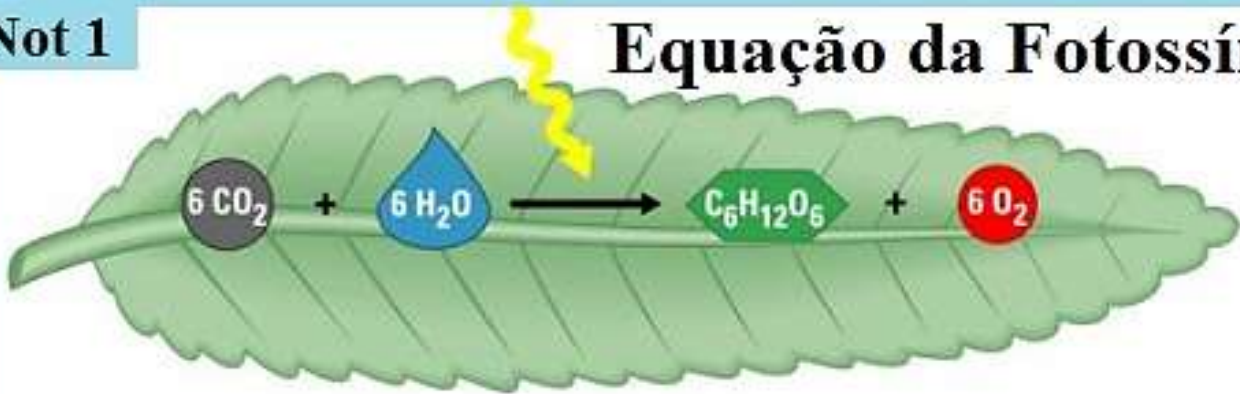


Para remover a fração basta multiplicar todos os coeficientes estequiométricos por 2.

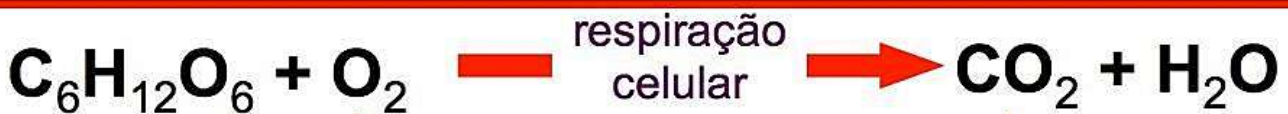


Not 1

Equação da Fotossíntese



ou



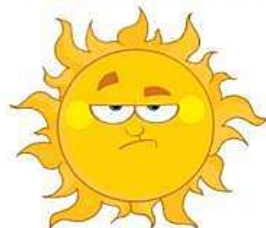
absorve gás oxigênio



libera gás carbônico



absorve gás carbônico



libera gás oxigênio



ETAPAS DO MÉTODO CIENTIFICO

