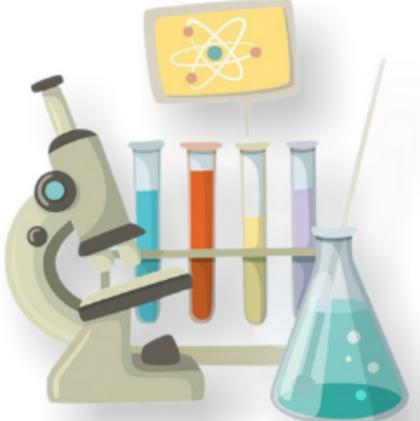


Química Geral

LEIS PONDERAIS



Baixe o pdf



Prof: Alex

OF PONDERAL LAWS LAWS

A SERIES OF A DEDUCIBLE SCHEMATICALLY G RAKA ATNE.

LAW OBSERVATION OF MASM	CASHERATION OF MASS	LAW OF REACTON OF MASS	DEMINE PROTOCIANS	LAW
<p>Observation of mass</p> <p>...</p>	<p>Conservation of mass</p> <p>...</p>	<p>Law of reaction of mass</p> <p>...</p>	<p>Demine protoicians</p> <p>...</p>	<p>Law</p> <p>...</p>

Leis estequiométricas

alexquimica.com.br



acesse o canal

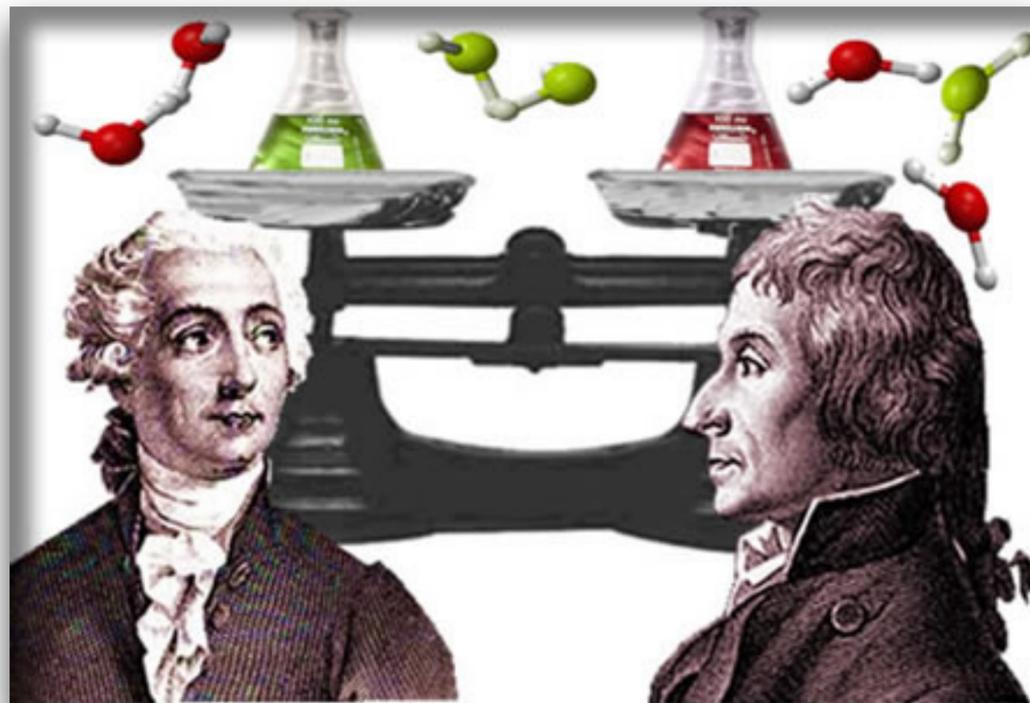


Baixe o pdf



Prof: Alex

Leis ponderais



São leis que relacionam as **massas** dos participantes de uma reação. Essas leis surgiram no final do século XVIII, começo do século XIX.





Lei da conservação das massas

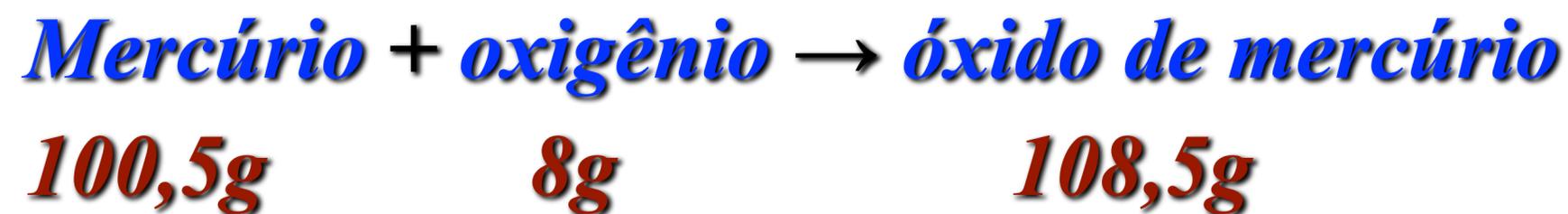


Lavoisier (1774)

“A massa total dos reagentes que reage é igual à massa total dos produtos formados, em uma transformação química”

A	+	B	→	C	+	D	
m_A		m_B		m_C		m_D	1ª experiência
m'_A		m'_B		m'_C		m'_D	2ª experiência

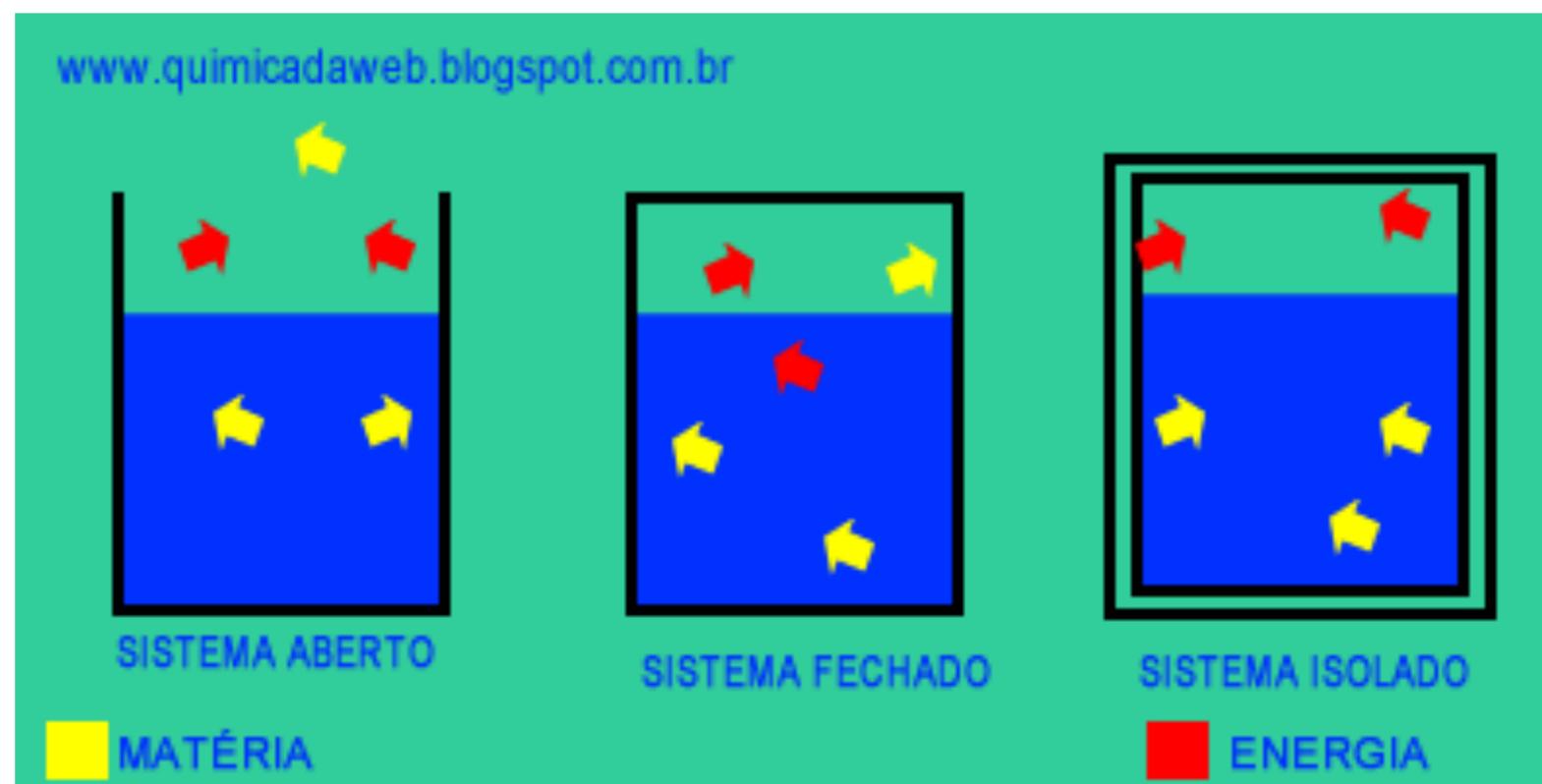
$$m_A + m_B = m_C + m_D$$
$$m'_A + m'_B = m'_C + m'_D$$



“em uma reação química que ocorre em um sistema fechado, a massa é experimentalmente conservada.”

Não ocorre troca de matéria

Sistema fechado

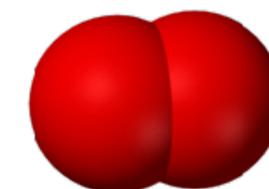
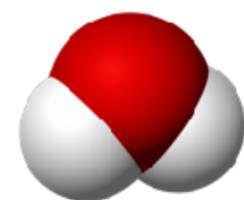




“Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”.



Exemplo:



água → hidrogênio + oxigênio

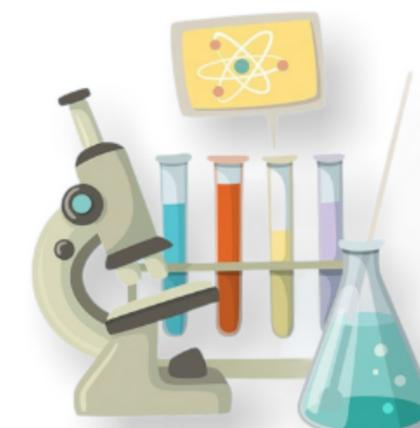
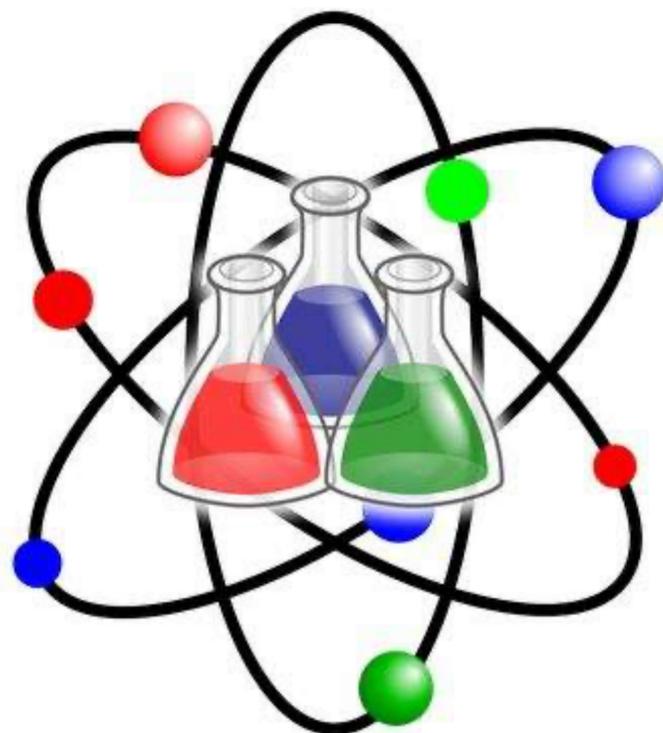
18 g

2 g

16 g

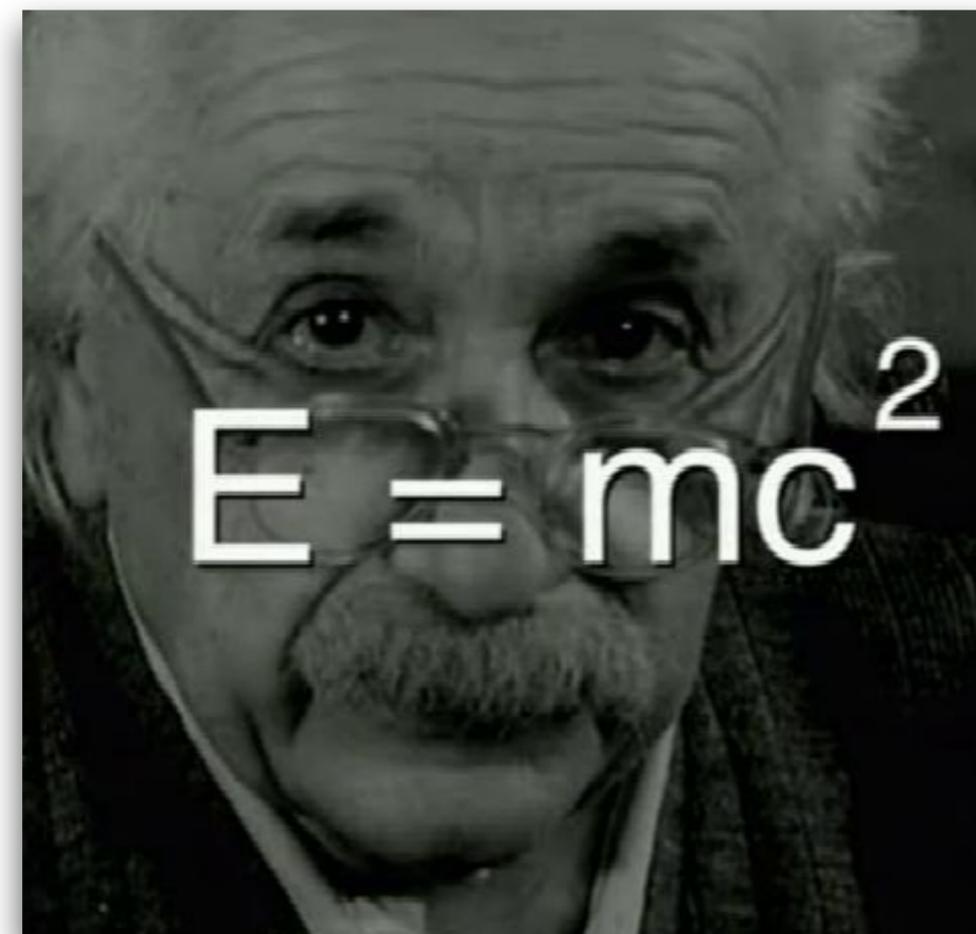
Reagente = 18 g

Produtos = 18 g



Curiosidade

No começo do século XX Albert Einstein demonstrou matematicamente que matéria pode se transformar em energia e vice versa. Portanto, durante as reações químicas que ocorrem com liberação ou absorção de calor ocorre variação de massa.

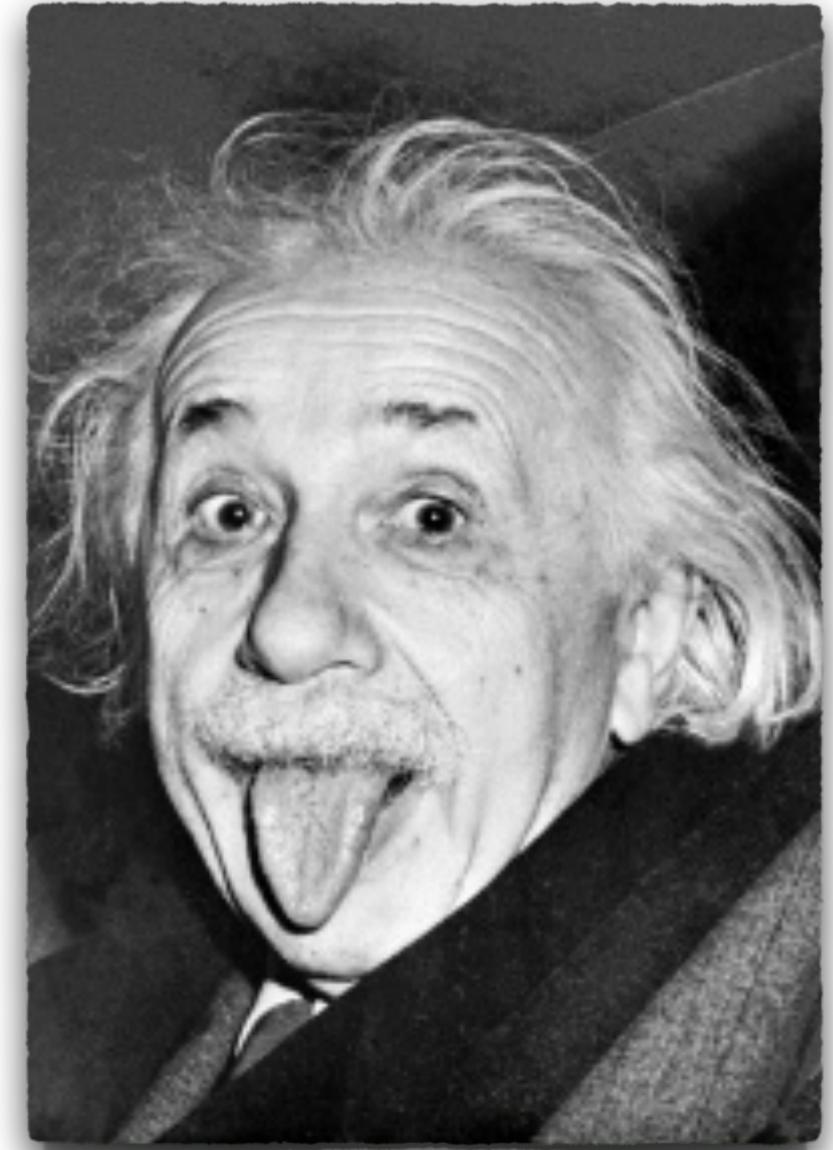
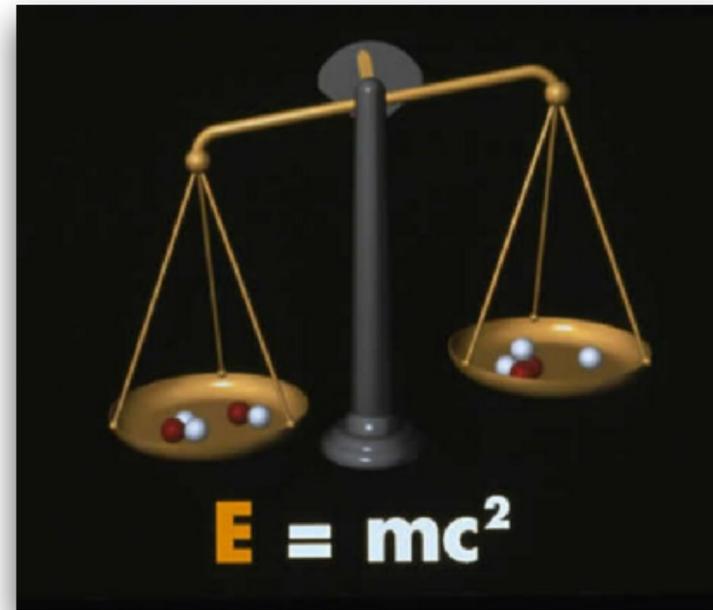


No entanto, a variação de massa nas reações químicas é extremamente pequena podendo ser desprezada.





- ✓ $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$
- ✓ $\Delta m = 5,7 \cdot 10^5 \text{J} / (3 \cdot 10^8)^2$
- ✓ $\Delta m = 6,3 \cdot 10^{-12} \text{Kg}$ ou $6,3 \cdot 10^{-9} \text{g}$



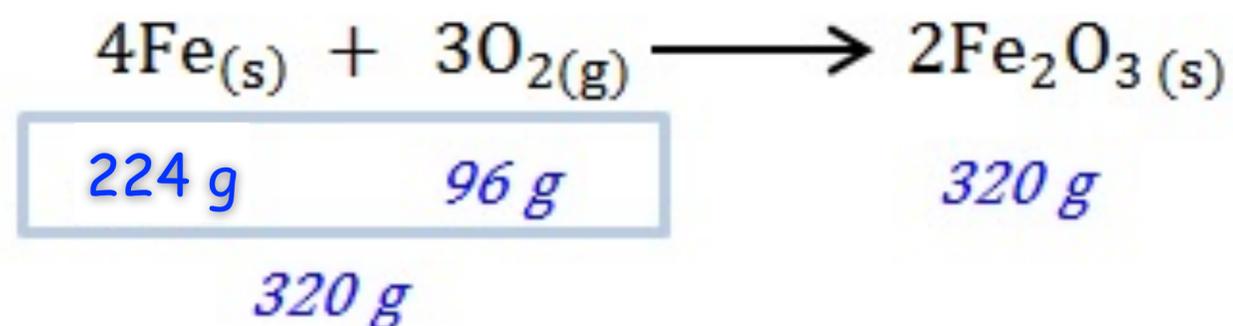
“Em um laboratório, a menor massa que pode ser pesada em uma balança é 0,00001g”



Curiosidade

Combustão:

Foi observado que a queima de algumas substâncias havia aumento da massa, enquanto na queima de outras havia diminuição.



O grande mérito de Lavoisier foi ter descoberto que essas diferenças de massa se davam por causa da absorção ou liberação de gases durante as reações.



LEI DE PROUST



Lei das proporções definidas

Proust (1797)



“Toda substância possui uma proporção constante, em massa, na sua composição, e a proporção na qual reagem e se formam é constante”

	A	+	B	→	C
experimento 1	m_a		m_b		m_c
experimento 2	m'_a		m'_b		m'_c

$$\frac{m_a}{m'_a} = \frac{m_b}{m'_b} = \frac{m_c}{m'_c} = \text{constante}$$





Exemplo:

Água (vapor)	Hidrogênio (gás)	+ Oxigênio (gás)
18 g	2 g	16 g
90 g	10 g	80 g
135 g	15 g	120 g
405 g	45 g	360 g
100 %	11,1 %	88,9 %

Proporção em massa (PM) é dada por:

$$PM = \frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}}$$

$$PM1 = \frac{2 \text{ g}}{16 \text{ g}} = \frac{1}{8}$$

$$PM2 = \frac{10 \text{ g}}{80 \text{ g}} = \frac{1}{8}$$

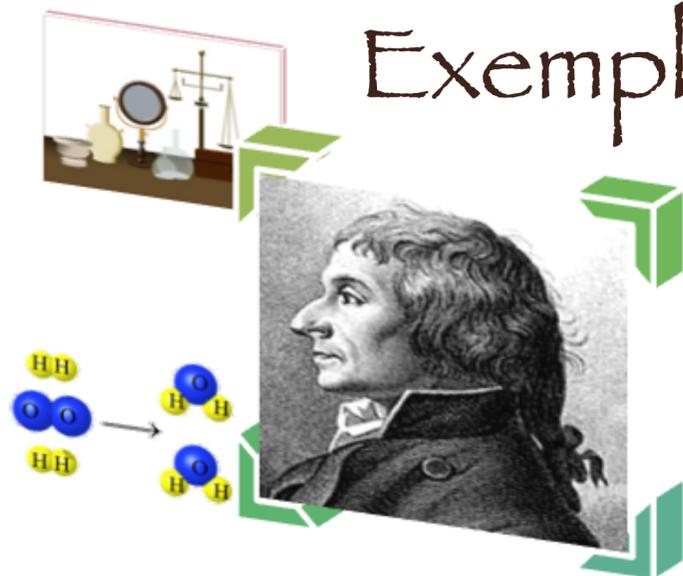
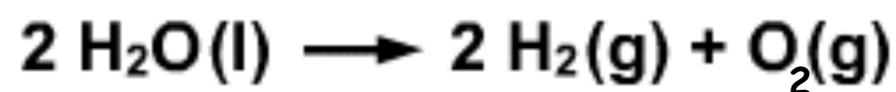
$$PM3 = \frac{15 \text{ g}}{120 \text{ g}} = \frac{1}{8}$$

$$PM4 = \frac{45 \text{ g}}{360 \text{ g}} = \frac{1}{8}$$

A proporção também pode ser dada em porcentagem!



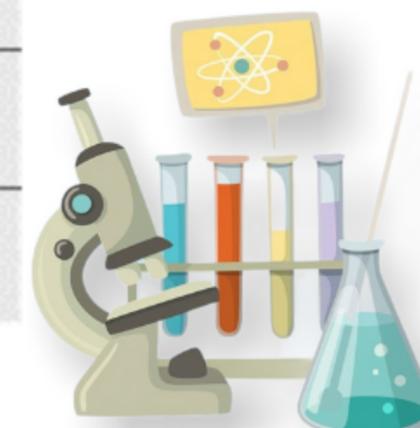
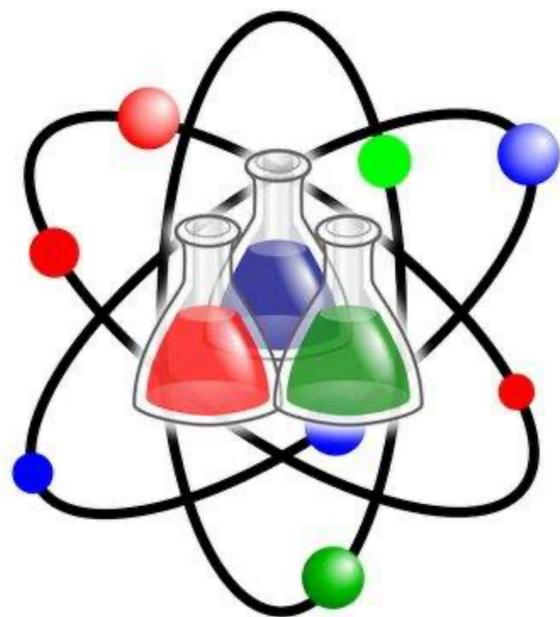
Exemplo:



	Massa de H ₂ O (g)	Massa H ₂ (g)	Massa de O ₂ (g)
Ex. 1	18	2	16
Ex. 2	36	4	32
Ex. 3	72	8	64

Verificando a lei de Proust

	$\frac{\text{Massa de H}_2\text{O (g)}}{\text{Massa H}_2(\text{g})}$	$\frac{\text{Massa de H}_2\text{O (g)}}{\text{Massa O}_2(\text{g})}$	$\frac{\text{Massa de H}_2(\text{g})}{\text{Massa O}_2(\text{g})}$
Ex. 1	$18/2 = 9$	$18/16 = 9/8$	$2/16 = 1/8$
Ex. 2	$36/4 = 9$	$36/32 = 9/8$	$4/32 = 1/8$
Ex. 3	$72/8 = 9$	$72/64 = 9/8$	$8/64 = 1/8$



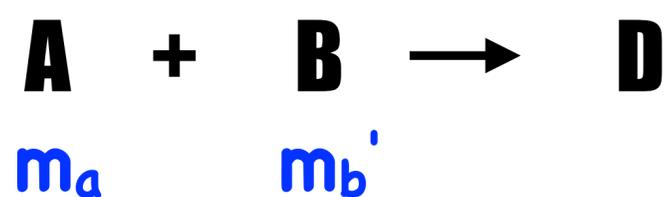
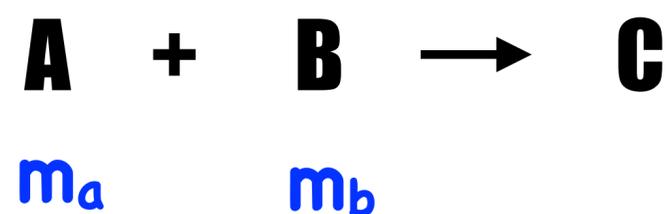


Lei das proporções múltiplas

Dalton (1808)

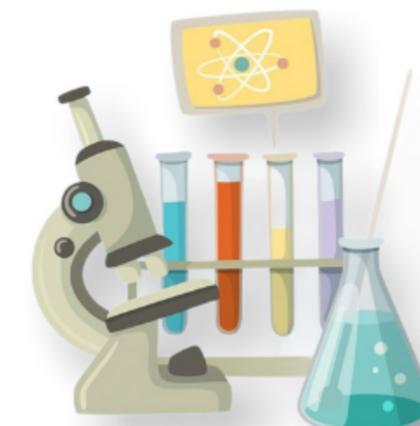


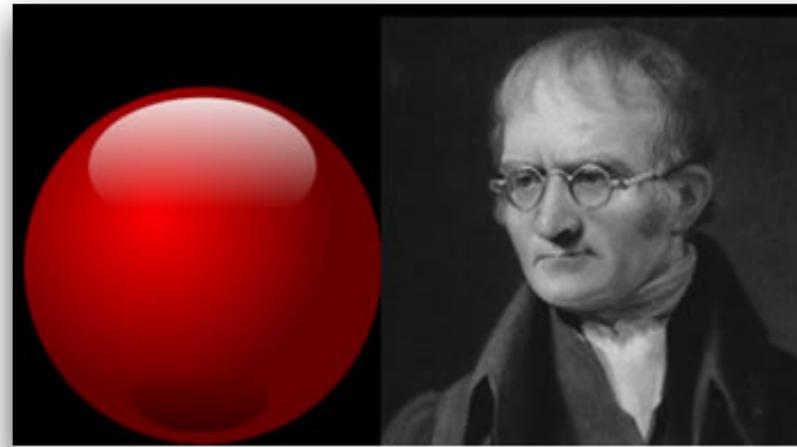
“Quando dois elementos formam duas ou mais substâncias compostas diferentes, se a massa de um deles permanecer fixa a do outro irá variar numa relação de números inteiros e pequenos”.



$$m_b / m_b' = a : b$$

sendo a e b números pequenos e inteiros





nitrogênio	oxigênio	Óxido formado
14g	$8g/8=1$	22g
14g	$16g/8=2$	30g
14g	$24g/8=3$	38g
14g	$32g/8=4$	46g

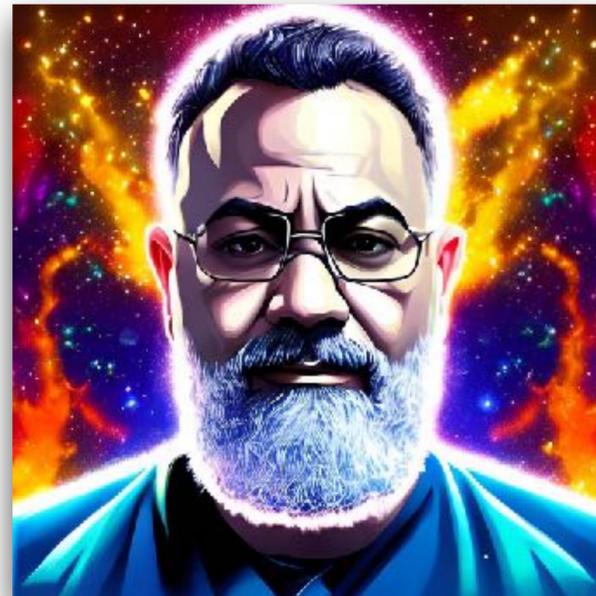
Proporção entre as massas de oxigênio que reagiram:

1:2:3:4



Para saber mais...

[https://educapes.capes.gov.br/bitstream/capes/599077/2/Produto completo 07.09.pdf](https://educapes.capes.gov.br/bitstream/capes/599077/2/Produto_completo_07.09.pdf)



Me sigam no Instagram:

@alexdiniz1402q



Prof: Alex

Mundos invisíveis (vídeo)



Meu site



Prof: Alex

Lavoisier (Video)



Meu site



Prof: Alex

Até a próxima!



Bons estudos!



alexquimica.com



@alexdiniz1402q



Prof: Alex