

LEIS PONDERAIS

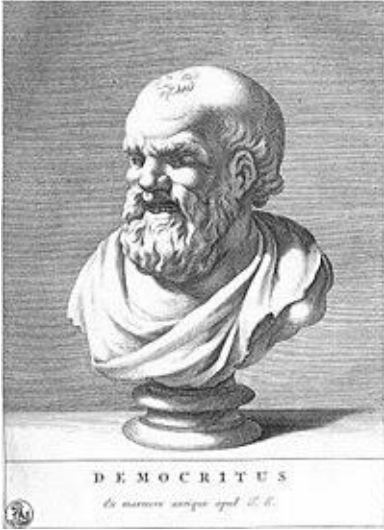
Disciplina: Química 1º ano do ensino médio

Professora: Aline de Oliveira

Contagem, 2020



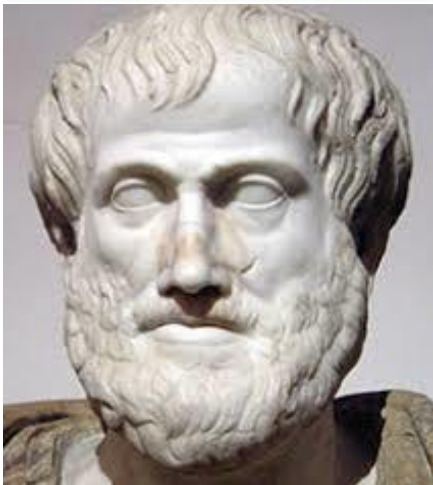
460 – 370 a. C.



Demócrito (filósofo grego) imaginou a matéria formada por pequenas partículas indivisíveis denominadas átomos.

Do grego: *a* → não e *tómos* → pedaços

384 – 322 a. C.



Aristóteles defendeu a ideia de que tudo o que existia no universo era formado a partir de quatro elementos fundamentais:

Terra

Água

Fogo

Ar

AS TENTATIVAS DE EXPLICAR A MATÉRIA E SUAS TRANSFORMAÇÕES

Alquimia desenvolveu-se entre 500 a 1500 da era Cristã



A química somente adquiriu caráter científico a partir do século XVIII



Observação

Hipótese

Experiências

Lei

Testar Hipótese

Conclusão

A LEI DE LAVOISIER

- ❑ Século XVIII (1743 – 1794);
- ❑ É uma lei da natureza;
- ❑ Lavoisier realizou experimentos em recipientes fechados e com balanças precisas.



Observou que no interior de um recipiente fechado, a massa total não varia, quaisquer que sejam as transformações que venham a ocorrer.

- ❑ Exemplos: queima do carvão e formação de ferrugem.

A LEI DE LAVOISIER

Lei de Lavoisier

(lei da conservação da massa, ou lei da conservação da matéria)

A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.

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

Exemplo:

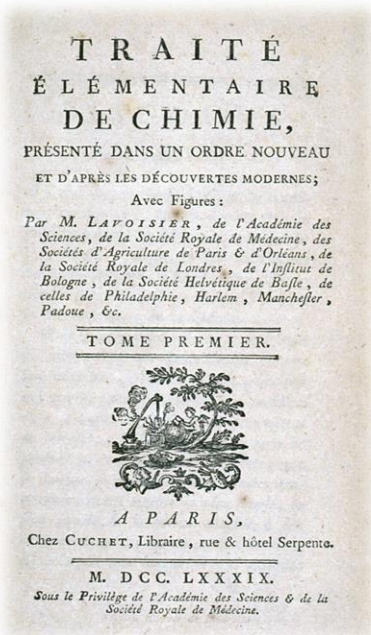
3 g de carbono



8 g de oxigênio



11 g de gás carbônico



Tratado elementar da química e alguns dos instrumentos utilizados por Lavoisier

A LEI DE PROUST

Lei de Proust

(lei das proporções constantes ou fixas ou definidas)

Amostras diferentes do mesmo composto contêm sempre a mesma proporção em massa dos seus elementos constituintes.

Exemplo: 3 g de carbono + 8 g de oxigênio = 11 g de gás carbônico

$(3 \text{ g}/11 \text{ g})$ de carbono = **0,27**

$(8 \text{ g}/11 \text{ g})$ de oxigênio = **0,73**

6 g de carbono + 16 g de oxigênio = 22 g de gás carbônico

$(6 \text{ g}/22 \text{ g})$ de carbono = **0,27**

$(16 \text{ g}/22 \text{ g})$ de oxigênio = **0,73**

AS LEIS PONDERAIS

Lei de Lavoisier

(lei da conservação da massa, ou lei da conservação da matéria)

A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.

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

Exemplo: 3 g de carbono + 8 g de oxigênio = 11 g de gás carbônico

Lei de Proust

(lei das proporções constantes ou fixas ou definidas)

Amostras diferentes do mesmo composto contêm sempre a mesma proporção em massa dos seus elementos constituintes.

Exemplo: 3 g de carbono + 8 g de oxigênio = 11 g de gás carbônico

6 g de carbono + 16 g de oxigênio = 22 g de gás carbônico

Marcam o nascimento da química como ciência.

AS LEIS PONDERAIS

Exemplo: Com base na lei de Proust e na lei de Lavoisier, indique os valores das massas que substituiriam as letras de A a I no quadro a seguir.

Ácido acético	+	Carbonato de sódio	→	água	+	Dióxido de carbono	+	Acetato de sódio
120 g		106 g		18 g		44 g		A
B		C		36 g		D		E
40 g		F		G		H		I

Ácido acético	+	Carbonato de sódio	→	água	+	Dióxido de carbono	+	Acetato de sódio
120 g		106 g		18 g		44 g		A

226 g

$(18 + 44 + A) \text{ g} = 226 \text{ g}$

$A = 164 \text{ g}$

AS LEIS PONDERAIS

Exemplo: Com base na lei de Proust e na lei de Lavoisier, indique os valores das massas que substituiriam as letras de A a I no quadro a seguir.

Ácido acético	+	Carbonato de sódio	→	água	+	Dióxido de carbono	+	Acetato de sódio
120 g		106 g		18 g		44 g		164 g
B		C		36 g		D		E

$(36 \text{ g}/18 \text{ g}) = 2$

$$B = 2 \cdot 120 \text{ g} = 240 \text{ g}$$

$$C = 2 \cdot 106 \text{ g} = 212 \text{ g}$$

$$D = 2 \cdot 44 \text{ g} = 88 \text{ g}$$

$$E = 2 \cdot 164 \text{ g} = 328 \text{ g}$$

$$B + C = (240 + 212) \text{ g} = 452 \text{ g}$$

$$36 \text{ g} + D + E = (36 + 88 + 328) \text{ g} = 452$$

$$B = 240 \text{ g}$$

$$C = 212 \text{ g}$$

$$D = 88 \text{ g}$$

$$E = 328 \text{ g}$$

AS LEIS PONDERAIS

Exemplo: Com base na lei de Proust e na lei de Lavoisier, indique os valores das massas que substituiriam as letras de A a I no quadro a seguir.

Ácido acético	+	Carbonato de sódio	→	água	+	Dióxido de carbono	+	Acetato de sódio
120 g		106 g		18 g		44 g		164
40 g		F		G		H		I

$$(40 \text{ g}/120 \text{ g}) = 1/3$$

$$F = (1/3) \cdot 106 \text{ g} = 35,33 \text{ g}$$

$$G = (1/3) \cdot 18 \text{ g} = 6 \text{ g}$$

$$H = (1/3) \cdot 44 \text{ g} = 14,67 \text{ g}$$

$$I = (1/3) \cdot 164 \text{ g} = 54,66 \text{ g}$$

$$40 \text{ g} + F = (40 + 35,33) \text{ g} = 75,33 \text{ g}$$

$$G + H + I = (6 + 14,67 + 54,66) \text{ g} = 75,33$$

$$F = 35,33 \text{ g}$$

$$G = 6 \text{ g}$$

$$H = 14,67 \text{ g}$$

$$I = 54,66 \text{ g}$$