



Universidade Federal do Acre
Coordenação de Ciências Agrárias
PET-Agronomia



CÁLCULOS QUÍMICOS

Bolsistas: *Renato* (7º Período-Florestal)

Tutor: Prof. Dr. *José Ribamar*

Rio Branco, Acre 2006

1 – As leis ponderais

Origem

- ▶ **Teoria atômica clássica de Dalton – 1803;**
... átomos são indivisíveis.

Divide-se em:

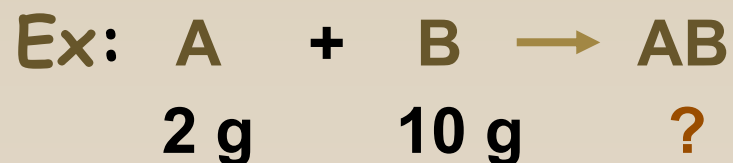
- ▶ **Lei de Dalton;**
- ▶ **Lei de Richter;**
- ▶ **Lei de Lavoisier;**
- ▶ **Lei de Prost;**
- ▶ **Lei de volumétricas de Gay – Lussac e outros.**



1 – As leis ponderais

Lei de Lavoisier ou Lei de Conservação das Massas

- ▶ Os Elementos de Química, publicado em 1789;
- ▶ A **massa total** dos reagentes é **igual** à massa total dos produtos;
- ▶ “Na natureza nada se **cria**, nada se **perde**, tudo se **transforma**”.



Pela **Lei de Lavoisier** $\Rightarrow 2 + 10 = 12 \text{ g}$.

1 – As leis ponderais

Lei de Proust ou Lei das Proporções Fixas

- ▶ As massas dos reagentes e produtos são, entre si, **diretamente proporcionais**;

Substâncias Pura → Mesma Composição Química;

Substâncias → Composição Fixa → Fórmula Química.



1 – As leis ponderais

Leis Volumétricas de Gay - Lussac (1808)

...conhecido por formular a **lei dos gases**;

...nem sempre o volume total dos reagentes é igual ao volume total dos produtos;

...Reação → contração de volume;

- Os volumes dos reagentes e dos produtos de uma reação envolvendo substâncias gasosas CNTP, obedecem a uma **proporção constante**.



1 – As leis ponderais

Exemplo₁:

- ▶ Nos carros movidos a hidrogênio, a combustão ocorre nas seguintes proporções:



Pela **Lei de Lavoisier** \Rightarrow Massa (água) = 2 + 16 = **18 g**.

- ▶ Qual massa de água seria produzida na queima de 40 kg de hidrogênio?

hidrogênio		água
2 g	—————	18 g
40.000 g	—————	x g

\Rightarrow **x = 360.000 g** ou

\Rightarrow **x = 360 kg de água**



1 – As leis ponderais

Exemplo₁:

- Calcular a massa do oxigênio consumido na reação a seguir?



Aplicando a **Lei de Lavoisier**:

$$M. \text{ Reagente} = M. \text{ Produto}$$

$$40 + y = 360$$

$$y = 360 - 40 \Rightarrow y = 320 \text{ kg}$$

Assim, a combustão irá consumir **320 kg** de gás oxigênio.



1 – As leis ponderais

Exemplo₂:

- Determine a composição percentual do dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$).

Resolução:

Calcula-se: a massa molar do $K_2Cr_2O_7$?

Dados: (K = 39; Cr = 52; O = 16);



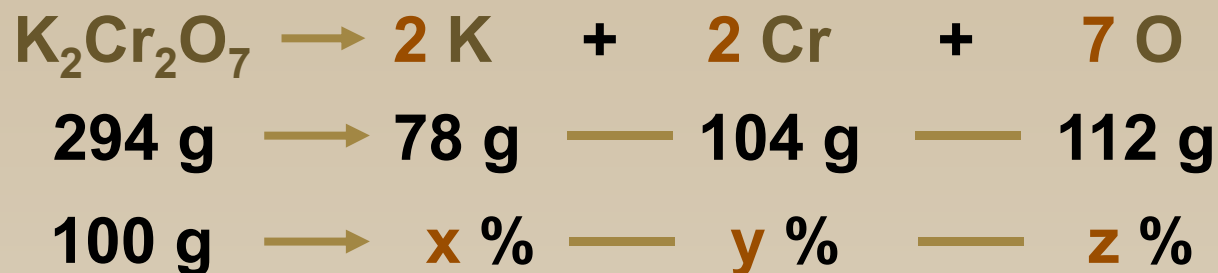
$$\begin{array}{r} \begin{array}{l} \text{---} \rightarrow \\ \text{---} \rightarrow \\ \text{---} \rightarrow \end{array} \\ 7 \cdot 16 = 112 \\ 2 \cdot 52 = 104 \\ 2 \cdot 39 = \underline{78} \\ 294 \end{array}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} MM = 294 \text{ u.m.a} \\ \text{mol} = 294 \text{ g} \\ \text{Massa Molar} = 294 \text{ g/mol} \end{array} \right.$$

1 – As leis ponderais

Exemplo₂:

Cont:



Pela Lei de Proust temos:

$$\frac{294}{100} = \frac{78}{x} = \frac{104}{y} = \frac{112}{z} \quad \Rightarrow \quad x = \frac{100 \times 78}{294}$$

$$x = 26,5 \% \text{ K}, \quad y = 35,4 \% \text{ Cr} \quad \text{e} \quad z = 38,1\% \text{ O}$$

2 – Fórmulas Químicas

Classificação:

▶ Fórmula porcentual (Composição Centesimal)

“**Porcentagem** em massa de cada elemento que forma uma substância”.

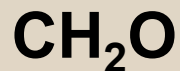
Ex:



▶ Fórmula mínima

“Menor proporção em **n^{os} inteiros** de átomos (mol) dos elementos que formam uma substância”.

Ex:



2 – Fórmulas Químicas

‣ Fórmula molecular

“**Quantidade de átomos** de cada elemento que forma a molécula de uma substância”.

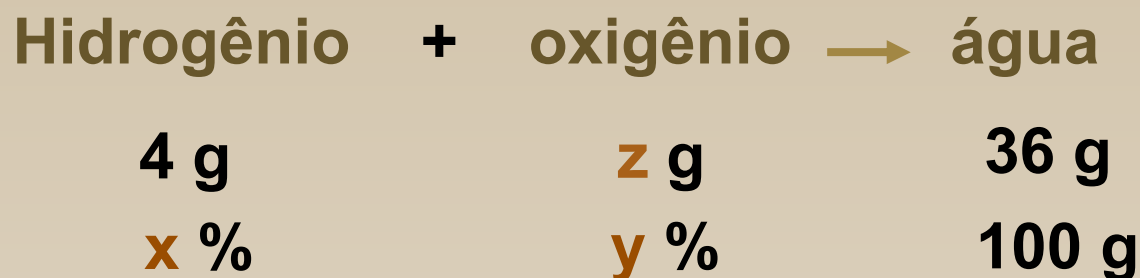
Ex:



2 – Fórmulas Químicas

Exemplo₁:

- Verifica-se que 4 g de H_2 reagem com gás O_2 , produzindo 36 g de água. Qual a composição percentual da água?



Pela lei de Lavoisier: $4 + z = 36 \rightarrow z = 32 \text{ g}$

Pela lei de Proust:

$$\frac{4}{x} = \frac{32}{y} = \frac{36}{100} \Rightarrow \begin{aligned} x &= 11,11 \% \text{ H} \\ y &= 88,89 \% \text{ O}_2 \end{aligned}$$

Fórmula percentual é: $\text{H}_{11,11 \%} \text{O}_{88,89 \%}$

2 – Fórmulas Químicas

Exemplo₂:

- Qual a fórmula molecular de um composto que apresenta fórmula percentual $H_{9,09\%}$ $C_{54,54\%}$ $O_{36,36\%}$ e massa molecular 88 u ?

$$\text{Hidrogênio} \rightarrow \frac{9,09 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 9,09 \text{ mols}$$

$$\text{Carbono} \rightarrow \frac{54,54 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 4,55 \text{ mols}$$

$$\text{Oxigênio} \rightarrow \frac{36,36 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2,27 \text{ mols}$$

Dividimos por 2,27:

$$\text{Hidrogênio} \rightarrow \frac{9,09}{2,27} = 4$$

$$\text{Carbono} \rightarrow \frac{4,55}{2,27} = 2$$

$$\text{Oxigênio} \rightarrow \frac{2,27}{2,27} = 1$$

Fórmula mínima (fm)



2 – Fórmulas Químicas

Assim:

Fórmula Molecular = (fórmula mínima) x n

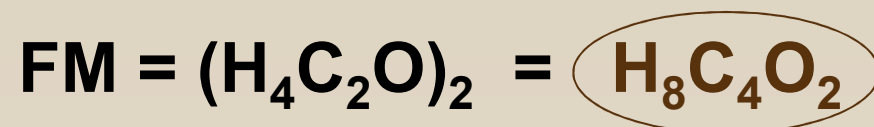
$$FM = (fm)n$$

$$fm = H_4C_2O_1 \rightarrow MM = 1 \times 4 + 12 \times 2 + 16 \times 1 = 44$$

$$FM = ? \rightarrow MM (FM) = 88$$

$$\text{Como: } n = \frac{MM (FM)}{MM (fm)} = \frac{88}{44} = 2 \rightarrow n = 2$$

Fórmula Molecular: $FM = (fm)_n$



3 – Estequiometria

Conceito:

Cálculo
Estequiométrico



Relação Quantitativa



1 Espécie Química



2 ou + Espécies Químicas



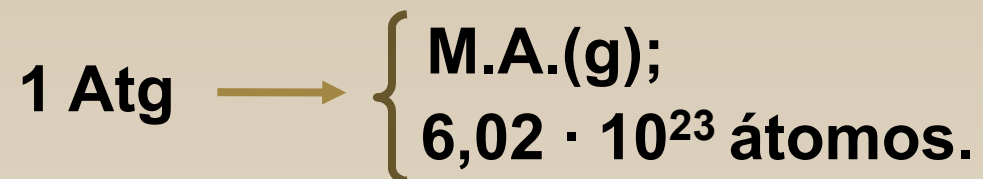
Transformação
Química



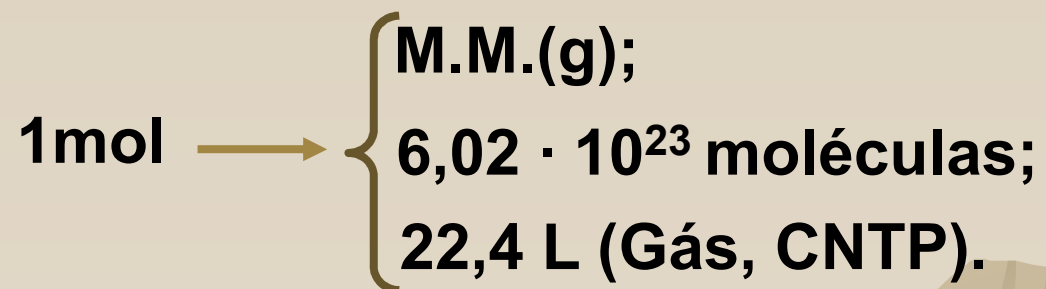
3.1 – Cálculo Estequiométrico

- Como podem ser feitos os Cálculos?
- Estabelecidas as proporções é possível fazer inúmeros cálculos através de simples **Regra de Três**.

Para Elementos:



Para Substâncias:



3.2 – Regras para resolver problemas envolvendo cálculo estequiométrico

I - Escrever a equação química;

II - Balancear a equação;

III - Escrever a relação em mols dos reagentes e produtos;

IV - Substituir o mol por M.M(g), $6,02 \times 10^{23}$ moléculas (átomo) ou 22,4 L (CNTP), quando for o caso, isto em função do que é "Dado" e pedido para "Calcular";

V - Colocar os dados do problema → cálculo.

3.3 – Exercícios Resolvidos

Exemplo₁:

▶ De acordo com a equação $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$, calcule:

a) O nº de mols de moléculas de O_2 necessário para reagir com 5 mols de átomos de ferro;



Assim, temos:



Assim, é necessário **3,75 mols de moléculas de O_2**

3.3 – Exercícios Resolvidos

Exemplo₁:

Cont:

b) O nº de moléculas de Fe_2O_3 que se forma a partir de $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 .



IV



$$3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ ————— } 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$$

V

$$3,01 \cdot 10^{23}$$

y moléculas

$$\frac{3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{3,01 \cdot 10^{23}} = \frac{2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{y} =$$

$$y = 2,0 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Formam-se $2,0 \times 10^{23}$ moléculas de Fe_2O_3 .

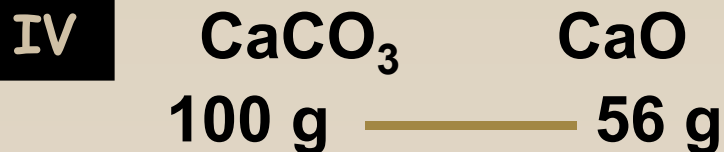
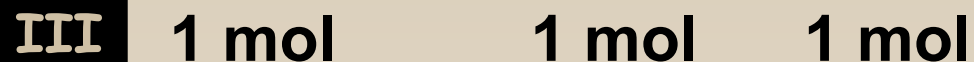
3.3 – Exercícios Resolvidos

Exemplo₂:

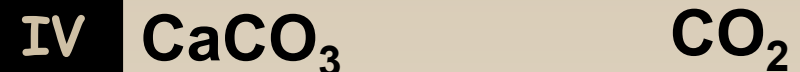
- ▶ Calcular a massa de **CaO** e o volume de **CO₂** nas CNTP produzida pela decomposição térmica de 300 g de carbonato de cálcio, de acordo com o processo:
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Dado: 300 g CaCO_3 ;

Calcular: g CaO ; L CO_2 ?



$x = 168 \text{ g CaO}$



$y = 67,2 \text{ L CO}_2$

3.3 – Exercícios Resolvidos

Exemplo₃:

- Qual o número de moléculas de CO_2 e a massa obtida de NaCl a partir de 10,6 kg de Na_2CO_3 , conforme a reação:



Dado: 10,6 kg Na_2CO_3 ;

Calcular: moléculas CO_2 ;
g NaCl ?



$$x = 6,02 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{CO}_2.$$

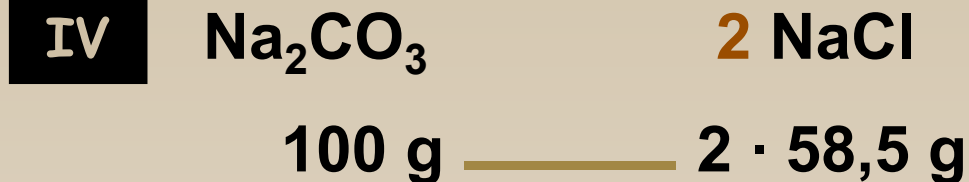
3.3 – Exercícios Resolvidos

Exemplo₃:

Cont:

Dado: 10,6 kg Na₂CO₃;

Calcular: g NaCl?



$$y = 12.402 \text{ g NaCl ou}$$

$$y = 12,402 \text{ kg NaCl}$$

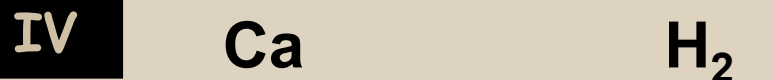
3.3 – Exercícios Resolvidos

Exemplo₄:

- Calcular o volume de H_2 , a $27^\circ C$ e 2 atm , que se obtém na reação entre 8 g de Ca e quantidade suficiente de H_2O .
Dada a equação: $Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

Dado: 8 g Ca ; 2 atm , $27^\circ C$;

Calcular: $L H_2$?



Assim, obtém-se **0,2 mol de Hidrogênio.**

3.3 – Exercícios Resolvidos

Exemplo₄:

Dado: 8 g Ca; 2 atm, 27°C;

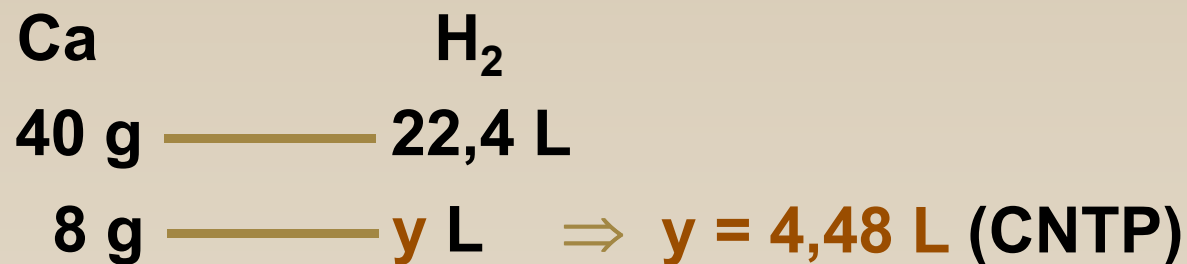
Calcular: L H₂?

Calculando o volume pela **Equação de Clapeyron**, temos:

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} \Rightarrow \frac{0,2 \cdot 0,082 \cdot 300}{2} = V = 2,46 \text{ L}$$

Portanto, obtém-se **2,46 L de Hidrogênio**

Outra forma de calcular o volume:



$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \cdot 4,48 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{2 \text{ atm} \cdot V_2}{300 \text{ K}} =$$

$$V_2 = 2,46 \text{ L H}_2$$

4 – Pureza

Grau de Pureza

- ▶ É o **quociente** entre a massa da substância pura e a massa total da amostra.

Porcentagem da Pureza

- ▶ É o **porcentagem** da massa da substância pura em relação a massa total da amostra.

Impureza

- ▶ É a parte inerte da amostra, com relação ao processo químico realizado.



4 – Pureza

Exemplo:

- Qual a massa de CaCl_2 obtida pela reação de 500 g calcário calcítico (CaCO_3) com 90 % de pureza em presença de HCl em excesso?



Dados: Ca = 40, C = 12, O = 16, Cl = 35,5 g/mol;

Resolução:

500 g Calcário com Pureza = 90 % → Quanto reage?

100 g Calcário ————— 90 g CaCO_3

500 g Calcário ————— x g CaCO_3

x = 450 g CaCO_3

4 – Pureza

Exemplo:

Cont:

Dado: Ca = 40, C = 12, O = 16; Cl = 35,5 g/mol;

450 g CaCO₃;

Calcular: g CaCl₂?

I



II



III



IV



V



$$\Rightarrow y = 499,5 \text{ g CaCl}_2$$

5 – Rendimento de uma reação

- ▶ **Numa reação química, os produtos são obtidos em quantidades menores que as previstas na teoria;**

...o rendimento de uma reação química nunca é 100 %.

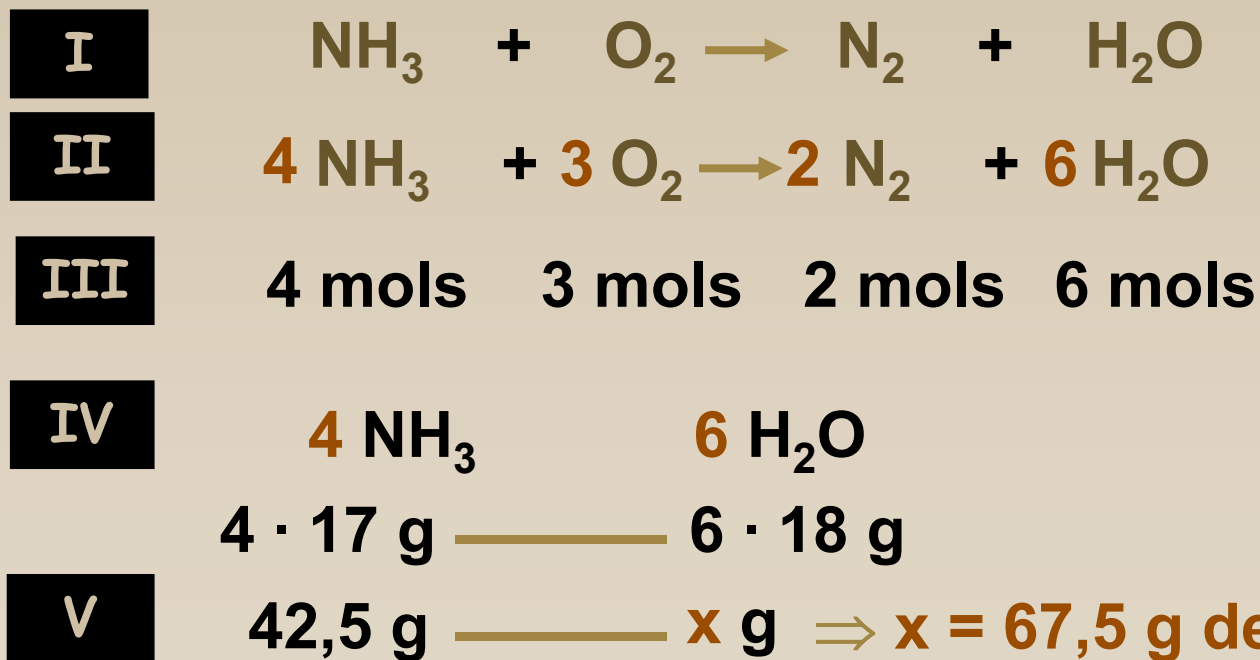


5 – *Rendimento de uma reação*

Exemplo:

- A combustão de 42,5 g de um amoníaco (NH_3) tem um rendimento de 95 %. Calcule a massa, em gramas de H_2O que se obtém nessa combustão. Dada a equação:
 $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Dados: N = 14, H = 1, O = 16 g/mol;



x = Massa de H_2O num rendimento de 100 %.

5 – *Rendimento de uma reação*

Exemplo:

Cont:

Dado: 67,5 g de H₂O (rendimento de 100 %).

Calcular: g H₂O com rendimento de 95 %?

Assim, temos:

Rendimento	g H ₂ O obtida
100 %	67,5 g
95 %	y g

$$\Rightarrow y = 64,12 \text{ g de H}_2\text{O}$$

6 – Considerações Finais

- ▶ **Leis Ponderais;**

- ▶ **Fórmulas Químicas;**

- ▶ **Cálculo Estequiométrico;**
 - . **Equação balanceada;**

 - . **1mol – MM (g) – $6,02 \times 10^{23}$ – moléculas – 22,4 L.**



Obrigado pela Atenção!!

“Mas, buscai primeiro o Reino de Deus e a sua justiça, e todas estas coisas vos serão acrescentadas.”



Mateus: 6-33

Renato (7º Período-Florestal)