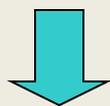


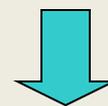
Estequiometria

Reação Química

Equações químicas: uma transformação química é denominada reação química e é descrita por uma equação química.



Reagentes



Produtos

Conservação da massa: em reacções químicas vulgares não há variação da massa total. Os átomos não podem ser criados ou destruídos.

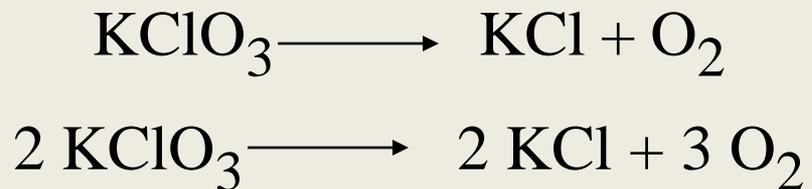
Balanceamento Químico

Muitas vezes identificamos reagentes e produtos mas temos de balancear a equação química.

1. Balancear os elementos que aparecem apenas uma vez de cada lado da equação e com igual nº de átomos. As fórmulas devem ter o mesmo coeficiente

2. Balancear os elementos que aparecem apenas uma vez, mas com diferente número de átomos.

3. Balancear os elementos que aparecem duas ou mais vezes.



Dizemos que a equação está acertada. Os coeficientes colocados atrás das fórmulas são designados coeficientes estequiométricos.

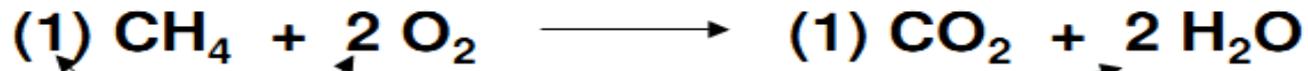
Balanceamento Químico

MOL – coeficientes dos reagentes e produtos

NO BALANCEAMENTO: ÍNDICES DAS FÓRMULAS NÃO MUDAM →
IDENTIDADE DAS SUBSTÂNCIAS
COEFICIENTES PODEM MUDAR

H₂O é diferente de **H₂O₂**

índice



coeficientes

Balanceamento Químico

1- ESCREVER AS FÓRMULAS CORRETAS DE REAGENTES E PRODUTOS



2- BALANCEAR O N° DE ÁTOMOS DE CARBONO

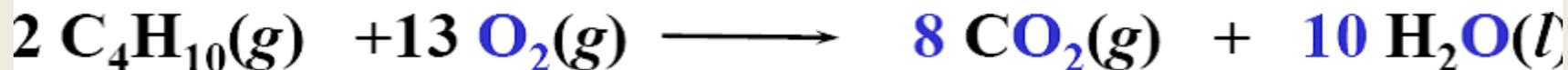


Balanceamento Químico

3- BALANCEAR N° DE ÁTOMOS DE HIDROGÊNIO



4- BALANCEAR O N° DE ÁTOMOS DE OXIGÊNIO

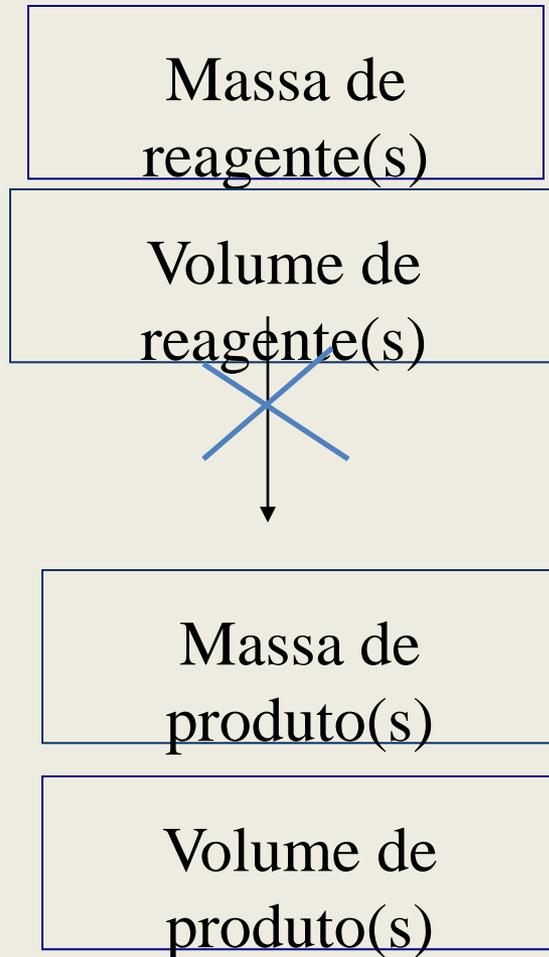


5- VERIFICAR SE TODOS OS ELEMENTOS ESTÃO BALANCEADOS.

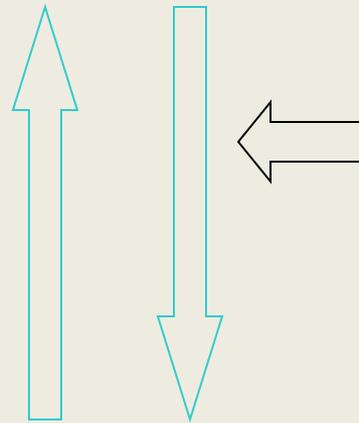
Estequiometria

ESTEQUIOMETRIA – NOME DERIVADO da palavra grega
STOICHEION (elemento) e METRON (medida)

Cálculos Estequiométricos



n° de mols de reagente

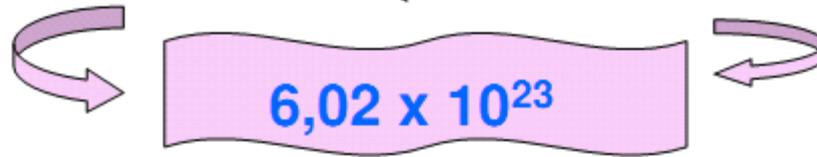


Estequiometria

n° de mols de produto

Mol

MOL – NÚMERO FIXO DE PARTÍCULAS



1 mol de moléculas de H₂O 6,02 x 10²³ moléculas de H₂O
(**602 sextilhões**)

1 mol de átomos de C

6,02 x 10²³ átomos de C

1 mol de íons de Na⁺

6,02 x 10²³ íons de Na⁺

1 mol de N

6,02 x 10²³ de átomos de N

1 mol de N₂

602 x 10²³ de moléculas de N₂

Mol de Átomos

12 g de Carbono

32 g de Enxofre

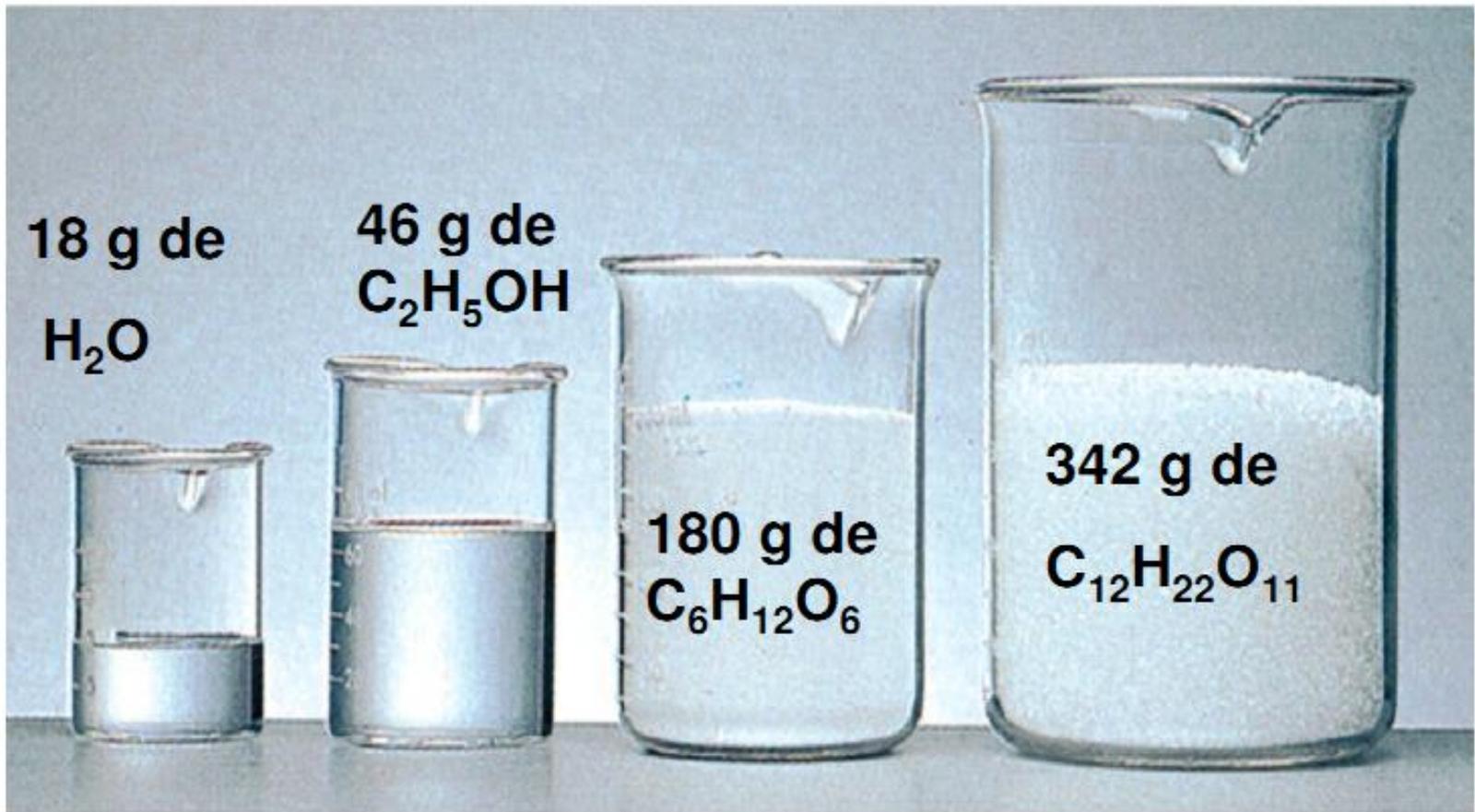


64 g de Cobre

207 g de Chumbo

201 g de Mercúrio

Mol de Moléculas



ÁGUA

ETANOL

GLICOSE

SACAROSE

Mol de Compostos Iônicos



58 g de NaCl

100 g de CaCO₃

278 g de FeSO₄·7H₂O

78 g Na₂O₂

Utilizando o Mol

Massa molecular: soma das massas atômicas dos átomos da fórmula química:

$$\text{MM do H}_2\text{SO}_4 = 2 \times 1,0 \text{ u do H} + 32,1 \text{ u do S} + 4 \times 16,0 \text{ u do O} = 98,1 \text{ u}$$

Massa molar: massa em gramas de 1 mol de partículas

$$\text{MM do H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u (uma molécula)}$$

$$\text{MMolar: } 98 \text{ g (1 mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas)}$$

1 molécula 98 u



1 mol de moléculas 98g

$6,02 \times 10^{23}$ fator de conversão

Moléculas



$$C = 12 \times 1 = 12$$

$$O = 16 \times 2 = 32$$

44

$$1 \text{ molécula} = 44 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol de CO}_2 = 44 \text{ gramas}$$

$$44 \text{ gramas} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$44 \text{ gramas} = 22,71 \text{ L (nas CNTP)}$$

Aplicando o Mol

1) Massa para Mol:

Quantos mols de níquel (Ni) há em 4,50 g deste elemento?

Ni = 58,71 u, portanto 1 mol de átomos de Ni tem 58,71 g

$$4,50 \text{ g Ni} \times \frac{1 \text{ mol Ni}}{58,71 \text{ g Ni}} = 0,077 \text{ mol Ni}$$

2) Mol para Massa:

Quantos gramas de ouro (Au) existem em 0,250 mol deste metal?

1 mol de Au = 197,0 g

$$0,250 \text{ mol Au} \times \frac{197,0 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} = 49,25 \text{ g Au}$$

Aplicando o Mol

3) em fórmulas químicas:

Quantos mols de átomos de O estão combinados com 6,20 mols de átomos de P no H_3PO_4 ?

$$6,20 \text{ mol P} \times \frac{4 \text{ mol O}}{1 \text{ mol P}} = 24,8 \text{ mol O}$$

4) Em fórmulas mínimas e moleculares:

P_4O_{10} é uma fórmula molecular P_2O_5 é uma fórmula simplificada

Em uma amostra de um composto de estanho (Sn) e cloro (Cl) de massa 2,57 g foram encontrados 1,17 g de estanho. Qual é a fórmula mínima da substância? (Cl = 2,57 - 1,17 = 1,40 g)

Estequiometria



<i>1 mol de N₂</i>	<i>3 mols de H₂</i>	<i>2 mols de NH₃</i>
<i>28 gramas</i>	<i>6 gramas</i>	<i>34 gramas</i>
<i>6,02 x 10²³ Moléculas</i>	<i>18,06 x 10²³ Moléculas</i>	<i>12,04 x 10²³ Moléculas</i>
<i>22,71 L (nas CNTP)</i>	<i>68,13 L (nas CNTP)</i>	<i>45,42 L (nas CNTP)</i>
<i>1 Volume</i>	<i>3 Volumes</i>	<i>2 Volumes</i>

Exercício 1

Qual a massa de NH_3 produzida a partir de 33,6 gramas de N_2 ?

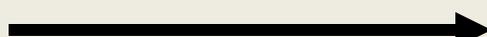


28 g de N_2



34 g de NH_3

33,6 g de N_2



X g de NH_3

X = 40,8 g de NH_3

Exercício 2

Qual o volume de H_2 nas CNTP consumido na produção de 6 mols de NH_3 ?



68,13 L (nas CNTP)



2 mols de NH_3

X L (nas CNTP)

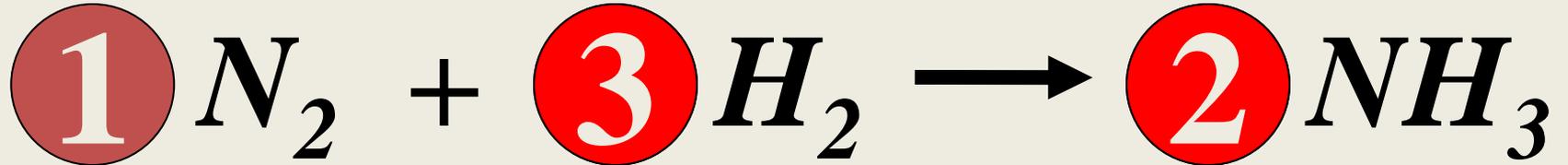


6 mols de NH_3

$$X = 204,39 L$$

Exercício 3

Qual o volume de H_2 consumido na produção de 6 litros de NH_3 ?



3 L de H_2



2 L de NH_3

$X L$



6 L de NH_3

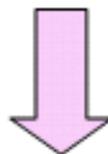
$$X = 9 L$$

Rendimento das Reações

RENDIMENTO TEÓRICO E RENDIMENTO PERCENTUAL

RENDIMENTO REAL DE UM PRODUTO - quantidade obtida no final da reação, medida em gramas ou mols (quantidade medida)

RENDIMENTO TEÓRICO – é a massa que deveríamos obter se não houvessem perdas ou produtos secundários (quantidade calculada COM BASE NUMA EQUAÇÃO QUÍMICA)



$$\text{RENDIMENTO PERCENTUAL} = \frac{\text{RENDIMENTO REAL}}{\text{RENDIMENTO TEÓRICO}} \times 100 \%$$

Exercício de Rendimento

Um químico efetua a síntese do tricloreto de fósforo misturando 12,0 g de P com 35,0 g de Cl₂ e obtem 42,4 g de PCl₃. Calcule o rendimento percentual para este composto.



Uma vez que foram fornecidas as massas, deve-se saber qual é o reagente limitante.

Vamos escolher o fósforo e determinar se ele está presente em quantidade suficiente para reagir com 35 g de cloro.

$$12,0 \text{ g P} \times \frac{1 \text{ mol P}}{30,97 \text{ g P}} \times \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol P}} \times \frac{70,90 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 41,2 \text{ g Cl}_2$$

Vemos que não há Cl₂ suficiente para reagir com 12,0 g de P.

O Cl₂ será totalmente consumido, ele é o reagente limitante.

Exercício de Rendimento

Para obter o **rendimento teórico** de PCl_3 , vamos calcular quantos gramas deste poderiam ser obtidos a partir de 35 g de Cl_2 .

$$35,0 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,90 \text{ g Cl}_2} \times \frac{2 \text{ mol PCl}_3}{3 \text{ mol Cl}_2} \times \frac{137,32 \text{ g PCl}_3}{1 \text{ mol PCl}_3} = 45,2 \text{ g PCl}_3$$

Como o **rendimento real** foi de 42,4 g de PCl_3 e não 45,2 g, obteremos:

$$\text{RENDIMENTO PERCENTUAL} = \frac{\text{RENDIMENTO REAL}}{\text{RENDIMENTO TEÓRICO}} \times 100 \%$$

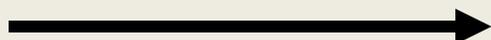
$$\% = \frac{42,4 \text{ g PCl}_3}{45,2 \text{ g PCl}_3} \times 100\% = 93,8\%$$

Exercício de Rendimento

Qual o rendimento da reação, sabendo que foram produzidos 35,7 gramas de NH_3 a partir de 42 gramas de H_2 ?



28 g de N_2



34 g de NH_3

42 g de H_2



X g de NH_3

X = 51 g de NH_3



100% rend

35,7 gramas

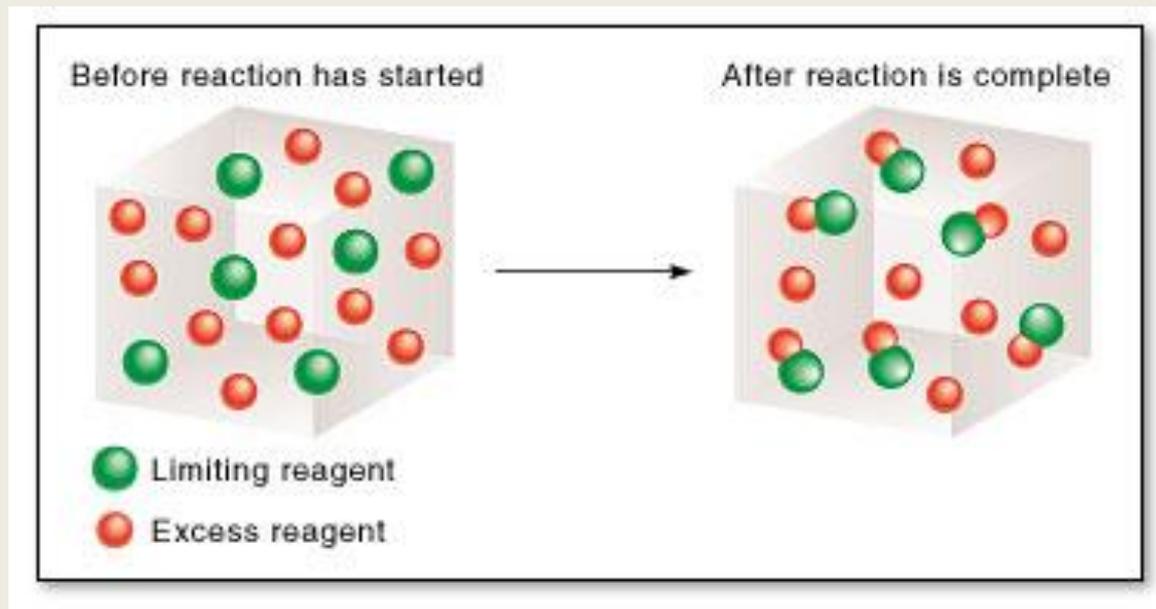


Y% rend

Y = 70 %

Reagente Limitante

O reagente consumido em primeiro lugar numa reacção química é designado reagente limitante (limita a quantidade de produto formado). Os outros reagentes dizem-se em excesso.



Exercício de reagente em excesso

Qual a massa de reagente em excesso sabendo que 8,4 gramas de N_2 reagem com **2,5 gramas de H_2 ?**



28 gramas

6 gramas

8,4 gramas

X gramas

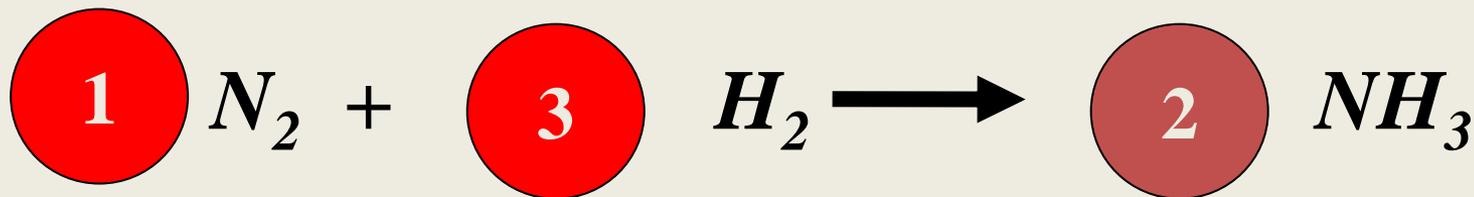
$$X = 1,8 \text{ g de } H_2$$

São necessários 1,8 g de H_2 para reagir com 8,4 g de N_2

$$2,5 - 1,8 = 0,7 \text{ (excesso)}$$

Continuação

Qual a massa de reagente em excesso sabendo que **8,4 gramas de N_2** reagem com 2,5 gramas de H_2 ?



28 gramas



6 gramas

X gramas



2,5 gramas

$X = 11,6 \text{ g de } N_2$

São necessários 11,6 g de N_2 para reagir com 2,5 g de H_2
Temos apenas 8,4 g de N_2 (reagente limitante)

EXEMPLO: Carbeto de cálcio reage com água para formar hidróxido de cálcio e acetileno. Qual é o reagente limitante quando 100 g de água reage com 100 g de carbeto de cálcio?



Massa molar do CaC_2 - 64,10 g/mol

Massa molar da H_2O - 18,0 g/mol

$$n. \text{ Mol } \text{CaC}_2 = 100 \text{ g } \text{CaC}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{64,10} = 1,56 \text{ mol } \text{CaC}_2 \text{ (limitante)}$$

$$n. \text{ Mol } \text{H}_2\text{O} = 100 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} = 5,55 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

1 mol CaC_2 : 2 mol de H_2O

$$1,56 \text{ mol } \text{CaC}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{CaC}_2} = 3,12 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

Excesso de água: $5,55 - 3,12 =$
 $2,43 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$