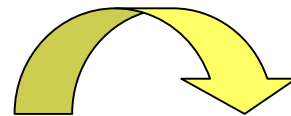
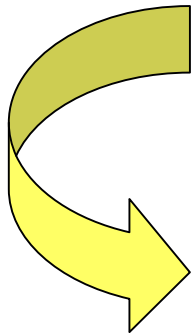


ESTEQUIOMETRIA



MEDINDO ELEMENTOS

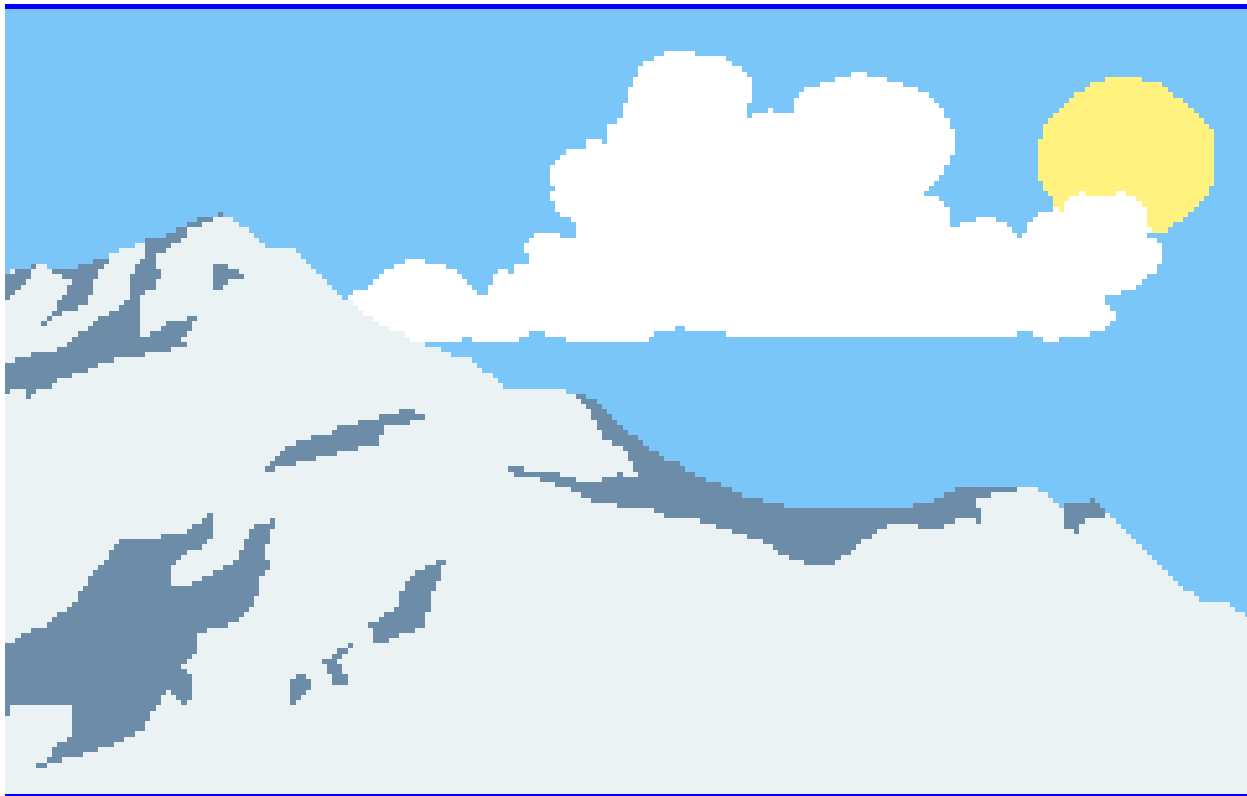
ESTEQUIOMETRIA – NOME DERIVADO da palavra grega **STOICHEION** (elemento) e **METRON** (medida)

É importante para medir concentração de ozônio na atmosfera, ou o rendimento potencial de ouro de uma pepita, por exemplo.

Várias medidas em química são possíveis graças a aplicação da estequiometria

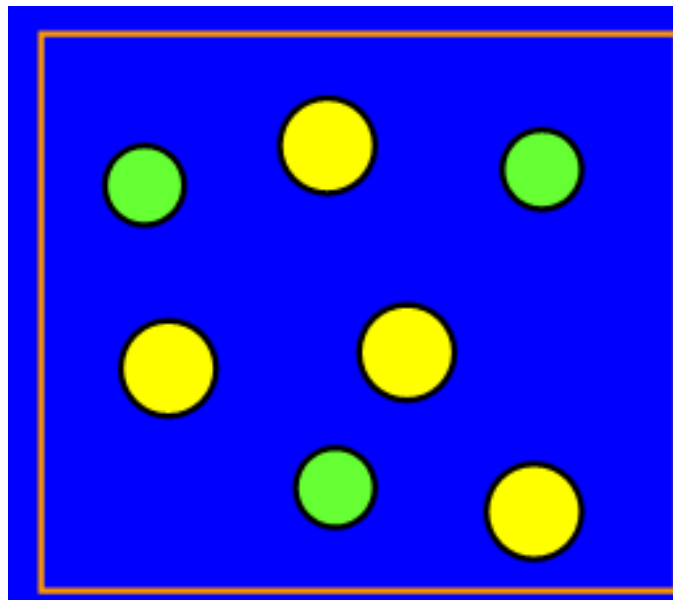
TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

FÍSICAS:

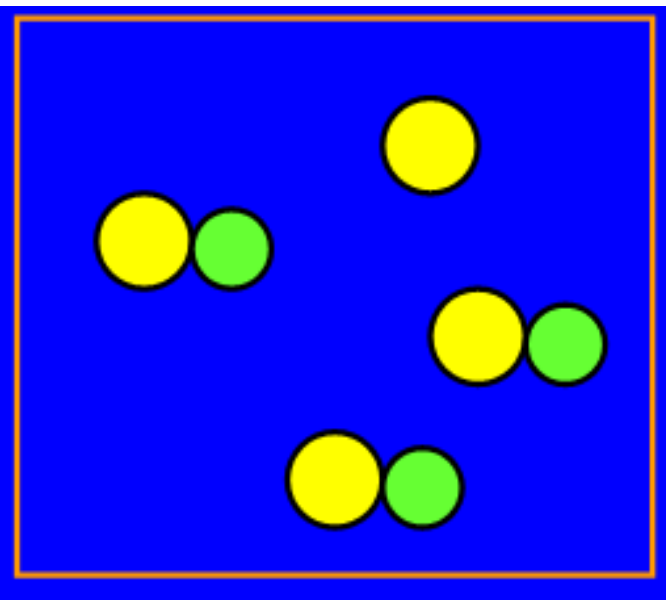


TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS:

REAGENTES



PRODUTOS



As transformações químicas (REAÇÕES) estão baseadas em duas leis fundamentais:

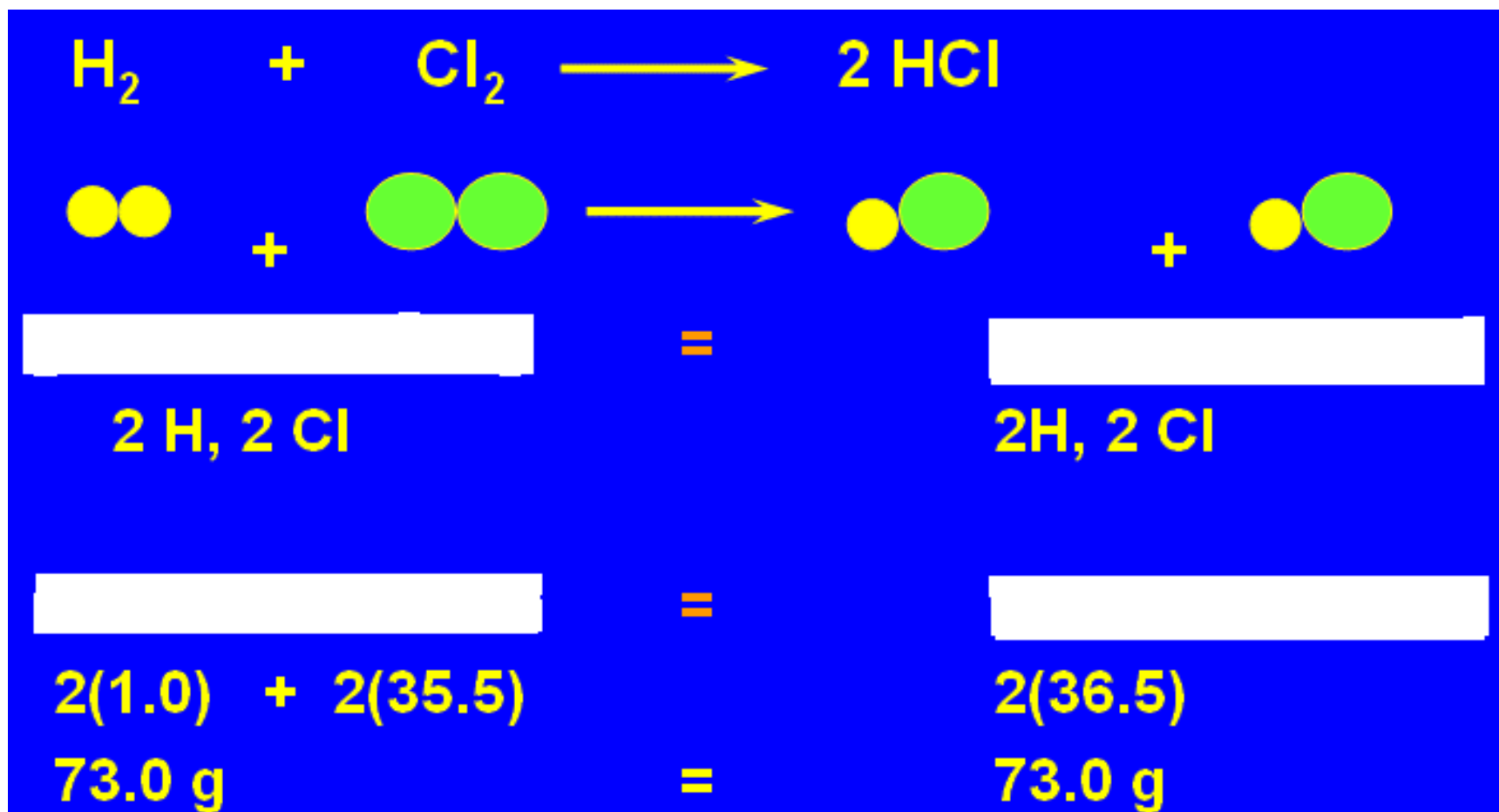
CONSERVAÇÃO DAS MASSAS (LAVOISIER, 1774)

10 g de reagente  10 g de produto

1000 átomos de um elemento reagem 
1000 átomos do elemento nos produtos (Dalton)

PROPORÇÕES DEFINIDAS (PROUST, 1807)

CONSERVAÇÃO DAS MASSAS – NUMA REAÇÃO QUÍMICA A MASSA DOS REAGENTES É IGUAL A MASSA DOS PRODUTOS – NÃO HÁ PERDA NEM GANHO DE MASSA



PROPORÇÕES DEFINIDAS – OS ELEMENTOS QUÍMICOS, EM UM DADO COMPOSTO, ESTÃO SEMPRE COMBINADOS NA MESMA PROPORÇÃO EM MASSA

DECOMPONDO-SE **ZnS** sempre se obtém 1,000 g de **Zn** para 0,490 g de **S** – a composição é constante

MOL – UNIDADE DE QUANTIDADE DE MATÉRIA

Mesmo as menores amostras com que trabalhamos no laboratório contêm enormes números de átomos, íons ou moléculas.

Por ex. uma colher de chá de água (cerca de 5 mL), contém um número muito grande de moléculas, da ordem de sextilhões de partículas.

No dia-a-dia usamos unidades de contagem como dúzia (12 unidades) e grossa (144 objetos).

Em química a unidade usada para contar átomos, moléculas ou íons é o **MOL**:

quantidade de matéria que contém tantos objetos quanto o número de átomos contidos em 12 g de C¹² isotopicamente puro.

MOL

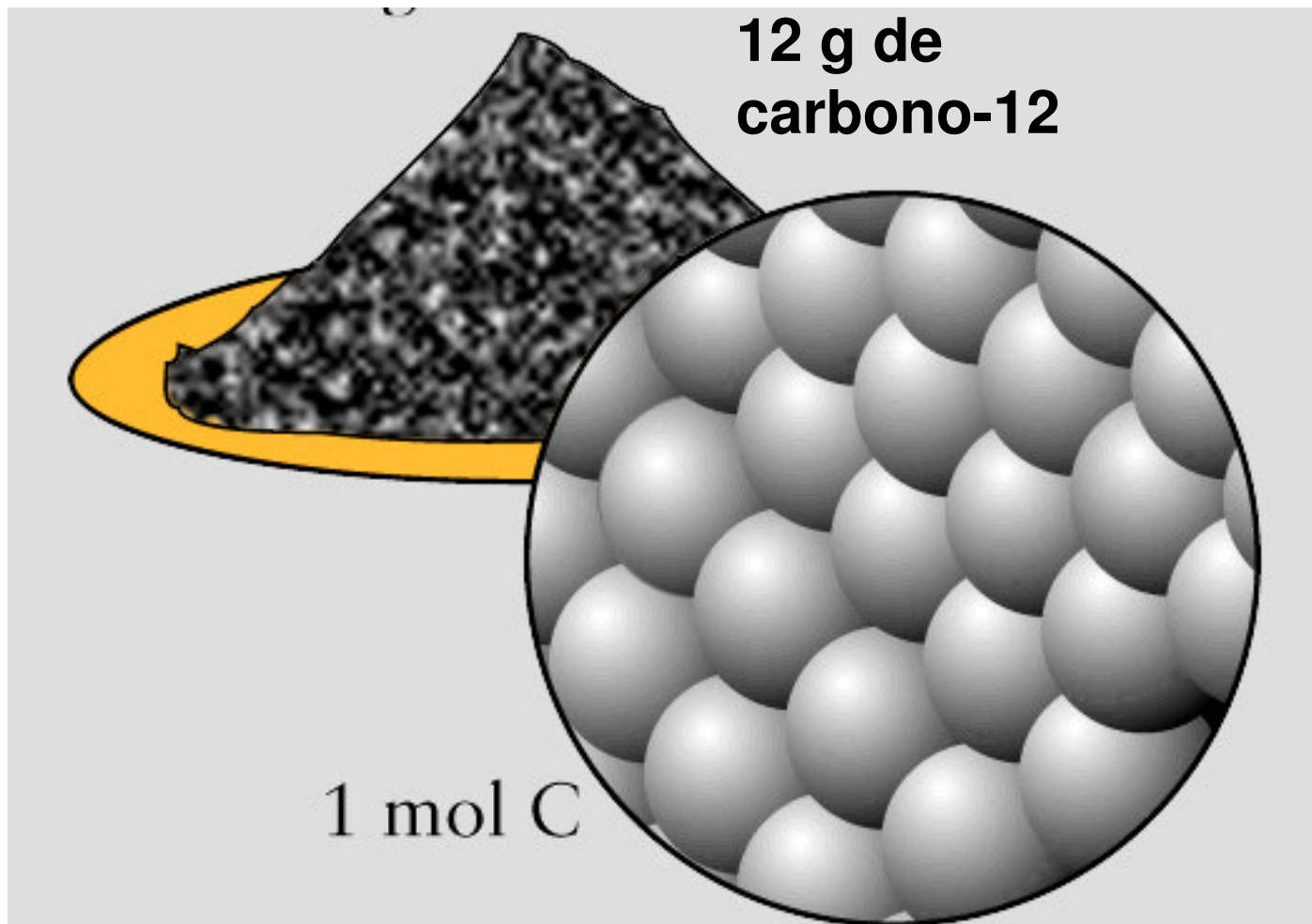
É A UNIDADE UTILIZADA PELOS QUÍMICOS, RELACIONADA COM UM N^o GRANDE DE **ÁTOMOS, ÍONS, MOLÉCULAS**

- O mol : origem da palavra latina **moles**

PORÇÃO, QUANTIDADE

A DEFINIÇÃO DE MOL

Quantidade de matéria que contém o mesmo n^o de átomos que em 12 g do isótopo-12 do carbono



A definição do Sistema Internacional diz que a massa de 1 mol de átomos de C^{12} é 12 g.

O carbono natural não é puro:

é uma mistura de isótopos com 98,90 % de C^{12} e 1,10 % de C^{13} :

A massa média de C na mistura é 12,011 u (massa atômica do C nas tabelas)

A massa de um n. de Avogadro destes átomos é 12,011 g ou:

1 mol de átomos de C equivale a 12,011 g

UM MOL DE QUALQUER ELEMENTO TEM MASSA EM GRAMAS IGUAL À MASSA ATÔMICA DO ELEMENTO



LORENZO ROMANO AMEDEO CARLO AVOGADRO(1776-1856)

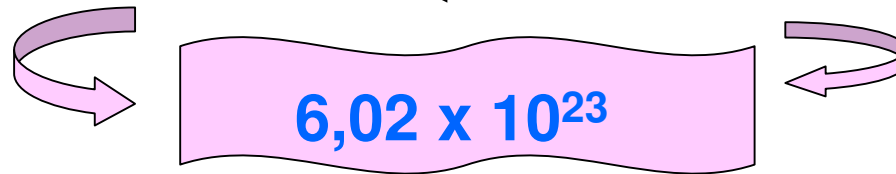
CONSTANTE
DE
AVOGADRO

$N_A = \text{NÚMERO DE AVOGADRO} =$
 $6,022 \times 10^{23}$

OU

$6,02 \times 10^{23}$

MOL – NÚMERO FIXO DE PARTÍCULAS



1 mol de moléculas de H_2O $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O
(**602 sextilhões**)

1 mol de átomos de C

$6,02 \times 10^{23}$ átomos de C

1 mol de íons de Na^+

$6,02 \times 10^{23}$ íons de Na^+

1 mol de N

$6,02 \times 10^{23}$ de átomos de N

1 mol de N_2

$6,02 \times 10^{23}$ de moléculas de N_2

1 mol de átomos dos elementos C, S, Cu, Pb e Hg

12 g de Carbono

32 g de Enxofre

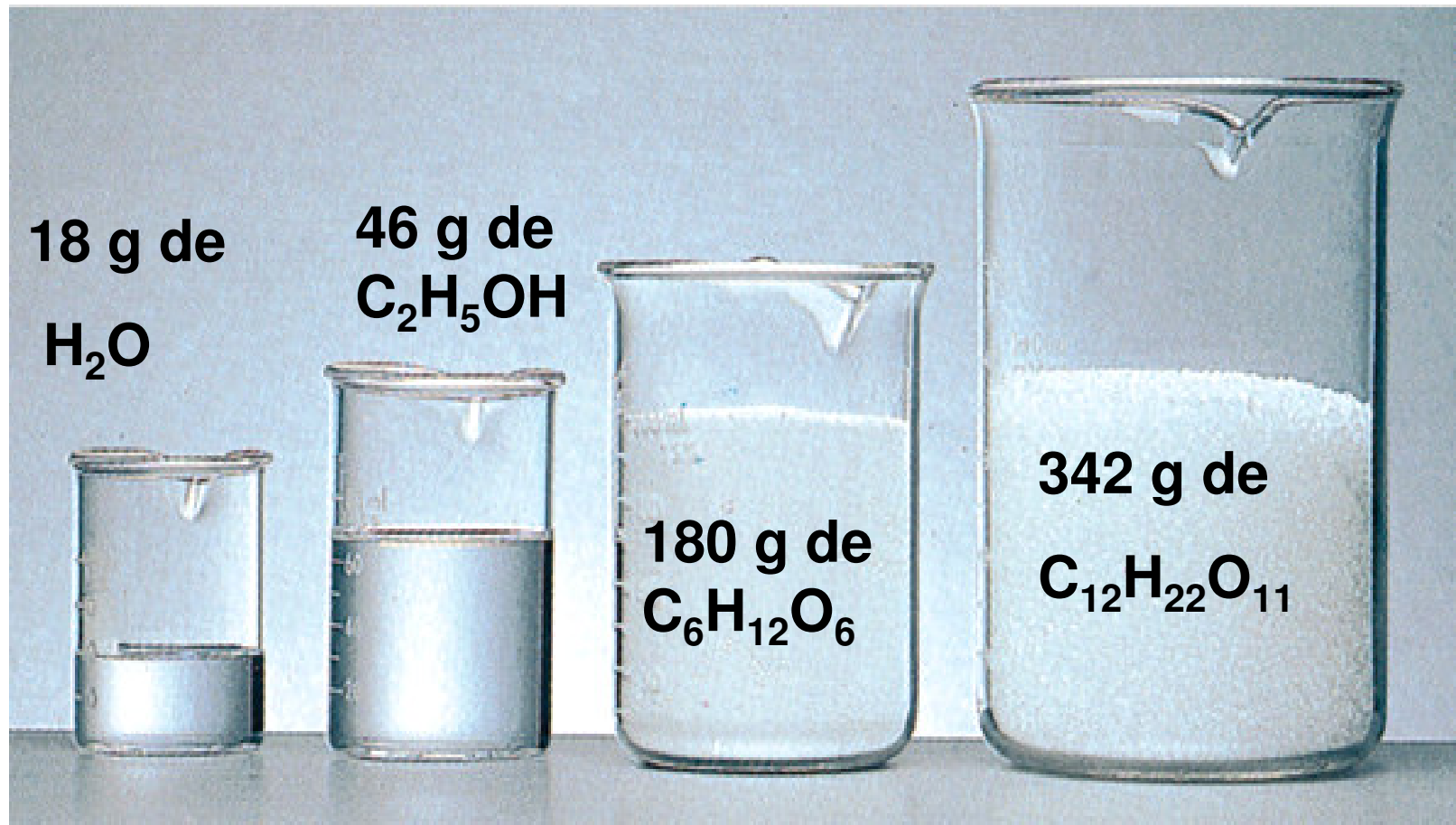


64 g de Cobre

207 g de Chumbo

201 g de Mercúrio

1 mol de moléculas de compostos moleculares



ÁGUA

ETANOL

GLICOSE

SACAROSE

1 MOL DE FÓRMULAS UNITÁRIAS DE COMPOSTOS IÔNICOS



58 g de NaCl

100 g de CaCO₃

278 g de FeSO₄·7H₂O

78 g Na₂O₂

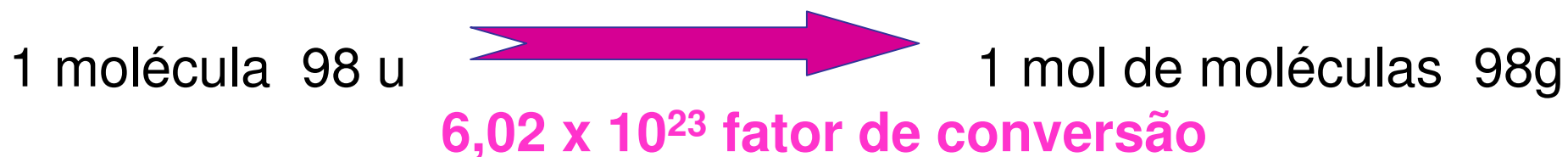
Utilizando o MOL

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

$$\text{MM do H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u (uma molécula)} \quad \text{MMolar: } 98 \text{ g (1 mol = } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas)}$$



APLICANDO CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS SIMPLES- CONVERSÕES:

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

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

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)

$$\text{Mol de Cl: } 1,40 \text{ g Cl} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,45 \text{ g}} = 0,0395 \text{ mol Cl}$$

$$\text{Mol de Sn: } 1,17 \text{ g Sn} \times \frac{1 \text{ mol Sn}}{118,7 \text{ g}} = 0,00986 \text{ mol Sn}$$



5) Porcentagem em massa a partir de fórmulas

Calcule a composição percentual da sacarose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Massa molar = 342 g/mol

$$\% \text{ C} = \frac{(12) 12 \text{ g}}{342,0 \text{ g}} \times 100 \% = 42,1 \% \text{ C}$$

$$\% \text{ H} = \frac{(22) 1,0 \text{ g}}{342,0 \text{ g}} \times 100 \% = 6,4 \% \text{ H}$$

$$\% \text{ O} = \frac{(11) 16,0 \text{ g}}{342,0 \text{ g}} \times 100 \% = 51,5 \%$$

6) Fórmula mínima a partir da centesimal

Um pó branco utilizado em tintas, esmaltes e cerâmicas tem a seguinte composição percentual: Ba 69,6 %, C 6,09 % e O 24,3 %. Qual é a fórmula mínima?

$$\text{Ba: } 69,6 \text{ g Ba} \times 1 \text{ mol Ba} / 137,3 \text{ g Ba} = 0,507 \text{ mol Ba}$$

$$\text{C: } 6,09 \text{ g C} \times 1 \text{ mol C} / 12,01 \text{ g C} = 0,507 \text{ mol C}$$

$$\text{O: } 24,3 \text{ g O} \times 1 \text{ mol O} / 16,00 \text{ g O} = 1,52 \text{ mol O}$$

$\text{Ba}_{0,507}\text{C}_{0,507}\text{O}_{1,52}$ ou melhor:



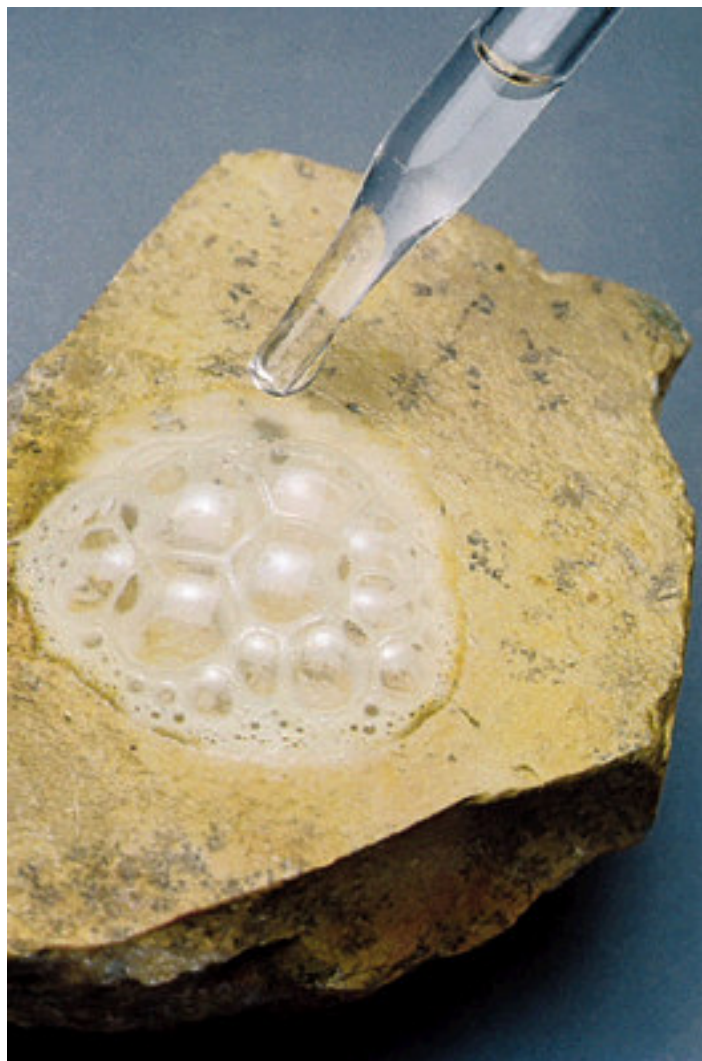
TIPOS DE REAÇÕES



PRECIPITAÇÃO



COMBUSTÃO



Marmore reagindo com ácido ($\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$)



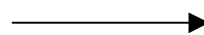
Alumínio (Al) com HCl

Alumínio com HNO_3 diluído

EQUAÇÕES QUÍMICAS

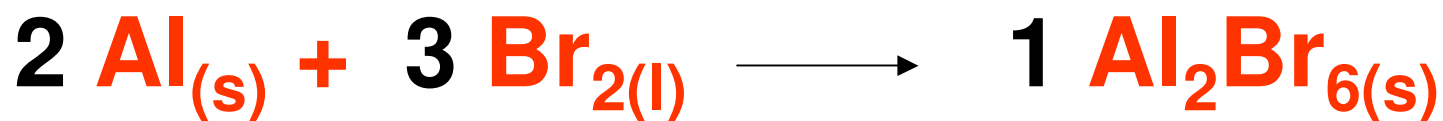


REAGENTES



PRODUTOS

EQUAÇÕES QUÍMICAS BALANCEADAS



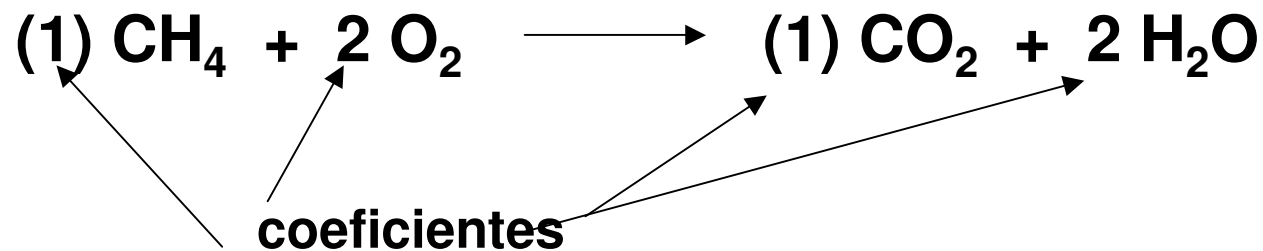
- 1- *Quantidade relativa dos reagentes*
- 2- *Quantidade relativa dos produtos*
- 3- *O estado físico de todas as espécies participantes*

MOL – coeficientes dos reagentes e produtos

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

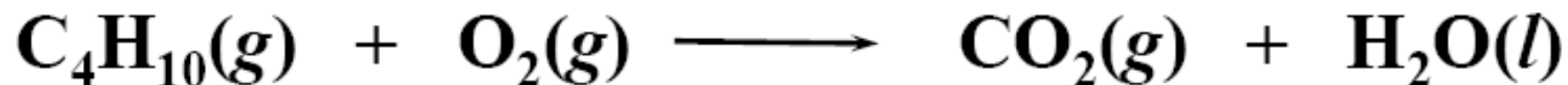
H_2O é diferente de H_2O_2

índice



BALANCEANDO UMA EQ.QUÍMICA

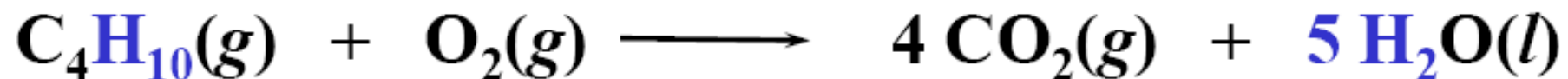
1- ESCREVER AS FÓRMULAS CORRETAS DE REAGENTES E PRODUTOS



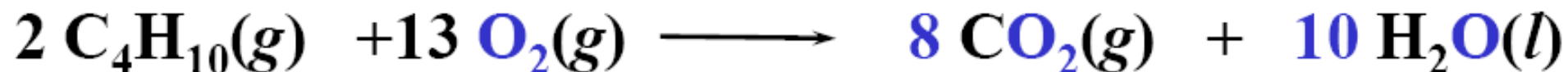
2- BALANCEAR O N° DE ÁTOMOS DE CARBONO



3- BALANCEAR N° DE ÁTOMOS DE HIDROGÊNIO



4- BALANCEAR O N° DE ÁTOMOS DE OXIGÊNIO

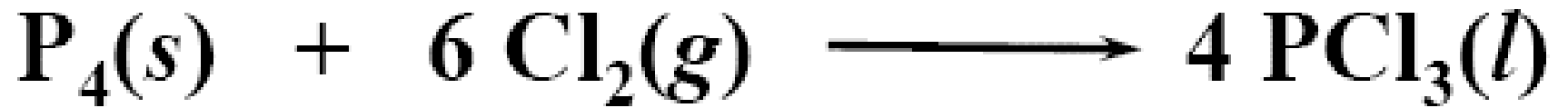


5- VERIFICAR SE TODOS OS ELEMENTOS ESTÃO BALANCEADOS.

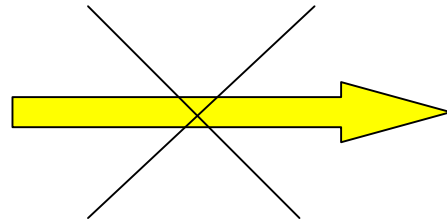
*Da reação entre fósforo elementar P_4 c/
gás cloro Cl_2 , obtém-se PCl_3 .*

QUAL A MASSA DE Cl_2 NECESSÁRIA
para REAGIR COM 1,45 g de P_4 ?

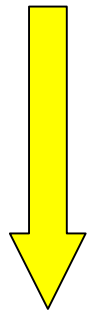
QUAL A MASSA DE PCl_3 OBTIDA?



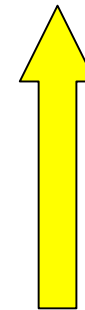
gramas de
reagente P_4



gramas de
produto PCl_3

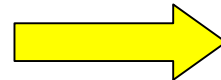


x $\left[\frac{1}{\text{massa molar}} \right]$



x $\left[\text{massa molar} \right]$

mol de reagente
 P_4



mol de produto
 PCl_3

Fator estequiométrico

1- ESCREVER A EQ.BALANCEADA P/ A REAÇÃO



2-CALCULAR O N° DE MOL DO P₄

$$(1.45 \text{ g P}_4) \left(\frac{1 \text{ mol P}_4}{123.9 \text{ g P}_4} \right) = 1.17 \times 10^{-2} \text{ mol P}_4$$

3- USAR O FATOR ESTEQUIOMÉTRICO PARA CALCULAR O N° DE MOL DE Cl₂ DESEJADO

$$(1.17 \times 10^{-2} \text{ mol P}_4) \left(\frac{6 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol P}_4} \right) = 7.02 \times 10^{-2} \text{ mol Cl}_2$$

n. MOL DESEJADO = FATOR ESTEQUIOMÉTRICO (conversão)

n. MOL DISPONÍVEL

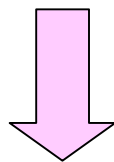
4- CALCULAR A MASSA DE Cl_2 EM $7,02 \times 10^{-2} \text{ mol}$

$$(7.02 \times 10^{-2} \text{ mol Cl}_2) \left(\frac{70.91 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \right) = \boxed{4.98 \text{ g Cl}_2}$$

A massa de cloro exigida para a reação completa é 4,98 g

5- USAR O FATOR ESTEQUIOMÉTRICO PARA CALCULAR O N° DE MOL DE PCl_3 QUE SERÁ PRODUZIDO

$$(1.17 \times 10^{-2} \text{ mol P}_4) \left(\frac{4 \text{ mol PCl}_3}{1 \text{ mol P}_4} \right) = 4.68 \times 10^{-2} \text{ mol PCl}_3$$



Fator estequiométrico
ou
Razão molar

**6- CALCULAR A MASSA (g) DE PCl_3
EM $4,68 \times 10^{-2}$ MOL**

$$(4.68 \times 10^{-2} \text{ mol PCl}_3) \left(\frac{137.3 \text{ g PCl}_3}{1 \text{ mol PCl}_3} \right) = \mathbf{6.43 \text{ g PCl}_3}$$

A massa de PCl_3 produzida na reação de 1,45 g de P_4 com 4,98 g de Cl_2 é de 6,43 g de PCl_3

APLICANDO AS RELAÇÕES ESTEQUIOMÉTRICAS

OCTANO, C_8H_{18} É UM COMPOSTO REPRESENTATIVO DA GASOLINA.

A EQ.QUÍMICA PARA A SUA COMBUSTÃO É:



A DENSIDADE DO OCTANO: $0,702 \text{ g/cm}^3$.

CALCULE A MASSA DE CO_2 PRODUZIDO, QUANDO 1 LITRO DE OCTANO É QUEIMADO

A massa de octano correspondente a 1 L é 702 g (Utilizando-se $m = d.V$)

Da equação balanceada: 2 mol de octano produzem 16 mol de CO_2

$$\text{Massa CO}_2 = 702 \text{ g octano} \times \frac{1 \text{ mol octano}}{114,2 \text{ g oct.}} \times \frac{16 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol oct}} \times \frac{44 \text{ g CO}_2}{\text{mol CO}_2}$$

$$\text{Massa CO}_2 = 2160 \text{ g}$$

$$\text{ou} \quad 2,16 \text{ kg}$$



FATOR ESTEQUIOMÉTRICO

A emissão de CO₂ e outros gases, produz o efeito estufa, aumento de temperatura da Terra, o que causa efeitos danosos ao ambiente e ao homem.



A quantificação do carbono no meio ambiente é calculada através da quantidade de CO₂ a ser removida ou quantidade de gases do efeito estufa que deixará de ser lançada na atmosfera → **CRÉDITOS DE CARBONO**



Cada crédito de carbono equivale a **1 tonelada de CO₂** equivalente










1 Ton de CO₂ é emitida quando voce viaja:
3200 km de avião
2090 km em carro médio
Quando usa o computador 10.600 h



MÉDIA DE EMISSÃO DE CO₂/ANO



-  4,5 Ton para um carro comum
-  1,7 Ton para um brasileiro comum
-  6,2 Ton para utilização média de eletricidade de uma casa comum
-  6 bilhões de Ton p/ os EUA
-  25 bilhões de Ton para o planeta Terra

Emissão de CO₂



1 L octano → 2,16 kg CO₂



1 L etanol → 1,51 kg CO₂

Para reciclar o CO₂ que você gera visite o site:

<http://www.reciclecarbono.com.br/>



Visto em: 28/02/08



RENDIMENTO ENERGÉTICO

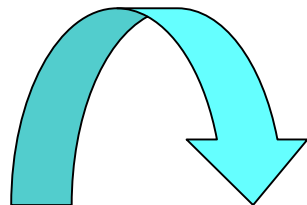
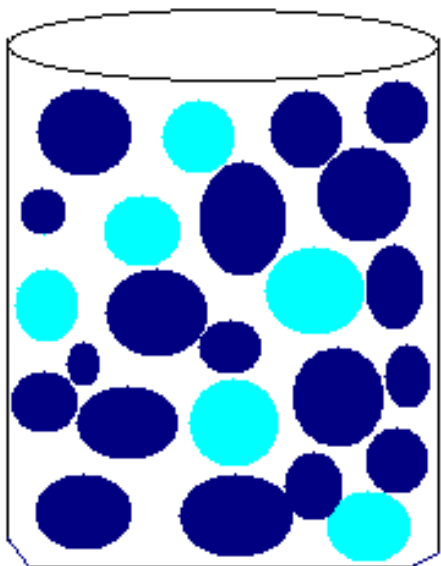
A queima da **gasolina** → 11150 calorias/g

A queima do **álcool** → 6650 calorias/g



O carro a álcool consome cerca de 30 % a mais do que o carro a gasolina, levando em conta a melhor regulagem do motor.

REAGENTES LIMITANTES

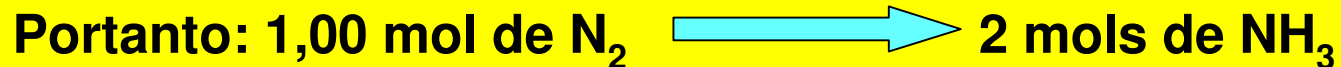


- Um químico misturou 1,00 mol de N₂ com 5,00 mols de H₂. Qual o maior número possível de mols do produto que serão formados pela reação?



O reagente em menor quantidade (número de mols) limita a quantidade do produto formado, ou seja, é o **reagente limitante**.

Então devemos usar o N₂ para iniciar os cálculos



Sobram 2 mols de H₂



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

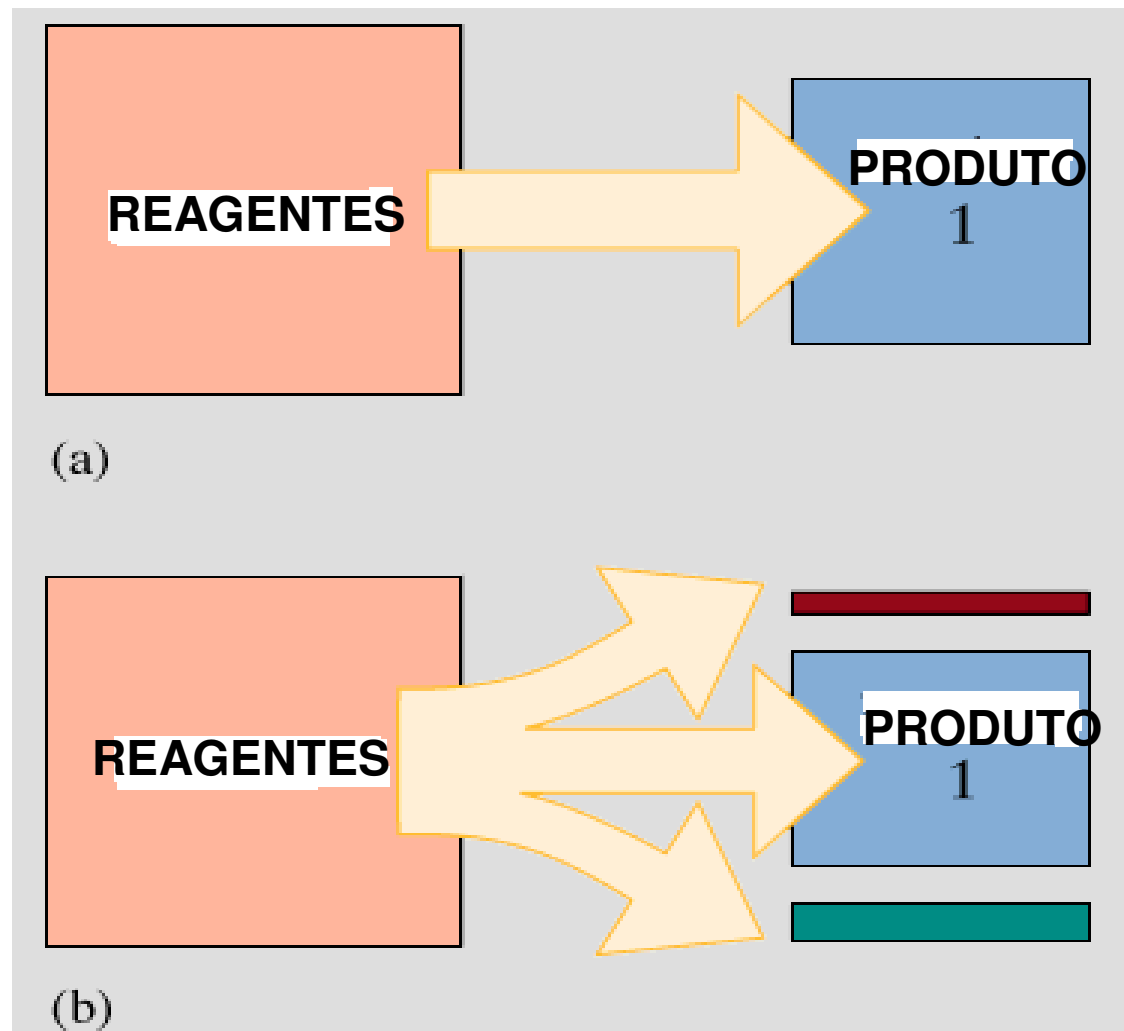
$$n. \text{ Mol } \text{CaC}_2 = 100 \text{ g } \text{CaC}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{64,10} = 1,56 \text{ mol } \text{CaC}_2 \text{ (limitante)}$$

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

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

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

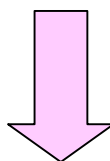
RENDIMENTO DAS REAÇÕES



RENDIMENTO TEÓRICO E RENDIMENTO PERCENTUAL

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

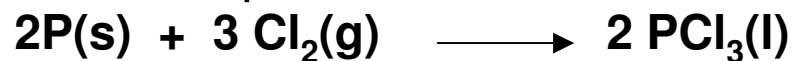
RENDIMENTO TEÓRICO – é a massa que deveríamos obter se não houvessem perdas ou produtos secundários (quantidade calculada COM BASE NUMA EQUAÇÃO QUÍMICA)



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

CALCULANDO O RENDIMENTO PERCENTUAL DE UM PRODUTO

Um químico efetua a síntese do tricloreto de fósforo misturando 12,0 g de P com 35,0 g de Cl₂ e obtém 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.

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:

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

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