



Universidade de São Paulo
Centro de Energia Nuclear na Agricultura



CEN5806

Fundamentos de Química Aplicados à Agricultura e ao Ambiente

Prof. Alex Virgilio

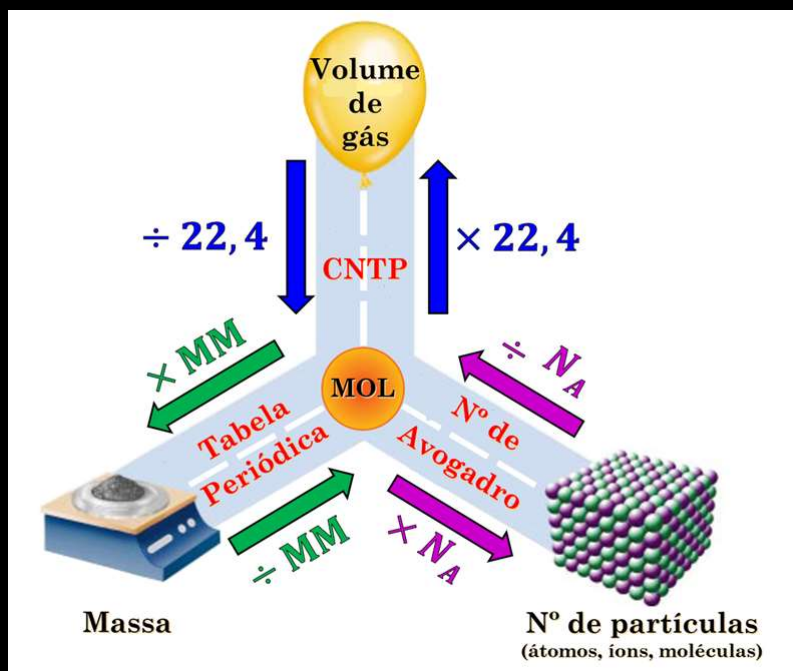
alexvirgilio@cena.usp.br

2º Sem
2020

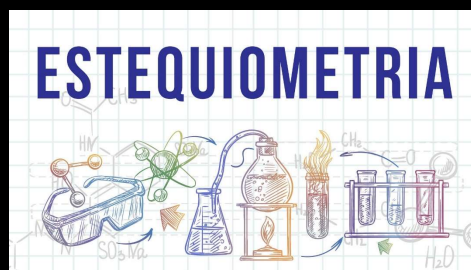
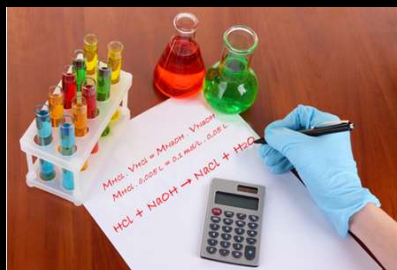
Tópico 5

Cálculos Estequiométricos

Relações importantes envolvendo o mol



Cálculos Estequiométricos



- Do grego: “*stoicheion*” = elemento e “*metron*” = medida
- É a área da Química que estuda as medidas das proporções e quantidades dos elementos químicos e compostos
- Obtenção de informações quantitativas a partir de fórmulas e equações químicas por meio de cálculos

Vamos fazer uma caipirinha?

Receita para 1 copo (250 mL)



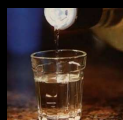
1 limão

+



2 colheres de açúcar

+



200 mL de
cachaça

+

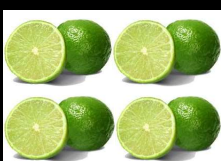


3 pedras
de gelo

→



E se preparássemos 1 L??



4 limões

+



8 colheres de
açúcar

+



800 mL de
cachaça

+



12 pedras de
gelo

→



- O que acontece se adicionarmos muita cachaça?
 - Cachaça em excesso
- O que acontece se tivermos apenas metade do açúcar?
 - A quantidade de caipirinha é limitada a apenas metade da receita
- O que acontece se fizemos 1 L mas obtivemos apenas 600 mL no final?
 - O rendimento no preparo foi baixo
- O que ocorre se não adicionarmos a cachaça?
 - Suco de limão
- O que ocorre se não adicionarmos açúcar?
 - Cachaça com limão



Quando removemos um dos componentes, não obtemos o mesmo produto

O que tiramos de lição com a caipirinha?

- As **proporções** dos ingredientes devem ser **exatas** e **definidas**
- Teoricamente, a **soma das quantidades dos ingredientes** é igual à **soma da quantidade de produtos**
- Alguns ingredientes podem estar em **excesso**
- A quantidade a ser produzida pode ser **limitada** pela menor quantidade de um ingrediente
- A **ausência** de um ingrediente não possibilita a formação do produto final desejado
- Se beber, **não** dirija!

Leis Ponderais e Equações



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

Antoine Lavoisier (1743-1794)

A massa é conservada em uma reação química!

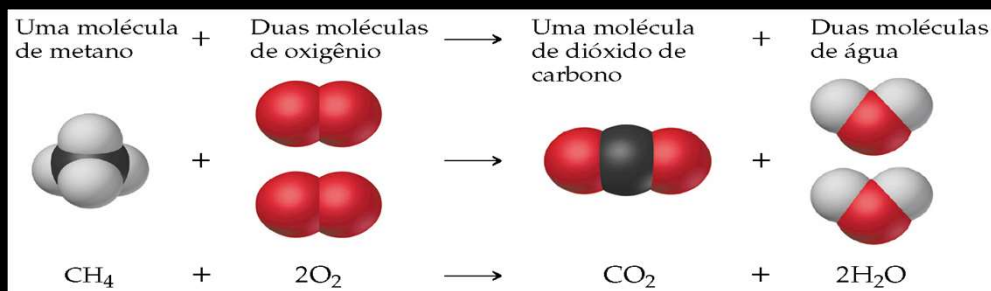
“As substâncias que se combinam para formar um composto, sempre o fazem em uma relação de massas fixas, constantes e invariáveis...”

Joseph Louis Proust (1754-18264)

As proporções de uma reação química são constantes!



Relações estequiométricas em mol



Importância da
Equação
Química
Balanceada!!!

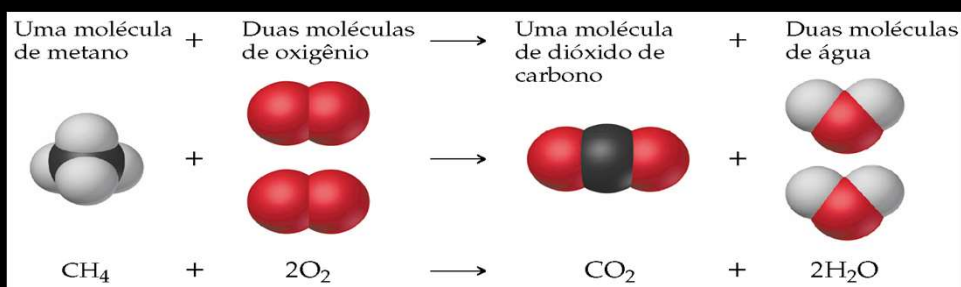
Reagentes

1 mol CH_4 ---- 2 mols O_2
1 mol CH_4 ---- 1 mol CO_2
1 mol CH_4 ---- 2 mols H_2O
2 mols O_2 ---- 1 mol CH_4
2 mols O_2 ---- 1 mol CO_2
2 mols O_2 ---- 2 mols H_2O

Produtos

1 mol CO_2 ---- 1 mol CH_4
1 mol CO_2 ---- 2 mol O_2
1 mol CO_2 ---- 2 mol H_2O
2 mol H_2O ---- 1 mol CH_4
2 mol H_2O ---- 2 mol O_2
2 mol H_2O ---- 1 mol CO_2

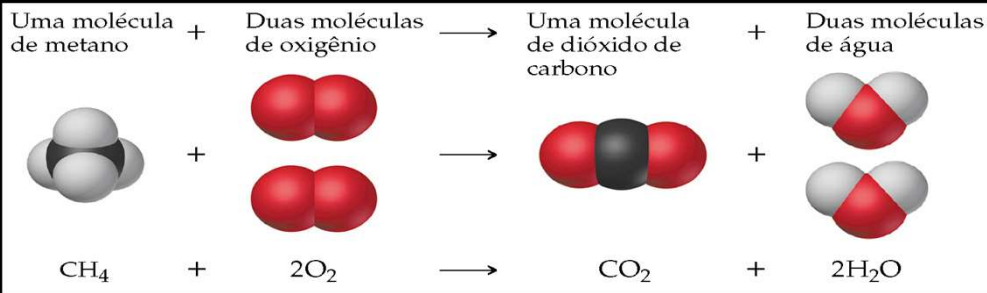
Relações estequiométricas em mol



Proporção definida – 1 : 2 : 1 : 2 (Lei de Proust)

1 mol CH_4	2 mol O_2	1 mol CO_2	2 mol H_2O
5 mol CH_4	10 mol O_2	5 mol CO_2	10 mol H_2O
200 mol CH_4	400 mol O_2	200 mol CO_2	400 mol H_2O
1/2 mol CH_4	1 mol O_2	1/2 mol CO_2	1 mol H_2O
10^{-3} mol CH_4	$2 \cdot 10^{-3}$ mol O_2	10^{-3} mol CO_2	$2 \cdot 10^{-3}$ mol H_2O

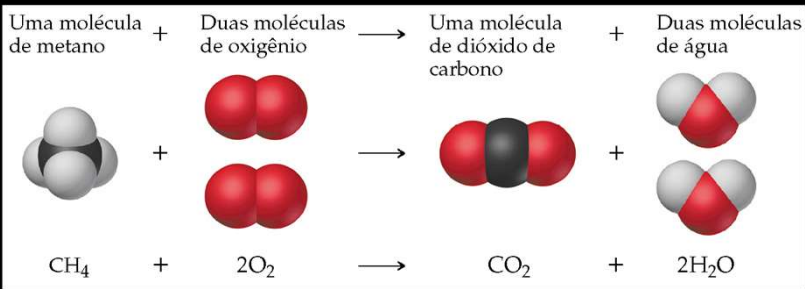
Relações estequiométricas em massa



Conservação de massas (Lei de Lavoisier)

MASSAS MOLARES	16 g/mol	32 g/mol	44 g/mol	18 g/mol
	1 x 16 = 16 g	2 x 32 = 64 g	1 x 44 = 44 g	2 x 18 = 36 g
	32 kg	128 kg	88 kg	72 kg
	8 mg	32 mg	22 mg	18 mg

Relações estequiométricas em volume



1 mol CH₄ 2 mol O₂ 1 mol CO₂ 2 mol H₂O

NAS CNTP (p= 1 atm e T = 273K): 1 mol gás = 22,4 L

22,4 L	2 x 22,4 = 44,8L	22,4 L	2 x 22,4 = 44,8L
44,8 L	89,6 L	44,8 L	89,6 L
11,2 L	22,4 L	11,2 L	22,4 L

De onde vem esse 22,4L?

CNTP = 1 atm e 273K

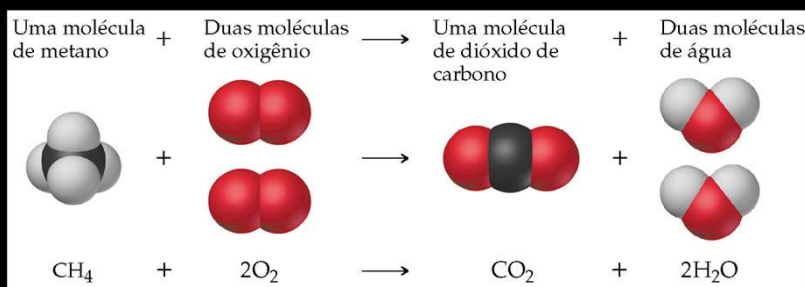
$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$1 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 273$

$V = 22,4 \text{ L}$

$V = V \text{ molar}$

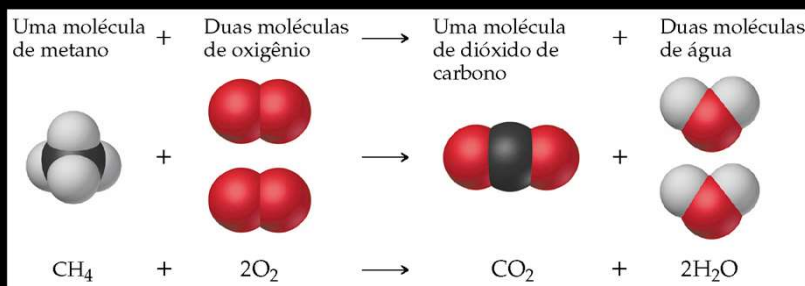
Relações estequiométricas em nº de partículas



N_A : 1 mol contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, íons, etc)

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas	$2 \times 6,02 \times 10^{23}$ moléculas	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas	$2 \times 6,02 \times 10^{23}$ moléculas
$1,20 \times 10^{24}$ moléculas	$2,40 \times 10^{24}$ moléculas	$1,20 \times 10^{24}$ moléculas	$2,40 \times 10^{24}$ moléculas

Linha fundamental de cálculo



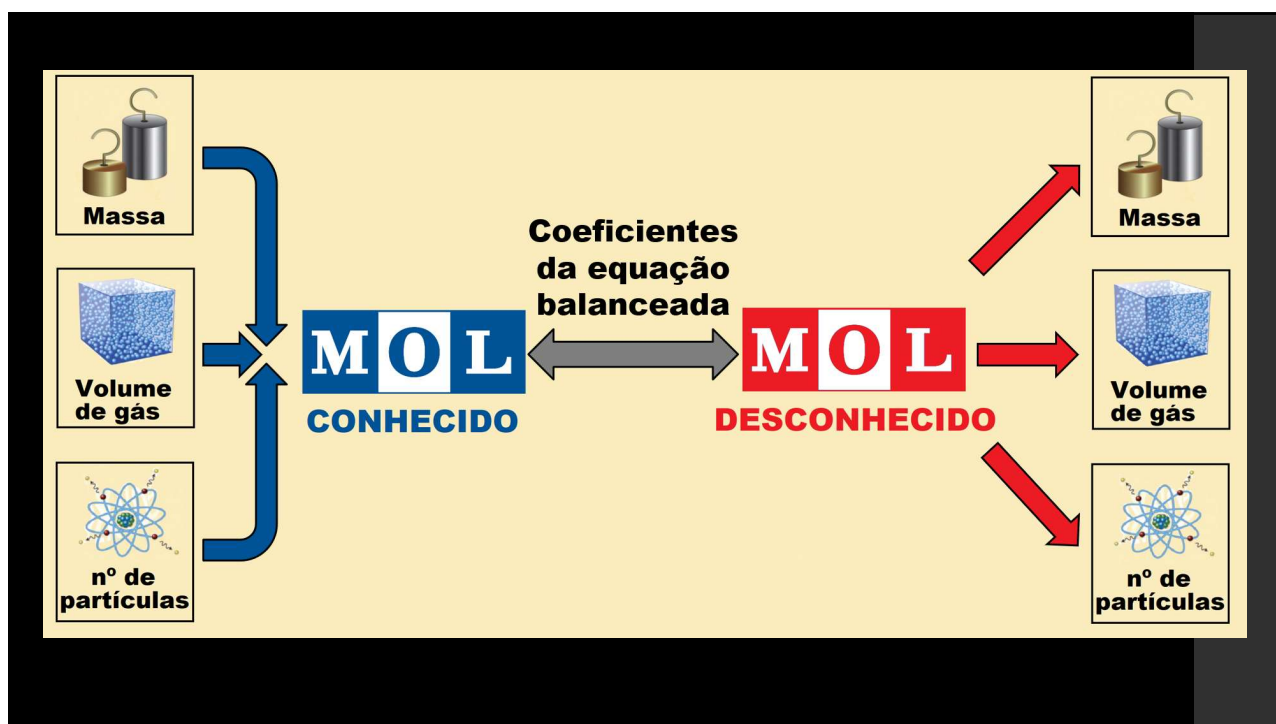
x. nº mols ----- x. MM g ----- x. $6,02 \times 10^{23}$ moléculas ----- x. 22,4 L

1 mol CH_4 ----- 16 g ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas ----- 22,4 L

2 mol O_2 ----- 64 g ----- $12,0 \times 10^{23}$ moléculas ----- 44,8 L

1 mol CO_2 ----- 44 g ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas ----- 22,4 L

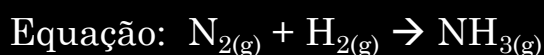
2 mol H_2O ----- 36 g ----- $12,0 \times 10^{23}$ moléculas ----- 44,8 L



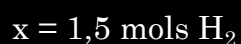
Relações mol x mol

a-) Qual a quantidade de mols de H_2 que reage com 0,5 mol de N_2 ?

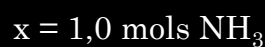
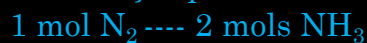
c-) Qual a quantidade de mols de NH_3 formada?



Relação reagentes:

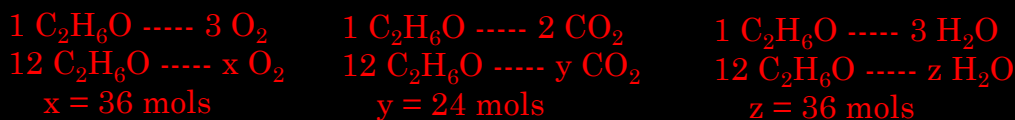
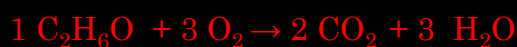
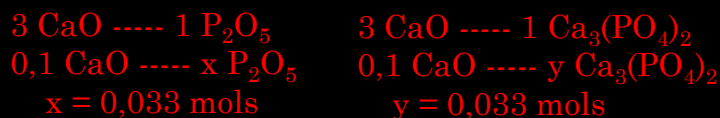
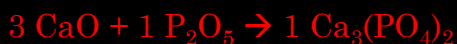
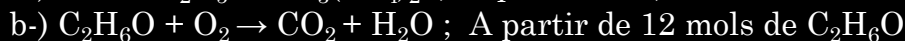
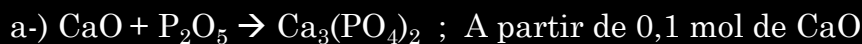


Relação produto:



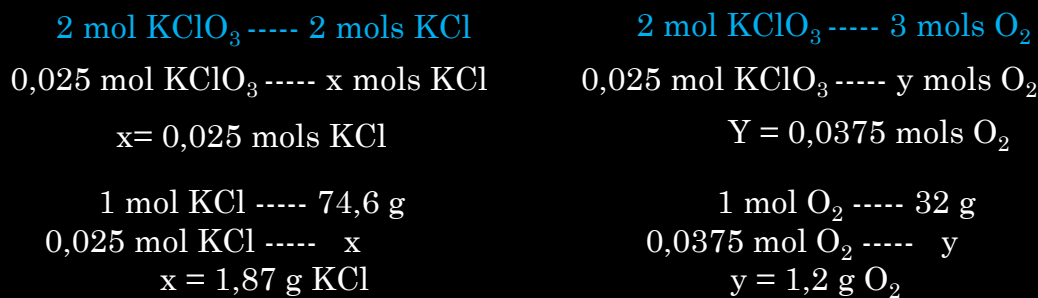
Exercício em aula

Calcule o número de mols de reagentes consumidos e de produtos gerados para as seguintes reações:



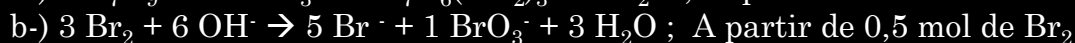
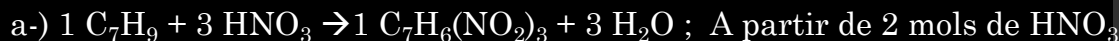
Relações mol x massa

Na reação de decomposição do clorato de potássio (KClO_3), quais são as massas de KCl e O_2 obtidas a partir de 0,025 mol do reagente? Dados $\text{MM}_{\text{KCl}} = 74,6 \text{ g/mol}$ e $\text{MM}_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$

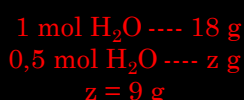
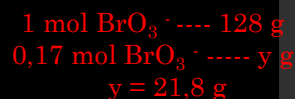
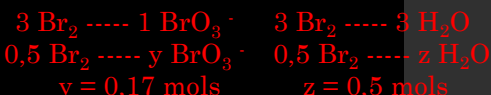
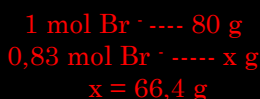
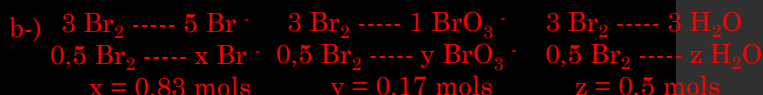
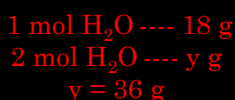
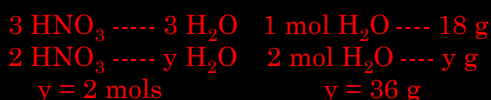
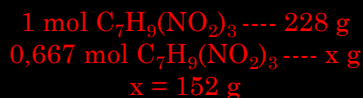
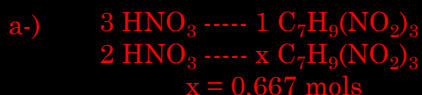


Exercício em aula

Calcule a massa dos produtos formados nas seguintes reações:

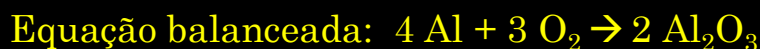


MM $\rightarrow$ $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$; $\text{C}_7\text{H}_6(\text{NO}_2)_3 = 228 \text{ g/mol}$; $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$;
 $\text{Br}^- = 80 \text{ g/mol}$; $\text{BrO}_3^- = 128 \text{ g/mol}$

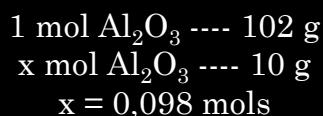


Relações massa x mol

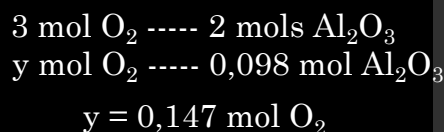
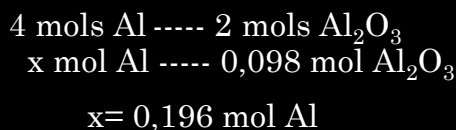
Na reação de oxidação do alumínio, quais as quantidades de matéria para alumínio e oxigênio que reagem quando 10 g de Al_2O_3 são formados. Dados $\text{MM}_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol}$, $\text{MM}_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$, $\text{MM}_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 102 \text{ g/mol}$



Convertendo massa para mol



Pela estequiometria

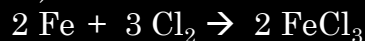


Exercício em aula

a-) Calcule o n° de mols dos produtos formados, partindo de 15 g de CuS



b-) Calcule o n° de mols consumidos dos reagentes, partindo de 50 g de FeCl₃



MM → CuS = 96 g/mol; FeCl₃ = 162 g/mol

a-) 1 mol CuS ---- 96 g
x mol CuS ---- 15g
x = 0,156 mol

1 mol CuS ---- 1 mol CuSO₄
0,156 mol CuS ---- x mol
x = 0,156 mol

1 mol CuS ---- 8 mol NO₂
0,156 mol CuS ---- y mol
y = 1,25 mol

1 mol CuS ---- 4 mol H₂O
0,156 mol CuS ---- z mol
z = 0,624 mol

b-) 1 mol FeCl₃ ---- 162 g
x mol FeCl₃ ---- 50 g
x = 0,30 mol

2 mol FeCl₃ ---- 2 mol Fe
0,3 mol FeCl₃ ---- x
x = 0,30 mol

2 mol FeCl₃ ---- 3 mol Cl₂
0,3 mol FeCl₃ ---- x
x = 0,45 mol

Relações massa x massa

Na reação de combustão do acetileno, quais as massas de gás carbônico e de água formadas a partir de 7,45 g de acetileno? Dados MM_{C₂H₂} = 26 g/mol; MM_{O₂} = 32 g/mol; MM_{CO₂} = 44 g/mol e MM_{H₂O} = 18 g/mol

Equação balanceada: $2 \text{ C}_2\text{H}_2 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

$$n = \frac{m}{MM}$$

Converter todas as relações para massa OU Converter a massa dada para mol

2 C ₂ H ₂ +	5 O ₂ →	4 CO ₂ + 2 H ₂ O	1 mol C ₂ H ₂ ---- 26 g
2 x 26	5 x 32	4 x 44 2 x 18	x mol C ₂ H ₂ ---- 7,45 g
52 g	160 g	176 g 36 g	x = 0,287 mol
7,45 g		x y	

52 g C ₂ H ₂ ---- 176 g CO ₂	52 g C ₂ H ₂ ---- 36 g H ₂ O
7,45 g C ₂ H ₂ ---- x g CO ₂	7,45 g C ₂ H ₂ ---- y g H ₂ O
x = 25,2 g	y = 5,17 g

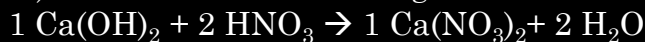
2 mol C ₂ H ₂ --- 4 mol CO ₂ --- 2 mol H ₂ O
0,287 mol --- 0,574 mol --- 0,287 mol
1 mol CO ₂ ---- 44 g
0,574 mol ---- x g
x = 25,2 g
1 mol H ₂ O ---- 18 g
0,287 mol ---- x g
x = 5,17 g

Exercício em aula

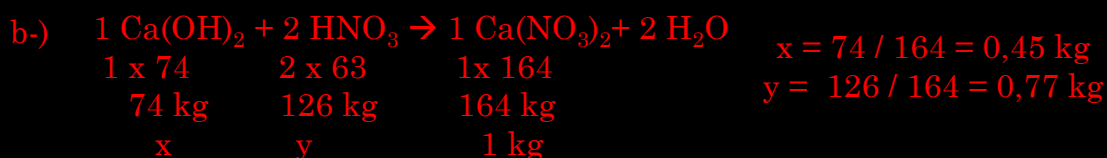
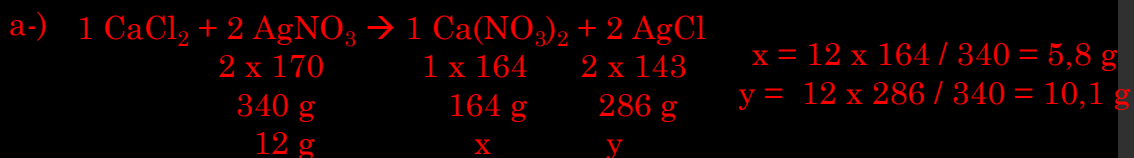
a-) Calcule a massa dos produtos formados, partindo de 12 g de AgNO_3



b-) Calcule a massa dos reagentes consumidos, partindo de 1 kg de $\text{Ca(NO}_3)_2$



MM $\rightarrow$ $\text{AgNO}_3 = 170 \text{ g/mol}$; $\text{Ca(NO}_3)_2 = 164 \text{ g/mol}$; $\text{AgCl} = 143 \text{ g/mol}$; $\text{Ca(OH)}_2 = 74 \text{ g/mol}$; $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$



Relações concentração x volume

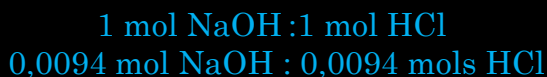
Qual o volume de uma solução de HCl $0,0125 \text{ mol/L}$ necessário para neutralizar 250 mL de uma solução NaOH $0,0375 \text{ mol/L}$

Equação balanceada: $1 \text{ NaOH} + 1 \text{ HCl} \rightarrow 1 \text{ NaCl} + \text{H}_2\text{O}$



$$C = n / V \rightarrow n = C.V$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,25 \text{ L} \times 0,0375 \text{ mol/L} = 0,0094 \text{ mol NaOH}$$



$$C = n / V \rightarrow V = n / C$$

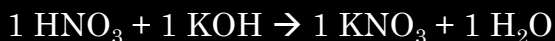
$$v_{\text{HCl}} = 0,0094 \text{ mol} / 0,0125 \text{ mol/L} = 0,752 \text{ L de HCl ou } 752 \text{ mL}$$

Exercício em aula

O ácido nítrico (HNO_3) pode ser neutralizado com hidróxido de potássio (KOH), gerando nitrato de potássio (KNO_3) e água. Calcule:

a-) o volume de solução 2 mol/L de KOH necessário para neutralizar 100 mL de uma solução 3 mol/L de HNO_3 .

b-) o volume de solução 1 mol/L de HNO_3 necessário para neutralizar 250 mL de uma solução 0,1 mol/L de KOH



a-)

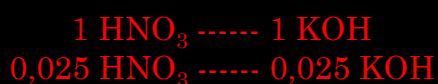
$$n_{\text{HCl}} = 0,1 \text{ L} \times 3 \text{ mol/L} = 0,3 \text{ mols}$$



$$v_{\text{KOH}} = 0,3 \text{ mols} / 2 \text{ mol/L} = 0,15 \text{ L ou } 150 \text{ mL}$$

b-)

$$n_{\text{KOH}} = 0,25 \text{ L} \times 0,1 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ mols}$$



$$v_{\text{HNO}_3} = 0,025 \text{ mols} / 1 \text{ mol/L} = 0,025 \text{ L ou } 25 \text{ mL}$$

Relações volume x concentração

Um problema comum em Química é a necessidade de determinar a concentração de uma solução de desconhecida

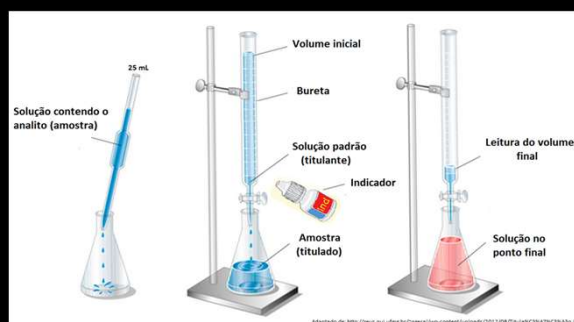
Para isso podemos utilizar um procedimento chamado **TITULAÇÃO**

As titulações são baseadas na reação química entre um **reagente padrão** (denominado **TITULANTE**) de concentração conhecida com exatidão, que é adicionado à solução contendo o **analito*** (denominado **TITULADO**)

*Analito: espécie de interesse para análise



- O titulante é adicionado ao titulado com o auxílio de uma bureta. Quando a reação se processa por completo, dizemos que o **PONTO FINAL** da titulação foi alcançado.
- Para detectar o ponto final de uma titulação, geralmente são utilizadas substâncias chamadas **INDICADORES**
- Os indicadores geralmente sinalizam o ponto final pelo **aparecimento/desaparecimento de cor** na solução, ocasionadas pelo consumo do titulado ou excesso de titulante.



Qual a concentração de uma solução de NaOH na qual uma alíquota de 50,0 mL dessa base é titulada com H_2SO_4 0,150 mol/L levando ao consumo de 17,5 mL desse ácido

Equação balanceada: $2 \text{NaOH} + 1 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1 \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Relação estequiométrica: 2 mol NaOH ----- 1 mol H_2SO_4

Calcular o número de mols gasto da solução padrão

$$C = n / V \rightarrow n = C.V$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,0175 \text{ L} \times 0,150 \text{ mol/L} = 0,00263 \text{ mols } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 2 \text{ mol NaOH} \\ 0,00263 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } x \text{ mol NaOH} \end{array}$$

$$x = 0,00526 \text{ mols NaOH}$$

$$C = n / V$$

$$C_{\text{NaOH}} = 0,00526 \text{ mol} / 0,0500$$

$$C_{\text{NaOH}} = 0,1052 \text{ mol/L NaOH}$$

Exercício em aula

O ácido fosfórico (H_3PO_4) é utilizado na fabricação de fertilizantes e pode ser neutralizado com hidróxido de cálcio $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$. Alíquotas de 25,0 mL das soluções A e B contendo diferentes quantidades do ácido foram tituladas com solução $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 2 mol/L, e os volumes consumidos foram de 20,0 e 30,0 mL, respectivamente. Determine a concentração do ácido nas duas soluções.



Solução A

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,02 \text{ L} \times 2 \text{ mol/L}$$

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,04 \text{ mols Ca}(\text{OH})_2$$

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{H}_3\text{PO}_4 & \text{-----} & 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \\ x \text{H}_3\text{PO}_4 & \text{-----} & 0,04 \text{Ca}(\text{OH})_2 \\ & & x = 0,0267 \text{ mols} \end{array}$$

$$C = n / V$$

$$C_A = 0,0267 / 0,025 = 1,07 \text{ mol/L}$$

Solução B

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,03 \text{ L} \times 2 \text{ mol/L}$$

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,06 \text{ mols Ca}(\text{OH})_2$$

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{H}_3\text{PO}_4 & \text{-----} & 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \\ y \text{H}_3\text{PO}_4 & \text{-----} & 0,06 \text{Ca}(\text{OH})_2 \\ & & y = 0,04 \text{ mols} \end{array}$$

$$C = n / V$$

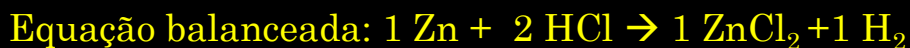
$$C_B = 0,04 \text{ mols} / 0,025 \text{ L} = 1,6 \text{ mol/L}$$

Gases: Relações volume x mol

Reações que envolvam gases são mais fáceis de serem descritas em termos de volume $\rightarrow f(p, T)$

$$\text{CNTP (1 atm, 273 K)} \text{ ---- 1 mol ---- 22,4 L}$$

Uma amostra de Zn reagiu com HCl liberando 0,690 L de hidrogênio. Qual o n° de mols de Zn que reagiu?



$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol Zn} & \text{-----} & 1 \text{ mol H}_2 \\ 1 \text{ mol H}_2 & \text{-----} & 22,4 \text{ L} \\ x \text{ mols H}_2 & \text{-----} & 0,690 \text{ L} \\ & & x = 0,031 \text{ mols} \end{array}$$

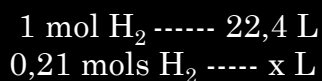
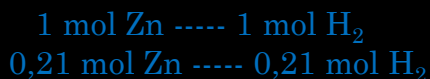
$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol Zn} & \text{-----} & 1 \text{ mol H}_2 \\ 0,031 \text{ mol Zn} & \text{-----} & 0,031 \text{ mol H}_2 \end{array}$$

$$n_{\text{Zn}} = 0,031 \text{ mols Zn}$$

Gases: Relações mol x volume

Qual o volume de H_2 liberado pela reação de 0,210 mol de Zn com HCl?

Equação balanceada: $1 \text{ Zn} + 2 \text{ HCl} \rightarrow 1 \text{ ZnCl}_2 + 1 \text{ H}_2$



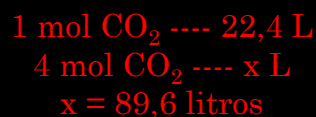
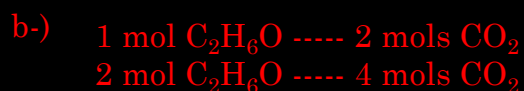
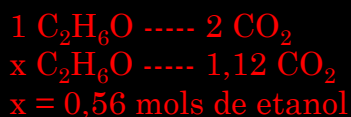
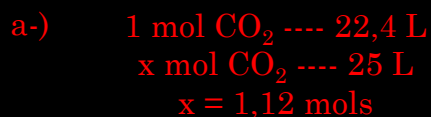
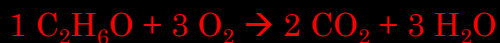
$$x = 4,70 \text{ litros}$$



Exercício em aula

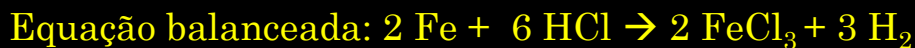
O etanol (C_2H_6O) é utilizado como combustível em automóveis e sua combustão com O_2 gera gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Calcule:

- a-) O n° de mols de etanol que produziu um volume de 25 L de CO_2
b-) O volume de CO_2 gerado pela queima de 2 mols de etanol



Gases: Relações volume x massa

Uma amostra de ferro (Fe) reagiu completamente com HCl liberando 1,35 L de H₂ nas CNTP. Qual a massa da amostra de ferro?



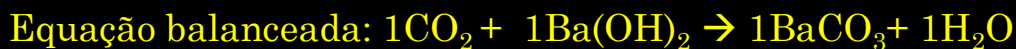
$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol H}_2 & \text{-----} & 22,4 \text{ L} \\ x \text{ mol} & \text{-----} & 1,35 \text{ L} \\ x = 0,0603 \text{ mols} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ mol Fe} & \text{-----} & 3 \text{ mol H}_2 \\ x \text{ mol Fe} & \text{-----} & 0,0603 \text{ mol H}_2 \\ x = 0,0402 \text{ mols Fe} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol Fe} & \text{-----} & 56 \text{ g} \\ 0,0402 \text{ mol Fe} & \text{-----} & y \\ y = 2,25 \text{ g Fe} \end{array}$$

Gases: Relações massa x volume

A reação do CO₂ com uma solução aquosa de hidróxido de bário [Ba(OH)₂], produziu 5,85 g de carbonato de bário (BaCO₃). Qual o volume (nas CNTP) de CO₂ que reagiu?



$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol BaCO}_3 & \text{----} & 197,3 \text{ g} \\ x \text{ mol BaCO}_3 & \text{-----} & 5,85 \text{ g} \\ x = 0,0297 \text{ mols} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol CO}_2 & \text{-----} & 1 \text{ mol BaCO}_3 \\ 0,0297 \text{ CO}_2 & \text{-----} & 0,0297 \text{ BaCO}_3 \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol CO}_2 & \text{-----} & 22,4 \text{ L} \\ 0,0297 \text{ mol CO}_2 & \text{-----} & y \\ y = 0,665 \text{ L CO}_2 \end{array}$$

Gases: Relações volume x volume

Qual o volume de oxigênio que reage com 4 L de hidrogênio?

Qual o volume de água formada ?

Lei de Avogadro: "O volume de gás a uma dada temperatura e pressão é diretamente proporcional à sua quantidade de matéria"

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R = constante
 Se P e T forem constantes

$$V = n$$

Equação balanceada: $2 \text{H}_2 + 1 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol H}_2 \text{ ----- } 1 \text{ mol O}_2 \\ 4 \text{ L H}_2 \text{ ----- } x \\ x = 2 \text{ L de O}_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol H}_2 \text{ ----- } 2 \text{ mol H}_2\text{O} \\ 4 \text{ L H}_2 \text{ ----- } y \\ y = 4 \text{ L de H}_2\text{O} \end{array}$$

Exercício em aula

O cloreto de amônio (NH_4Cl , MM = 53,5 g/mol) é utilizado na fabricação de pilhas. Sua decomposição gera NH_3 e HCl . Escreva a equação balanceada e determine:

A-) o volume de NH_3 obtido nas CNTP a partir de 5 g de NH_4Cl

B-) a massa de NH_4Cl necessária para produzir 4 L de NH_3 nas CNTP.



a-)

$$\begin{array}{lll} 1 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \text{ ---- } 53,5 \text{ g} & 1 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \text{ ---- } 1 \text{ mol NH}_3 & 1 \text{ mol NH}_3 \text{ ---- } 22,4 \text{ L} \\ x \text{ ---- } 5 \text{ g} & 0,093 \text{ mol ---- } 0,093 \text{ mol} & 0,093 \text{ mol ---- } y \\ x = 0,093 \text{ mol} & & Y = 2,09 \text{ L} \end{array}$$

b-)

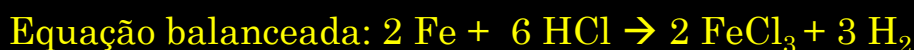
$$\begin{array}{lll} 1 \text{ mol NH}_3 \text{ ----- } 22,4 \text{ L} & 1 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \text{ ---- } 1 \text{ mol NH}_3 & n = m / \text{MM} \\ X \text{ ----- } 4 \text{ L} & 0,179 \text{ mol ---- } 0,179 \text{ mol} & m = 0,179 \times 53,5 = 9,58 \text{ g} \\ X = 0,179 \text{ mol} & & \end{array}$$

Gases: Relações fora das CNTP

Deve-se utilizar a equação geral dos gases

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Uma amostra de ferro (Fe) reagiu completamente com HCl liberando 1,35 L de H_2 a 1,00 atm e 25 °C. Quantos mols de Fe há na amostra?
Qual a massa da amostra de ferro?



Condição é diferente da CNTP !!

$$\begin{aligned} P \times V &= n \times R \times T \\ 1 \times 1,35 &= n \times 0,082 \times 298 \\ n &= 0,055 \text{ mols } H_2 \end{aligned}$$

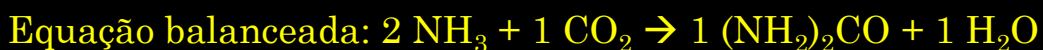
$$\begin{aligned} 2 \text{ mol Fe} &\text{-----} 3 \text{ mol } H_2 \\ x \text{ mol Fe} &\text{-----} 0,055 \text{ mol } H_2 \\ x &= 0,0367 \text{ mols Fe} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol Fe} &\text{-----} 56 \text{ g} \\ 0,0367 \text{ mol Fe} &\text{-----} y \\ y &= 2,05 \text{ g Fe} \end{aligned}$$

Relações com n° de partículas (átomos, íons, moléculas...)

São menos utilizadas no dia a dia (Utilizar N_A na conversão)

A ureia $[(NH_2)_2CO]$ é um composto utilizado como fertilizante e pode ser preparado industrialmente pela reação da amônia (NH_3) com o gás carbônico (CO_2) sob elevada pressão. Determine o n° de moléculas de NH_3 que são consumidos: a-) a partir de 2 mols de CO_2 , b-) para gerar 15 g de ureia



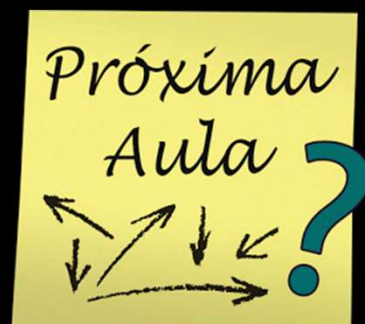
$$\begin{aligned} \text{a) } 2 \text{ mol } NH_3 &\text{-----} 1 \text{ mol } CO_2 \\ x \text{ mol} &\text{-----} 2 \text{ mol} \\ x &= 4 \text{ mol } NH_3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } 1 \text{ mol (NH}_2)_2\text{CO} &\text{-----} 60 \text{ g} \\ x \text{ mol} &\text{-----} 15 \text{ g} \\ x &= 0,25 \text{ mol ureia} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol (NH}_2)_2\text{CO} &\text{-----} 2 \text{ mol } NH_3 \\ 0,25 \text{ mol} &\text{-----} 0,5 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol } NH_3 &\text{-----} 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 4 \text{ mol} &\text{-----} x \\ x &= 2,4 \times 10^{24} \text{ moléculas } NH_3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol } NH_3 &\text{-----} 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0,5 \text{ mol} &\text{-----} x \\ x &= 3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas } NH_3 \end{aligned}$$



Cálculos estequiométricos
(continuação)