



QUÍMICA GERAL

CÁLCULOS QUÍMICOS

VOLUME MOLAR, GASES, EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

FÓRMULA MÍNIMA, MOLECULAR E CENTESIMAL

ESTEQUIOMETRIA

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Volume Molar

Gases 1 mol tem sempre $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

O mesmo número de moléculas, independente da natureza do gás ocupa sempre o mesmo volume em determinada temperatura e pressão.

Volume Molar

Independe da natureza do gás, mas é variável com a mudança de temperatura e pressão

CNTP

Condições Normais de Temperatura e Pressão

Pressão = 1atm =

760mmHg

Temperatura = 273°K

O Volume Molar de um gás nas CNTP ocupa **22,4Litros**

O Volume ocupado por $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de um gás.

CNTP

1 mol de um gás ocupa 22,4L

1 mol = $6,02 \cdot 10^{23}$

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exemplo

Qual o volume nas CNTP, ocupado por 4g de CH_4 ?



CH_4 : Massa Molar = 16g/mol

16g CH_4 1mol

16g CH_4 22,4L

4g CH_4 xL

x = 5,6L

CNTP 1mol = 22,4L

Volume Molar

CNTP

1 mol de gás ocupa 22,4L

Volume Molar

Em condições diferentes

Equação de CLAPEYRON

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Volume Molar

Em condições diferentes

Utilizaremos a

Equação de CLAPEYRON

Quando variam simultaneamente a pressão e a temperatura

$$P.V = n.R.T$$

$$P.V = \frac{m}{MM} . R.T$$

$$P.V = \frac{m}{M} . R.T$$

P é a Pressão

m é a massa do gás expressa em gramas

V é o volume

M ou MM é a massa de 1 mol do gás expressa em gramas

n é o número de mols

R é a constante dos gases

R = 0,082 atm.L/mol.k ou R = 62,3mmHg.L/mol.K

T é a temperatura

CÁLCULOS QUÍMICOS

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Volume Molar

Em condições diferentes

$$\text{Massa Molar}(MM) = \frac{m}{n}$$

Cálculo do número de mols

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

$$n = \frac{\text{massa}}{\text{Massa Molar}}$$

Equação de CLAPEYRON

$$P.V = \frac{m}{MM} . R.T$$

$$P.V = n.R.T$$

Equação Geral dos Gases

Para certa massa de determinado gás vale a relação:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

Então

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{PV}{T} = \text{constante}$$

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Volume Molar

Em condições diferentes

Exemplo

Qual o volume ocupado por 4g de H_2 , à pressão de 0,3 atm e temperatura de $27^\circ C$

Não está nas CNTP

$$T_C = T_K - 273$$

$$R = 0,082$$

Utilize esta fórmula porque foi dada a massa e não o número de mols

$$P.V = \frac{m}{MM} \cdot R.T$$

$$0,3.V = \frac{4}{2} \cdot 0,082.300$$

$$V = 164L$$

O volume ocupado por 4g de H_2 , à pressão de 0,3 atm e temperatura de $27^\circ C$ é de 164L

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Nº de átomos
do compostoMassa Atômica
do elemento

Nº de átomos x MA

H

2

1

2u

$$MM_{H_2} = 2g/mol$$

Conversão de unidades termométricas

A relação de conversão entre as três escalas mais usadas, Celsius ($^\circ C$), Fahrenheit ($^\circ F$) e Kelvin (K) é a seguinte:

$$\frac{C}{5} = \frac{F - 32}{9} = \frac{K - 273}{5}$$

onde:

C = temperatura na escala Celsius

F = temperatura na escala Fahrenheit

K = temperatura na escala Kelvin

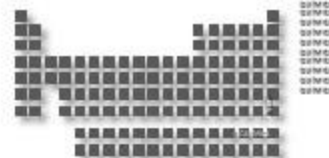
$$\frac{T_C}{5} = \frac{T_F - 32}{9} \rightarrow \text{Celsius e Fahrenheit}$$

$$T_C = T_K - 273 \rightarrow \text{Celsius e Kelvin}$$

$$\frac{T_K - 273}{5} = \frac{T_F - 32}{9} \rightarrow \text{Kelvin e Fahrenheit}$$

$$T_C = T_K - 273$$

$$R = 0,082 \text{ atm.L/mol.k ou } R = 62,3 \text{ mmHg.L/mol.K}$$



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Volume Molar

CNTP

Exercício

1) Qual o número de moléculas que existe em 5,6 litros de um gás medido nas CNTP?

Resposta: $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Volume Molar

CNTP

Exercício

2) Qual o volume ocupado por 40 gramas de SO_3 nas CNTP?

Resposta: 11,2 litros

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Equação Geral dos Gases

Para certa massa de determinado gás vale a relação:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

Então

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{PV}{T} = \text{constante}$$

Determinando o valor da constante para um mol de um gás nas CNTP

$$P_0 = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$V_0 = 22,4 \text{ litros}$$

$$T_0 = 273^\circ \text{K}$$

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1 \times (22,4)}{273} =$$

$$0,082 = \frac{\text{atm.L}}{\text{K}}$$

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{760 \times 22,4}{273} =$$

$$62,3 = \frac{\text{mmHg.L}}{\text{K}}$$

$$0,082 = \frac{\text{atm.L}}{\text{K}}$$

$$R = 0,082 \text{ atm.L/mol.K}$$

$$62,3 = \frac{\text{mmHg.L}}{\text{K}}$$

$$R = 62,3 \text{ mmHg.L/mol.K}$$

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

CONSTANTE UNIVERSAL DOS GASES PERFEITOS

$$\frac{PV}{T} = R$$

Para 1 mol de gás

$$\frac{PV}{T} = 2R$$

Para 2 mols de gás

$$\frac{PV}{T} = 3R$$

Para 3 mols de gás

$$\frac{PV}{T} = nR$$

Para n mols de gás

$$PV = nRT$$

Equação de CLAPEYRON

Gás ideal

Partículas perfeitamente esféricas, choque perfeitamente elásticas, pequeno tempo de contato.

Gás real

Aqueles que existem

Gás perfeito

É o gás real que se comporta como o gás ideal.

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Qual o valor de R devemos utilizar?

$$R = 0,082 \text{ atm.L/mol.k}$$

$$R = 62,3 \text{ mmHg.L/mol.K}$$

Se a pressão é em atm e o volume em litros

$$R = 0,082$$

T em Kelvin

Se a pressão é em mmHg e o volume em litros

$$R = 62,3$$

T em Kelvin

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

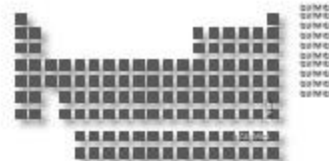
Volume Molar

Em condições diferentes

Exercício

1] Qual o volume ocupado por 3 mols de gás butano a 27°C e 1,64 atm?

Resposta: 45 litros



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Volume Molar

Em condições diferentes

Exercício

2] Qual a temperatura de um gás, sabendo que 2,5mols desse gás ocupa o volume de 50 litros a uma pressão de 1246mmHg na referida temperatura? Dê a resposta em Temperatura Kelvin e Temperatura Celsius.

Resposta: 400°K ou 127°C

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Volume Molar

Em condições diferentes

Exercício

3] Qual a pressão em mmHg exercida sobre 6,9 gramas de NO_2 gasoso que está num recipiente de 3,5 litros a 77°C?

Resposta: 934,5mmHg

Cálculos químicos

CÁLCULO DE FÓRMULAS

Fórmula Percentual ou Centesimal

Indica a porcentagem em massa de cada elemento na substância, isto é, a massa de cada elemento químico que existe em 100 partes de massa da substância.

Exemplo

Em uma determinada amostra foi encontrada:

C	3,0g	7,5g100%	7,5g100%
H	0,5g	3,0gx %	4,0gx %
O	4,0g	x= 40% Carbono =40%	x= 53,33% Oxigênio = 53,33%
Total	7,5g		
		7,5g100%	
		0,5gx %	
		x= 6,67% Hidrogênio = 6,67%	

Fórmula Percentual ou centesimal

C40%H6,67%O53,33%

CÁLCULO DE FÓRMULAS

Fórmula mínima ou empírica ou estequiométrica

Corresponde à proporção mínima, em números inteiros, entre os átomos dos elementos que compõem a molécula da substância.



Para determinar a fórmula empírica de um composto é necessário saber primeiro qual é a sua fórmula percentual ou centesimal.

É necessário passar esses valores para a quantidade de matéria (mol). Fazemos isso dividindo cada um dos valores encontrados por suas respectivas massas molares:

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

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

n = número de mols
m = massa fornecida
M = Massa molar (MM)

Quando os valores não são inteiros, usamos o seguinte artifício: dividimos todos os valores pelo menor deles, pois dessa maneira a proporção existente entre eles não é alterada.:

Cálculos químicos

CÁLCULO DE FÓRMULAS

Fórmula mínima ou empírica ou estequiométrica

Exemplo	Em uma determinada amostra foi encontrada:		
	Para o Carbono	Para o Hidrogênio	Para o Oxigênio
C 3,0g	$n = \frac{3,0}{12}$	$n = \frac{0,5}{1}$	$n = \frac{4,0}{16}$
H 0,5g	$n = 0,25$	$n = 0,5$	$n = 0,25$
O 4,0g	$n = \frac{0,25}{0,25} = 1$	$n = \frac{0,5}{0,25} = 2$	$n = \frac{0,25}{0,25} = 1$
$C_1H_2O_1$	CH_2O		

Fórmula Percentual ou centesimal $C_{40\%}H_{6,67\%}O_{53,33\%}$

$$n = \frac{40}{12} = 3,33$$

$$n = \frac{6,67}{1} = 6,67$$

$$n = \frac{53,33}{16} = 3,33$$

$$n = \frac{3,33}{3,33} = 1$$

$$n = \frac{6,67}{3,33} = 2$$

$$n = \frac{3,33}{3,33} = 1$$

Pela fórmula percentual

Fórmula mínima ou empírica ou estequiométrica

- 1º Passo.** Saber a proporção em massa dos elementos, obtida experimentalmente ou fornecida pela fórmula percentual ou centesimal;
- 2º Passo.** Transformar a proporção percentual para a proporção de massa de cada elemento em 100g da amostra;
- 3º Passo.** Dividir pela respectiva massa molar para descobrir a quantidade de matéria (mol);
- 4º Passo.** Dividir pelo menor valor de quantidade de matéria.

Cálculos químicos

CÁLCULO DE FÓRMULAS

Fórmula Molecular

Indica a quantidade de átomos de cada elemento químico que compõe uma molécula ou espécie química de determinada substância e a proporção em que eles se encontram.

1- A partir da fórmula mínima ou empírica

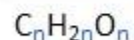
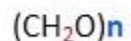
observação

É necessário saber a massa molar da substância

Massa Molar da Fórmula molecular: 180g/mol



Multiplica-se um fator n pelos índices dos átomos



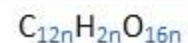
C= 12g/mol

Multiplica-se n pela massa molar de cada átomo.

H= 1g/mol

Soma-se o resultado

O= 16g/mol



$$30n$$

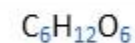
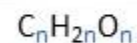
Fórmula Molecular

Iguala-se o resultado obtido à massa molar fornecida para encontrar o valor de n

$$30n = 180$$

$$n = 6$$

Substituindo na fórmula:



Fórmula molecular

Cálculos químicos

CÁLCULO DE FÓRMULAS

Fórmula Molecular

2- A partir da fórmula percentual ou centesimal

observação

É necessário saber a massa molar da substância

Massa Molar da Fórmula molecular : **180g/mol**

Fórmula Percentual ou centesimal: **C40% H6,67% O53,33%**

Em 100g da substância – 40g de Carbono

Em 100g da substância – 6,67g de Hidrogênio

Em 100g da substância – 53,33g de Oxigênio

Para o carbono

100g40g
180gX

X = 72g

Para o Hidrogênio

100g6,67g
180gY

Y = 12g

Para o Oxigênio

100g53,33g
180gW

W = 96g

Fórmula Molecular

Para achar o valor de n divide-se o valor calculado pela massa molar de cada átomo

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

Para o carbono

$$n = \frac{72}{12} = 6$$

Para o Hidrogênio

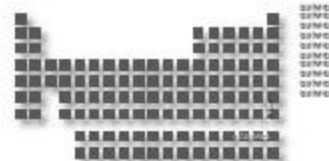
$$n = \frac{12}{1} = 12$$

Para o Oxigênio

$$n = \frac{96}{16} = 6$$



Fórmula molecular



Cálculos químicos

CÁLCULO DE FÓRMULAS

Exercício

1- A análise de uma substância desconhecida revelou a seguinte composição centesimal: 62,1% de carbono, 10,3% de hidrogênio e 27,5% de oxigênio. Pela determinação experimental de sua massa molar, obteve-se o valor 58,0 g/mol. É correto conduir que se trata de um composto orgânico de fórmula molecular: (Massas atômicas: C = 12, H = 1, O = 16)

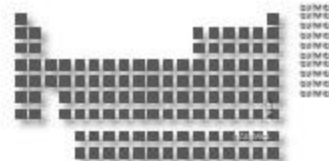
Resposta: C_3H_6O

CÁLCULO DE FÓRMULAS

Exercício

2- A decomposição de carnes e peixes pela ação de bactérias resulta na formação de uma substância chamada cadaverina. O odor dessa substância é bem desagradável. Sua fórmula percentual é $C_{58,77\%}$ $H_{13,81\%}$ $N_{27,40\%}$ e sua massa molar é igual a 102 g/mol. Determine a forma molecular da cadaverina.

Resposta: $C_5H_{14}N_2$



Cálculos químicos

ESTEQUIOMETRIA

Definição

Deriva do grego: *stoikheion* = elemento, e *metron* = medida ou medição.

Nas reações químicas, as substâncias reagem entre si originando produtos em proporções específicas.

Cálculo Estequiométrico

Através do cálculo estequiométrico é possível calcular quanto de produto será formado, o quanto é necessário de reagente necessário ou o rendimento da reação.

Importante

É necessário conhecer as proporções existentes entre os elementos que formam as diferentes substâncias.



As proporções são dadas pelas fórmulas *moleculares*, *percentuais*, *mínimas* ou *empíricas*

A estequiometria envolve basicamente:

Balanceamento
da reação

Regra de Três

Mol



Cálculos químicos

ESTEQUIOMETRIA

Balanceamento da reação

É igualar a quantidade de átomos dos reagentes com a quantidade de átomos dos produtos usando a multiplicação como base.

Exemplo



Oxigênio $4 \cdot 2 + 5 \cdot 1 = 13$

$$X \cdot 2 = 13 \quad X = \frac{13}{2}$$



Exemplo



Como se lê a reação?

1mol de C_4H_{10} reagem com $13/2$ mol de O_2 produzindo 4mols de CO_2 e 5 mols de H_2O

Coeficientes da reação

$$1, \frac{13}{2}, 4, 5$$

Detalhe

O vestibular/Enem geralmente pede os menores coeficientes inteiros possíveis da equação. No exemplo deve-se multiplicar por 2

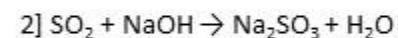
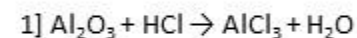


Cálculos químicos

ESTEQUIOMETRIA

Exercício

Faça o balanceamento das equações químicas abaixo:



Relação "Mol"

A regra de três parte sempre do mol . O mol você pode relacionar com massa, volume, moléculas



MOL

Massa (g,mg,Kg)

Massa molar (g/mol)

Moléculas

$6,02 \cdot 10^{23}$ (NA)

volume

22,4L na CNTP

Cálculos químicos

ESTEQUIOMETRIA

Os princípios da estequiometria se baseiam nas Leis Ponderais (Lei de Lavoisier e Lei de Proust), relacionadas com as massas dos elementos químicos dentro das reações químicas.

O cálculo estequiométrico deve ser feito conforme as seguintes etapas:

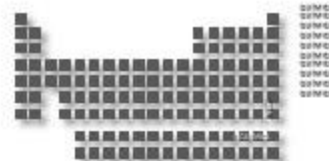
Comparar as substâncias (2)

Escrever a equação química

Balancear os coeficientes da reação

Traçar a linha da “verdade” entre as duas substâncias

Estabelecer uma regra de três, relacionando os dados pedidos no problema



4º B

A - 38

QUÍMICA GERAL

JOTA

ESTEQUIOMETRIA

Exemplo

Relação Mol-Mol

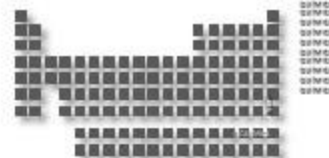
Calcule o número de mols de CO_2 que pode ser obtido na combustão completa de 2,4 mols de C_3H_8



1mol3mols

2,4mols X mols

X = 7,2 mols de CO_2



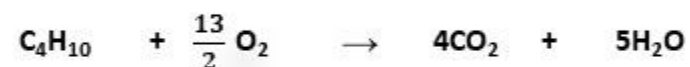
Cálculos químicos

ESTEQUIOMETRIA

Exercício

Faça você mesmo

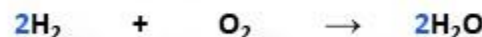
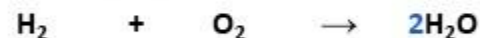
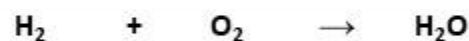
Dada a reação:

a) Quantos mols de C_4H_{10} são necessários para produzir 20 mols de CO_2 ?b) Quantos mols de água são produzidos a partir de 4 mols de C_4H_{10} ?Resposta: a) 5 mols de C_4H_{10} b) 20 mols de H_2O

Exemplo

Relação Massa- Massa Molar

Qual a massa de água dada em gramas, produzida a partir de 16g de gás hidrogênio?



2 mols.....2 mols

2 (2g/mol).....2(18g/mol)

16g.....X gramas

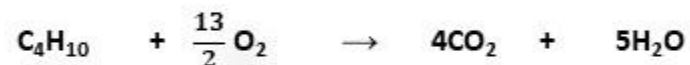
X = 144g de H_2O

Cálculos químicos

ESTEQUIOMETRIA

Exercício

Dada a reação:



A partir de 580g de C_4H_{10} quantos gramas de CO_2 são produzidos?

Resposta: 1760g de CO_2

ESTEQUIOMETRIA

Exemplo

Relação Mol- Massa Molar

Relação Mol-Mol

A partir de 3 mols de C_3H_8 são formadas quantas moléculas de H_2O



1mol de C_3H_8 4mols de H_2O

1mol de C_3H_8 4 ($6 \cdot 10^{23}$) moléculas de H_2O

3 mols de C_3H_8 X moléculas de H_2O

$$X = 7,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

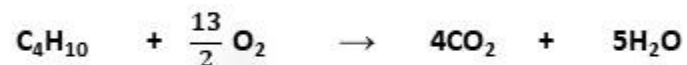
Cálculos químicos

ESTEQUIOMETRIA

Exercício

Faca você mesmo

Dada a reação:



a) A partir de 2 mols de C_4H_{10} são formados quantas moléculas de H_2O ?

b) Quando 3.10^{12} moléculas de CO_2 são produzidos, quantos gramas de C_4H_{10} devem reagir?

Resposta: a) $6 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2O ; b) $7,2 \cdot 10^{-9}$ gramas de C_4H_{10}

Exemplo

Relação Mol-volume

Relação Volume-Massa

CNTP - 1mol de um gás ocupa 22,4L – Volume Molar

CNTP

A partir de $24 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 qual é o volume de C_3H_8 ?

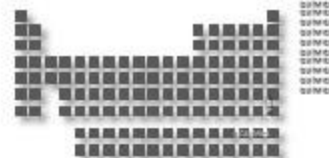


1mol de C_3H_8 3mols de CO_2

22,4L..... 3($6 \cdot 10^{23}$ moléculas)

X volume $24 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$x = \frac{5,37 \cdot 10^{25}}{18 \cdot 10^{23}} \quad x = 29,8 \text{ L de } C_3H_8$$

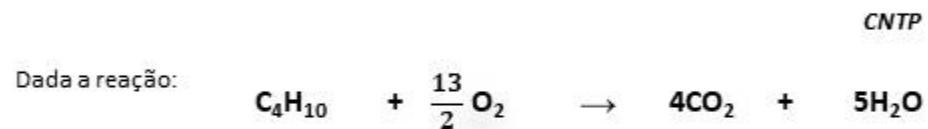


Cálculos químicos

ESTEQUIOMETRIA

ESTEQUIOMETRIA

Exercício



a) Para produzir $18 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 , qual o volume de C_4H_{10} necessário?

b) A partir de 44,8L de H_2O quantos gramas de CO_2 são formados?

Resposta: a) 16,8L de C_4H_{10} ; b) 70,4gramas de CO_2