



QUÍMICA GERAL

CÁLCULOS QUÍMICOS

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

MASSA ATÔMICA, MASSA MOLAR

MOL

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Massa atômica de um elemento

Número atômico	6		
	C		Símbolo
Nome do elemento	Carbono		
	12,01		Massa atômica

A massa atômica de um elemento resulta da média ponderada dos números de massa dos isótopos deste elemento

Tem unidade?

Não. Podemos colocar u ou u.m.a

Não é grama!

u	unidade
u.m.a	Unidade de massa atômica
M.A	Massa Atômica

Exemplos

Carbono	C = 12u		
	12 u.m.a		
Cloro	Cl = 35,5u		
	35,5 u.m.a		
Alumínio	Al = 27 u		
	27 u.m.a		

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Cálculo

Divide-se por 100 o somatório dos produtos do número de massa pela percentagem de cada isótopo que constitui o elemento

Fórmula

$$MA = \frac{A_1 a_1\% + A_2 a_2\% + A_n a_n\%}{100}$$

Exemplo

Para o elemento cloro, de número atômico 17, existem dois isótopos, um com massa 35 e um com massa 37.

Isótopo 35 do cloro	75% de ocorrência
Isótopo 37 do cloro	25% de ocorrência

$$MA = \frac{A_1 a_1\% + A_2 a_2\% + A_n a_n\%}{100} \quad MA = \frac{35.75 + 37.25}{100} = 35,5$$

17	número atômico (Z)
Cl	
35,5	massa atômica (A)

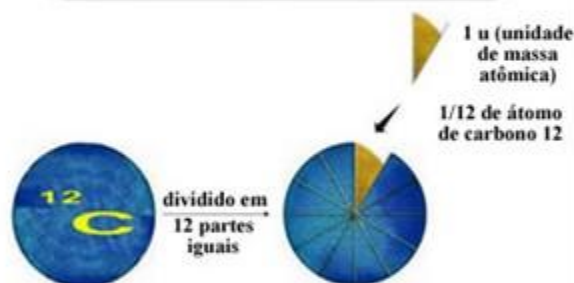
Cálculos químicos

RELACÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Referencial

A unidade unificada de massa atômica, ou simplesmente, unidade de massa atômica é igual a 1/12 (um doze avos) da massa do isótopo ^{12}C .

A massa de um átomo de carbono (^{12}C) foi determinada por espectrometria de massas como sendo: $1,99265 \times 10^{-23} \text{ g}$



$$1u = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

Equivale aproximadamente a massa de um próton ou de um nêutron

As massas atômicas dos átomos são normalmente medidas por meio de um aparelho chamado **espectrômetro de massa**.

RELACÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Massa atômica de um elemento

O que significa?

É o número que indica quantas vezes esse **átomo** é mais pesado que $\frac{1}{12}$ do isótopo do carbono 12 [^{12}C]

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Com massas atômicas referidas ao isótopo 12 do Carbono

Com massas atômicas referidas ao isótopo 12 do Carbono

1 IA 1 H 1,01	2 IIA 4 Be 9,01						13 III A 5 B 10,8	14 IV A 6 C 12,0	15 VA 7 N 14,0	16 VI A 8 O 16,0	17 VII A 9 F 19,0	18 VIII 10 Ne 20,2
---------------------------	-----------------------------	--	--	--	--	--	-------------------------------	------------------------------	----------------------------	------------------------------	-------------------------------	--------------------------------

Exemplos

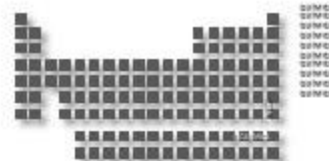
20	Ca	40,1
----	-----------	------

Cálcio **MA = 40**

40 u.m.a

40 u

Isto significa que um átomo de cálcio é 40 vezes mais pesado que $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exercício

Um elemento hipotético "X" é constituído por três isótopos de número de massa 60, 61 e 62.

Sabendo que a percentagem do isótopo 62 é 5%

A massa atômica do elemento é 60,2 u.m.a, quais as percentagens dos outros isótopos?

$$MA = \frac{A_1 a_{1\%} + A_2 a_{2\%} + A_n a_{n\%}}{100}$$

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

u.m.a

Conversão

$$1u = 1,66 \times 10^{-24} g$$

O carbono tem 12u

Uma pessoa tem massa de 70kg. Quantas unidades de massa atômica terá no corpo dessa pessoa?

$$1,66 \times 10^{-24} g \text{ ----- } 1u$$

$$7000g \text{ ----- } x$$

$$X = 42700u$$

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exercício

Exemplo

A massa de um átomo **X** é $\frac{2}{3}$ da massa de um átomo **Y**. Qual a massa de **X**, sabendo que a massa de **Y** é o quádruplo da massa do isótopo ^{12}C

$$m_x = \frac{2}{3} m_y$$

$$m_x = \frac{2}{3} 4 \cdot 12$$

$$m_x = 32$$

$$32 \text{ u}$$

$$32 \text{ u.m.a}$$

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Massa Molecular

Ou Peso Molecular

É o número que indica quantas vezes a **molécula** é mais pesada que $\frac{1}{12}$ do isótopo do carbono 12 [^{12}C]

Como determine a Massa Molecular ?

Exemplos

H2SO4

1	H
1,01	
16	S
32,1	
8	O
16,0	

H

S

O

Nº de átomos
do composto

2

1

4

Massa Atômica
do elemento

1

32

16

Nº de átomos
x MA

2u

32u

64u

98u

98 u.m.a

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Atenção

Massa Molecular É utilizada para compostos formados por ligações covalentes

Massa Fórmula É utilizada para compostos iônicos

O termo “**massa molecular**” é utilizado tanto para compostos moleculares quanto para compostos iônicos, diz respeito a massa total dos átomos no composto.

Para se determinar a massa molecular ou a massa fórmula de um composto é necessário multiplicar o número de cada átomo presente no composto pela massa atômica de cada elemento, soma-se tudo no final.

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Como determine a massa fórmula?

Exemplos

NaCl

Nº de átomos
do composto

Massa Atômica
do elemento

Nº de átomos
x MA

Na	1	23	23u
Cl	1	35,5	35,5u
			58,5u
			58,5 u.m.a

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exercício

Determine a massa molecular dos compostos:

 FeSO_4 Ca(OH)_2 HNO_3

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exemplos

 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{Fe}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$ Nº de átomos
do compostoMassa Atômica
do elementoNº de átomos
x MA

Fe

2

56

112u

S

3

32

96u

O

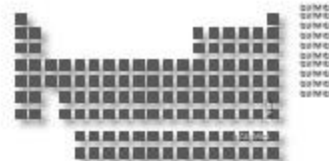
12

16

192u

400u

400 u.m.a



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

u.m.a

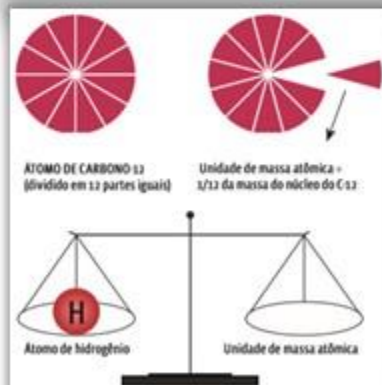
Massa atômica

A massa de um átomo de carbono (^{12}C) foi determinada por espectrometria de massas como sendo: $1,99265 \times 10^{-23}\text{g}$

$$12 \text{ u} \text{ ----- } 1,99265 \times 10^{-23}$$

$$1 \text{ u} \text{ ----- } x$$

$$1 \text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



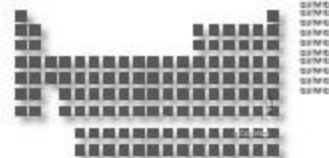
RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

A massa atômica é apenas um número que não é a massa absoluta desse átomo; é a massa tomada em relação ao padrão que é $\frac{1}{12}$ do isótopo ^{12}C

$$\text{massa atômica} = \frac{\text{massa do átomo}}{\text{u.m.a}}$$

Número de Avogadro (N_A)

Se a massa em gramas de um determinado elemento for numericamente igual à sua massa atômica, o número de átomos existente sempre será o mesmo número de átomos (N_A)



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

átomo -grama

Como procederíamos, se alguém pedisse para pesar um átomo-grama de Flúor?



Pegue uma balança real e localize o correspondente número igual à massa atômica. No caso 19 gramas. Coloque Flúor no prato até que tenhamos 19 gramas desse elemento. Essa quantidade é um átomo grama (1atg) de flúor.

átomo -grama

A vantagem de utilizar atg é que:

Um átomo-grama de qualquer elemento possui o mesmo número de átomos. Esse número é uma constante e foi denominado **Número de Avogadro** sendo o seu valor $6,02 \times 10^{23}$



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Número de Avogadro (N_A)

Se a massa em gramas de um determinado elemento for numericamente igual à sua massa atômica, o número de átomos existente sempre será o mesmo número de átomos (N_A)

Determine o número de átomos existentes em 12g de Carbono

Exemplos

$$\begin{aligned} 1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C} &\text{-----} 12\text{u} \text{-----} 1,99265 \times 10^{-23} \text{ g} \\ n \text{ átomos de } ^{12}\text{C} &\text{-----} 12\text{g} \\ n \text{ átomos } ^{12}\text{C} &= 6,022 \times 10^{23} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 12 \text{ u} &\text{-----} 1,99265 \times 10^{-23} \\ 1 \text{ u} &\text{-----} x \end{aligned}$$

$$1\text{u} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

$$\text{massa atômica} = \frac{\text{massa do átomo}}{u.m.a}$$

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$$

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

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

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

M = Massa Molar

m = massa de uma substância (em gramas)

n = número de mols de uma substância

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$$

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

Massa Molar do Carbono = 12g/mol

Em uma massa em gramas numericamente igual à massa atômica, para qualquer elemento, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

$$12\text{g de C} \text{-----} 1 \text{ mol} \text{-----} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Número de Avogadro (N_A)

Se a massa em gramas de um determinado elemento for numericamente igual à sua massa atômica, o número de átomos existente sempre será o mesmo número de átomos (N_A)

Determine o número de átomos existentes em 16g de Oxigênio

Exemplos

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ átomo de } ^{16}\text{O} & \text{-----} & 16\text{u} \text{ -----} 2,656864 \times 10^{-23} \text{ g} \\ n \text{ átomos de } ^{12}\text{C} & \text{-----} & 16\text{g} \\ & & n \text{ átomos } ^{16}\text{O} = 6,022 \times 10^{23} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} 16 \text{ u} & \text{-----} & 2,656864 \times 10^{-23} \\ 1 \text{ u} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$1\text{u} = 1,66054 \cdot 10^{-24}\text{g}$$

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

$$\text{massa atômica} = \frac{\text{massa do átomo}}{\text{u.m.a}}$$

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$$

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

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

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

M = Massa Molar

m = massa de uma substância (em gramas)

n = número de mols de uma substância

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$$

$$MM = \frac{16}{1}$$

Massa Molar do Oxigênio = 16g/mol

Em uma massa em gramas numericamente igual à massa atômica, para qualquer elemento, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

$$16\text{g de O} \text{ ----- } 1 \text{ mol} \text{ ----- } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Número de Avogadro (N_A)

Em uma massa em gramas numericamente igual à massa molecular, para qualquer substância, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

Determine o número de moléculas existentes em 44g de CO_2

Exemplos

$$1u = 1,66054 \cdot 10^{-24}g$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ molécula de } \text{CO}_2 & \text{-----} & 44u & \text{-----} & \text{---}xg \\ & & 6,0221 \times 10^{23} u & \text{-----} & \text{---}1g \\ & & 1 \text{ molécula de } \text{CO}_2 & = & 7,30642 \times 10^{-23}g \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ molécula de } \text{CO}_2 & \text{-----} & 4u & \text{-----} & 7,30642 \times 10^{-23}g \\ n \text{ moléculas de } \text{CO}_2 & \text{-----} & & & 44g \\ & & n \text{ moléculas de } \text{CO}_2 & = & 6,022 \times 10^{23} \end{array}$$

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

$$\text{massa atômica} = \frac{\text{massa do átomo}}{u.m.a}$$

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$$

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

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

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

M = Massa Molar

m = massa de uma substância (em gramas)

n = número de mols de uma substância

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$$

$$MM = \frac{44}{1}$$

Massa Molar do $\text{CO}_2 = 44g/mol$

Em uma massa em gramas numericamente igual à massa molecular, para qualquer substância, existem $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$44g \text{ de } \text{CO}_2 \text{ -----} 1 \text{ mol -----} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Mol

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

É um número que representa a **quantidade de matéria** de uma substância qualquer.

Porção, monte, quantidade

É dessa palavra que deriva “molécula” (pequena quantidade)

Atenção

A palavra mol deve estar acompanhada da “entidade elementar” que está sendo quantificada.

Exemplos

1 mol de moléculas

1 mol de íons

1 mol de átomos

1 mol de elétrons

Um mol é definido como quantidade de substância de um sistema que contém um número de “entidades elementares” (átomos, moléculas, íons, elétrons) igual ao número de átomos existentes em 12 gramas de carbono ^{12}C

Mol de átomos

É a quantidade de um elemento cuja massa expressa em gramas corresponde numericamente ao valor da massa atômica.

1 mol de qualquer substância terá uma quantidade de átomos que, se for “pesada” em gramas, terá o mesmo número de massa atômica.

Exemplos

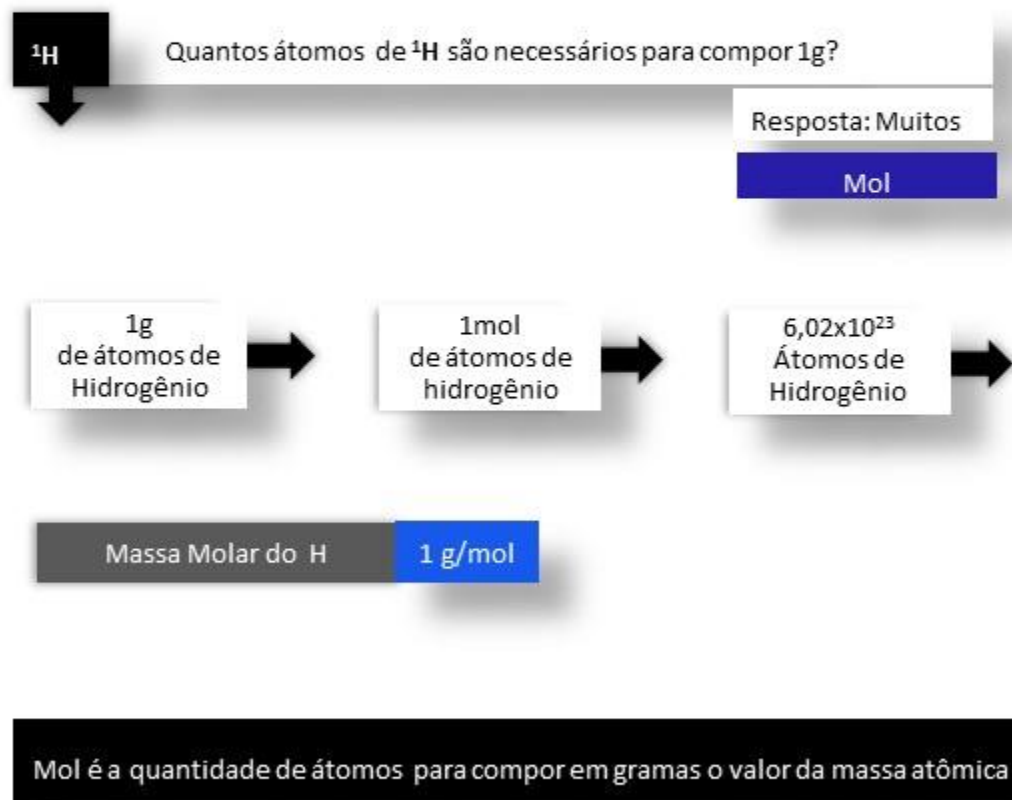
Cloro 35,5u

1mol de átomos de Cloro 35,5 gramas

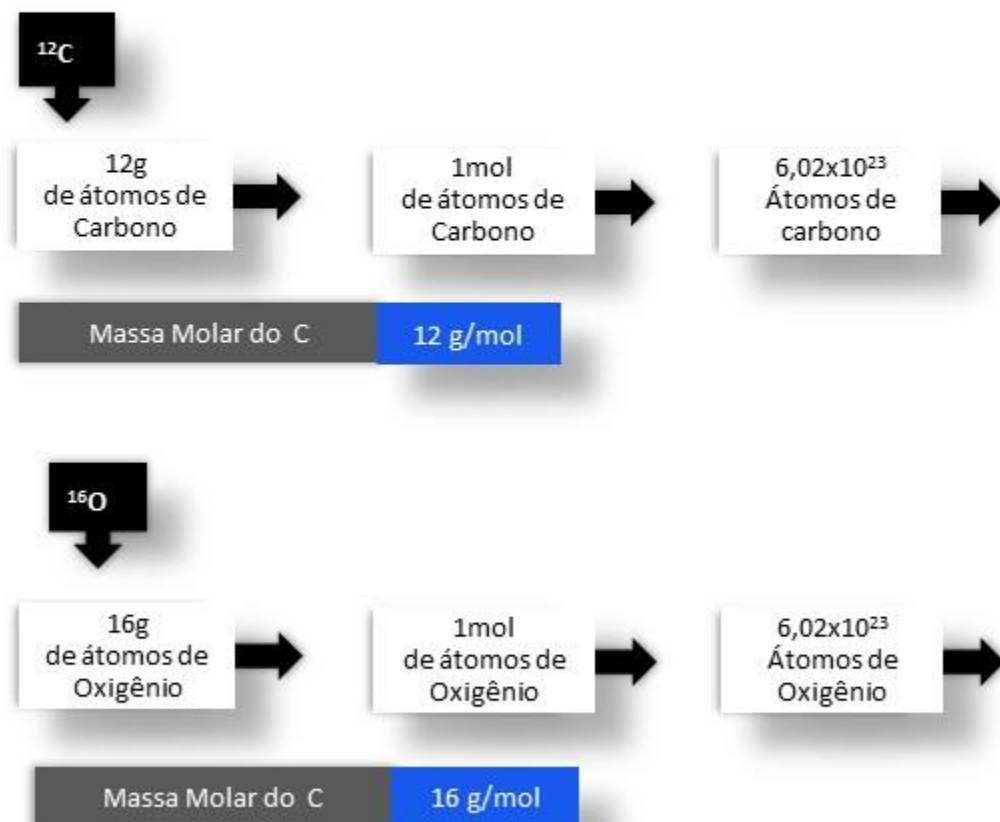
1 mol de átomos de Cloro possui 35,5gramas

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS



RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Massa Molar

A massa molar corresponde a 1 mol de substância

Equivale a massa atômica expressa em gramas.

Como determine a Massa Molar?

Exemplos



1	H
1,01	
16	S
32,1	
8	O
16,0	

H
S
O

Nº de átomos do composto	Massa Atômica do elemento	Nº de átomos x MA
2	1	2u
1	32	32u
4	16	64u
		98u
		98 u.m.a

Conversão

1 u.m.a ou 1u corresponde a 1g



Massas Atômicas

H = 1u, S = 32u O = 16u

2 átomos de H - $2 \times 1u = 2u \rightarrow 2g/mol$

1 átomo de S - $1 \times 32u = 32u \rightarrow 32g/mol$

4 átomos de O - $4 \times 16u = 64u \rightarrow 64g/mol$

1 mol de qualquer substância terá uma quantidade de átomos que, se for "pesada" em gramas, terá o mesmo número de massa atômica.

Massa Molecular do H_2SO_4 98 u.m.a

Massa Molar do H_2SO_4 98 g/mol

98g de H_2SO_4 correspondem a 1 mol

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exercício

Exemplo

Um pedaço de fio de cobre tem a massa de 127,0 gramas (no fio só tem cobre) .
Quantos mols de átomos de cobre estão presentes no fio?

127,0g é a massa do fio

$m_{\text{cobre}} = 127,0\text{g}$

⁶³
Cu
63,5

1 átomo de cobre = 63,5u

M.A Cu = 63,5u

[Massa Molar] **M.M Cu = 63,5g/mol**

1 mol de átomos de Cu corresponde a 63,5g

1 mol de átomos de Cu → 63,5g

X mols de átomos de Cu → 127,0g

$$X = \frac{127}{63,5} = 2 \text{ mols de átomos de cobre}$$

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Mol de moléculas

É a quantidade de substância tal que, a sua massa expressa em gramas, é numericamente igual à massa molecular.

1 mol de moléculas vai nos indicar quanto “pesa” uma molécula de determinada substância.

Exemplos

Substância	MM	Mol de moléculas
H ₂ SO ₄	98g/mol	98g
HNO ₃	63g/mol	63g
HCl	36,5g/mol	36,5g

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exercício

Exemplo



$$\text{H} = 1 \times 2 = 2u$$

$$\text{O} = 16u$$

$$\text{MMH}_2\text{O} = 18\text{g/mol}$$

Ao beber uma garrafinha de água (500ml), quantos mols de moléculas de água você está ingerindo?

$$18\text{g H}_2\text{O} \rightarrow 1\text{mol}$$

$$500\text{g H}_2\text{O} \rightarrow \text{xmols}$$

$$x = \frac{500}{18} = 27,8\text{mols de moléculas de água}$$



RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Número de Avogadro
Ou Constante de Avogadro

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

Número de Avogadro

Mol

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

1 mol corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ unidades

$$1 \text{ mol de canetas} = 6,02 \times 10^{23} \text{ canetas}$$

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol de íons} = 6,02 \times 10^{23} \text{ íons}$$

$$1 \text{ mol de e}^- = 6,02 \times 10^{23} \text{ e}^-$$

Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exercício

Exemplo



$H = 1 \times 2 = 2u$

$O = 16u$

$MM_{\text{H}_2\text{O}} = 18\text{g/mol}$

Ao beber uma garrafinha de água (500ml), quantos mols de moléculas de água você está ingerindo?

$18\text{g H}_2\text{O} \rightarrow 1\text{mol}$

$500\text{g H}_2\text{O} \rightarrow x\text{mols}$

$$x = \frac{500}{18} = 27,8\text{mols de moléculas de água}$$



RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Ao beber uma garrafinha de água (500ml), qual a quantidade de moléculas de água você está ingerindo?



$18\text{g H}_2\text{O} \rightarrow 1\text{mol} \rightarrow 6,02 \times 10^{23}\text{moléculas}$

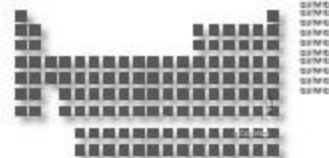
$500\text{g H}_2\text{O} \rightarrow X\text{mols} \rightarrow X\text{moléculas}$

$18\text{g H}_2\text{O} \rightarrow 1\text{mol} \rightarrow 6,02 \times 10^{23}\text{moléculas}$

$500\text{g H}_2\text{O} \rightarrow 27,8\text{mols} \rightarrow X\text{moléculas}$

$$X = 27,8 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$X = 1,67 \cdot 10^{25}\text{moléculas}$$



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exercício

Faça você mesmo!

Faça
e
envie

Um elemento hipotético "X" é constituído por três isótopos de número de massa 60, 61 e 62.

Sabendo que a percentagem do isótopo 62 é 5%

A massa atômica do elemento é 60,2 u.m.a, quais as percentagens dos outros isótopos?

$$MA = \frac{A_1 a_{1\%} + A_2 a_{2\%} + A_n a_{n\%}}{100}$$



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

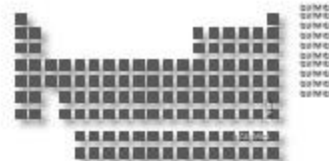
RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Exercício

Faça
e
envie

Determine a massa molecular dos compostos:

 FeSO_4 Ca(OH)_2 HNO_3 



Cálculos químicos

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

exercícios

Faça
e
envie

1] “O nome sal hidratado indica um composto sólido que possui quantidades bem definidas de moléculas de H_2O associadas aos íons. Por isso, a massa molecular de um sal hidratado deve sempre englobar moléculas de H_2O ”. Com base nas informações desse texto, qual deverá ser a massa molecular do sal hidratado $FeCl_3 \cdot H_2O$? Dados: $H = 1u$; $O = 16u$; $Cl = 35,5u$; $Fe = 56u$

2] Calcule a massa (em grama) existente em 5 mols de uma substância Z, sabendo que uma molécula dessa substância pesa $3,0 \cdot 10^{-23}g$.

3] Qual o número de átomos de Hidrogênio existentes 10,8g de H_2O ?

RELAÇÕES NUMÉRICAS FUNDAMENTAIS

Faça
e
envie

4] (Enem) O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão pra evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Considerando-se o valor de $6 \cdot 10^{23}$ para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades?

5] A massa molecular do composto sulfato de sódio trihidratado ($Na_2SO_4 \cdot 3H_2O$) é igual a: Dados: $H = 1u$; $O = 16u$; $Na = 23u$; $S = 32u$.