

1. MASSAS ATÔMICAS

1.1 Elemento químico: é um conjunto de átomos de mesmo n°. atômico.

1.2 Isótopos: são átomos de um mesmo elemento químico que possuem:

N.º atômico igual - N.º de massa diferente - N.º de nêutrons diferente

Exemplo: Isótopos do elemento hidrogênio.

Prótio ${}^1_1\text{H}$	Deutério ${}^2_1\text{H}$	Trítio ${}^3_1\text{H}$
----------------------------	------------------------------	----------------------------

No exemplo dado, o prótio e o deutério constituem os isótopos naturais do hidrogênio. O trítio é isótopo artificialmente preparado. Os isótopos naturais se encontram em proporções constantes em qualquer amostra do elemento.

TABELA DE OCORRÊNCIA DE ISÓTOPOS NATURAIS					
${}^1\text{H}$	99,985%	${}^{12}\text{C}$	98,89%	${}^{16}\text{O}$	99,759%
${}^2\text{H}$	0,015%	${}^{13}\text{C}$	1,11%	${}^{17}\text{O}$	0,037%
				${}^{18}\text{O}$	0,204%

1.3 Unidade de **massa atômica (u.m.a.)**: O padrão de massas da atual escala de massas atômicas é o átomo isótopo de número de massa 12 do carbono, chamado carbono-12, com uma massa atômica atribuída de exatamente 12 u.m.a. A unidade de massa atômica (u.m.a.) corresponde a 1/12 da massa de um átomo carbono 12.

A massa em gramas de 1 unidade de massa atômica (u.m.a.) é $1,66 \times 10^{-24}$ g.

1.4 **Massa atômica de um átomo**: É o número que indica quantas vezes a massa de um átomo é maior que (1/12) da massa do carbono 12.

Ex.: Massa atômica dos átomos isótopos do elemento cloro.

ISÓTOPOS	MASSA ATÔMICA (u.m.a)
${}^{35}\text{Cl}$	34,997
${}^{37}\text{Cl}$	36,975

1.5 **Massa atômica de um elemento [Aquele mencionada nas Tabelas Periódicas]**: É a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais que constituem o elemento. Então, utilizando as massas atômicas dos átomos isótopos do elemento cloro, calcula-se a massa atômica média do **elemento cloro em nosso planeta, pela expressão a seguir descrita:**

$$\text{Massa Atômica} = \frac{\text{Massa atômica Isótopo x \%} + \text{Massa atômica Isótopo x \%} + \dots}{100}$$

Hab.: Efetuar cálculos e quantificar reagentes e resultantes das reações químicas.

Conteúdo: Cálculos Químicos

Quantificando e Resultando:

ISÓTOPOS	MASSA ATÔMICA (u.m.a)	%
³⁵ Cl	34,997	75,4
³⁷ Cl	36,975	24,6

Massa Atômica do Cl = [34,997 x 75,4 + 36,975 x 24,6] / 100 = 35,453 u.m.a.

A massa atômica do elemento cloro é 35,453 u.m.a.; Notar que não existe átomo de cloro com massa atômica 35,453 u.m.a.; esse valor é a média ponderada das massas atômicas dos átomos isótopos mais estáveis que constituem o elemento cloro.

Observações:

- I. As massas atômicas dos elementos são apresentadas na classificação periódica dos elementos.
- II. Nos cálculos utilizar valores aproximados para as massas atômicas dos elementos.

1.6 **Massa molecular:** é a soma das massas atômicas de todos os átomos presentes na molécula.

Composto molecular: H ₂ SO ₄	Massa molecular
H = 1 u.m.a. / at-g	2 at-g x 1 u.m.a. / at-g = 2 u.m.a.
S = 32 u.m.a. / at-g	1 at-g x 32 u.m.a. / at-g = 32 u.m.a.
O = 16 u.m.a. / at-g	4 at-g x 16 u.m.a. / at-g = 64 u.m.a.
Massas atômicas aproximadas.	$\Sigma_{TOTAL} = 98 \text{ u.m.a.}$

Observação: Compostos iônicos **não** são constituídos de moléculas, mas de íons. Mesmo tendo esta conceituação diferenciada, a determinação da massa do composto iônico tem o mesmo procedimento.

Composto iônico: NaCl	Massa do composto iônico
Na = 23,0 u.m.a. / at-g	1 u.m.a. x 23 u.m.a. / at-g = 23 u.m.a.
Cl = 35,5 u.m.a. / at-g	1 u.m.a. x 35,5 u.m.a. / at-g = 35,5 u.m.a.
Massas atômicas aproximadas.	$\Sigma_{TOTAL} = 58,5 \text{ u.m.a.}$

1.7 Constante de **Avogadro:** *Nº de AVOGADRO*, é o nome que se dá ao valor $6,02 \cdot 10^{23}$ e pode representar: o nº de átomos, no at-g; o nº de moléculas na molécula-grama; o nº de íons no íon-g; etc....

1.8 Volume molar:

É o volume ocupado por um mol de gás em determinada condição de pressão e temperatura. Considera-se, então que um mol tem sempre $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas; o mesmo nº de moléculas, independente da natureza do gás, ocupa sempre o mesmo volume em pressões e temperaturas conhecidas.

O volume molar, nas CNTP é aproximadamente 22,4 L. A sigla CNTP, significa: Condições Normais de Temperatura e Pressão; isto corresponde à 0°C e 1 atm.

Hab.: Efetuar cálculos e quantificar reagentes e resultantes das reações químicas.

Conteúdo: Cálculos Químicos

LEIS PONDERAIS

Lei da conservação da massa [*Lei de Lavoisier*]: A massa total das substâncias que reagem entre si é igual à massa total das substâncias que se formam na reação.

Lei das proporções constantes [*Lei de Proust*]: Quando duas ou mais substâncias se combinam para formar um composto, fazem-no em proporções ponderais fixas e invariáveis.

Lei das proporções múltiplas [*Lei de Dalton*]: As diferentes massas com que uma substância se combina com uma massa fixa de outra substância (dando diferentes compostos) guardam entre si uma relação expressa por números inteiros e simples.

Lei das proporções recíprocas [*Lei de Richter – Wenzel – Berzelius*]: Quando uma massa fixa de uma substância reage com diferentes substâncias, se estas reagirem entre si, o farão com as mesmas massas, ou então, com valores múltiplos ou submúltiplos.

Exercício resolvidos

01. Com base na tabela que segue, calcular a massa atômica do neônio.

<i>Isótopo</i>	<i>Abundância relativa (%)</i>	Considerando as massas atômicas dos isótopos,
Ne ²⁰	90,00	A =
Ne ²¹	0,27	
Ne ²²	9,73	

02. A massa atômica de um elemento químico qualquer denominada de “A” é 5/6 da massa atômica do carbono-12. Qual é a massa atômica de “A” ?

03. Determine a massa atômica de “X” sabendo que ela é igual a 5/8 do quádruplo da massa atômica do carbono-12.

04. No início do ano letivo realizamos entre atividades em sala de aula, com o modelo de Tabela Periódica do final do Século XX, segundo referências da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), na qual foram identificados alguns elementos químicos. Busque na tabela que trabalhamos cinco elementos químicos representativos e dois elementos de transição, identificando para os mesmos as prováveis massas atômicas e seus possíveis NOX.

05. Com os elementos da questão anterior, tente formar funções de química inorgânica, sendo quatro ácidos e quatro bases.

06. Usando a tabela de massas atômicas, calcule as massas moleculares das substâncias formadas:

ÁCIDOS		BASES	

Hab.: Efetuar cálculos e quantificar reagentes e resultantes das reações químicas.

Conteúdo: Cálculos Químicos