

AULA 1:

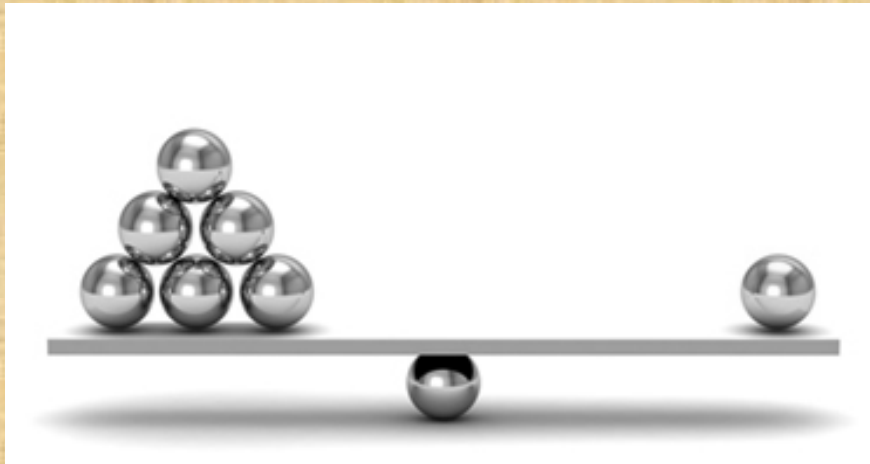
MASSA ATÔMICA

E

MASSA MOLECULAR

Massa Atômica

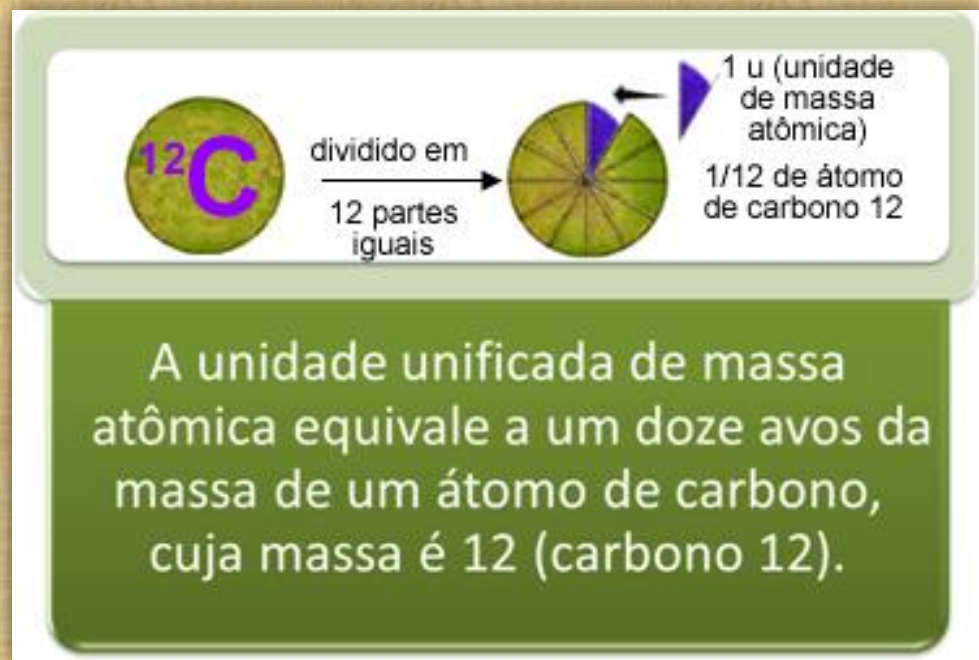
A massa de um corpo pode ser determinada pela comparação com uma massa padrão. É isso que é feito para determinar a unidade unificada de massa atômica.



A fim de medir as massas relativas dos átomos e das moléculas foi escolhido um padrão, que é "um pedaço de um átomo".

Em 1962, convencionou-se então que esse padrão seria a massa do isótopo do carbono 12 (^{12}C). Esse átomo possui 6 prótons e 6 nêutrons e tem, por definição, a massa de 12,0 u exatamente.

Assim, temos a seguinte relação:



Por exemplo, temos que:

Massa atômica de 1 átomo de hidrogênio: 1 u.

Massa atômica de 1 átomo de oxigênio: 16 u.

Massa atômica de 1 átomo de enxofre: 32 u.

Massa atômica de 1 átomo de carbono: 12u.

Para entender, pense numa balança imaginária, onde se coloca em um dos pratos um átomo de flúor. Para equilibrar os pratos, seria necessário colocar no prato vazio 19 u, como mostrado abaixo. Portanto, a massa atômica do flúor é 19 u.



Esses valores são aproximados, pois na verdade o número de massa ($A = p + n$) não é a mesma coisa que a massa atômica, pois esta é determinada experimentalmente e constitui uma propriedade física do átomo, sendo sua unidade expressa por "u".

Note que nos exemplos dados na tabela foi especificada a massa atômica de isótopos e não dos elementos.

Isso foi feito porque os isótopos que compõem determinado elemento químico se diferenciam apenas pela quantidade de nêutrons existentes em seu núcleo. Por isso, seus números de massa e, conseqüentemente, suas massas atômicas são diferentes.

Portanto, *para determinar a massa atômica para um elemento é necessário considerar a média ponderada de cada isótopo natural proporcionalmente à sua abundância.*

Ex.

Um átomo com 3 isótopos:

A_1 - $x\%$

A_2 - $y\%$

A_3 - $z\%$

$$\text{Massa atômica} = \frac{(x \cdot MA_1) + (y \cdot MA_2) + (z \cdot MA_3)}{100}$$

Ex 1.

O boro existe na natureza sob forma de isótopos ^{10}B e ^{11}B , na proporção de 20% e 80% respectivamente. Calcular a massa atômica relativa desse elemento.

$$MA = \frac{(10 \cdot 20) + (11 \cdot 80)}{100}$$

$$MA = \frac{200 + 880}{100}$$

$$MA = \frac{1080}{100}$$

$$MA = 10,8 \text{ u}$$

Ex 2.

Um elemento M apresenta os isótopos ^{79}M e ^{81}M . Sabendo que a massa atômica do elemento M é 79,90 u, determine os percentuais de cada isótopo do elemento M.

$$MA = 79,9$$

$$^{79}\text{M} - x\%$$

$$^{81}\text{M} - y\%$$

$$x + y = 100$$

$$y = 100 - x$$

$$MA = \frac{(x \cdot 79) + [(100-x) \cdot 81]}{100}$$

$$79,9 = \frac{79x + 8100 - 81x}{100}$$

$$7990 - 8100 = -2x$$

$$2x = 110$$

$$x = 55\%$$

$$y = 100 - x = 100 - 55 = 45\%$$

Massa molecular (MM)

- É a massa da molécula medida em unidades de massa atômica.
- O cálculo da massa molecular é feito a partir das massas atômicas dos elementos e a soma dos seus átomos na molécula. Assim:



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

$$\text{O} = 1 \times 16 = 16$$

$$\text{MM} = 2 + 16 = 18\text{u}$$



$$\text{C} = 12 \times 12 = 144$$

$$\text{H} = 22 \times 1 = 22$$

$$\text{O} = 11 \times 16 = 176$$

$$\text{MM} = 144 + 22 + 176 = 342\text{u}$$



$$\text{Mg} = 1 \times 24 = 24$$

$$\text{O} = 2 \times 16 = 32$$

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

$$\text{MM} = 24 + 32 + 2 = 58\text{u}$$

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

IA																		VIII A					
1 H 1	IIA																			2 He 4			
3 Li 7	4 Be 9																	5 B 11	6 C 12	7 N 14	8 O 16	9 F 19	10 Ne 20
11 Na 23	12 Mg 24	III B	IV B	V B	VII B	VIII B					IB	II B	13 Al 27	14 Si 28	15 P 31	16 S 32	17 Cl 35,5	18 Ar 40					
19 K 39	20 Ca 40	21 Sc 45	22 Ti 48	23 V 51	24 Cr 52	25 Mn 55	26 Fe 56	27 Co 59	28 Ni 58,5	29 Cu 63,5	30 Zn 65,5	31 Ga 70	32 Ge 72,5	33 As 75	34 Se 79	35 Br 80	36 Kr 84						
37 Rb 85,5	38 Sr 87,5	39 Y 89	40 Zr 91	41 Nb 93	42 Mo 96	43 Tc (98)	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 106,5	47 Ag 108	48 Cd 112,5	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 127,5	53 I 127	54 Xe 131						
55 Cs 133	56 Ba 137	57-71 lanthanídeos	72 Hf 178,5	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 200,5	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)						
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 actinídeos	104 Rf (267)	105 Db (268)	106 Sg (269)	107 Bh (270)	108 Hs (269)	109 Mt (278)	110 Ds (281)	111 Rg (281)	112 Cn (285)	113 Nh (286)	114 Fl (289)	115 Mc (288)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)						

NÚMERO ATÔMICO	ELETRONEGATIVIDADE
SÍMBOLO	
MASSA ATÔMICA APROXIMADA	

actinídeos	57 La 139	58 Ce 140	59 Pr 141	60 Nd 144	61 Pm (145)	62 Sm 150	63 Eu 152	64 Gd 157	65 Tb 159	66 Dy 162,5	67 Ho 165	68 Er 167	69 Tm 169	70 Yb 173	71 Lu 175
	89 Ac 227	90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

Exercícios:

1) Determine as massas moleculares das substâncias abaixo:

