



#CONQUISTANOESTUDO ▪ SEMANA17 ▪ ETAPA2
ENSINO MÉDIO ▪ 1ª SÉRIE

QUÍMICA

Neste Guia, você vai estudar sobre massa atômica.

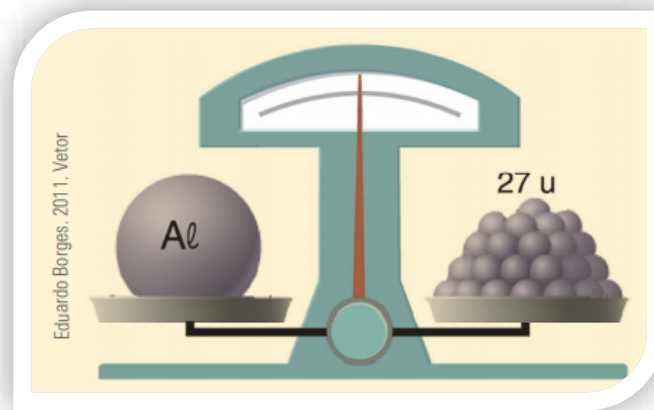
Pág. 71 a 73 do Módulo 2

Prof. Maytson Müller

Massa atômica

A massa atômica (MA) é a massa de um átomo medida em unidade de massa atômica (u). Indica quantas vezes a massa do átomo de um elemento químico é maior que 1/12 da massa do isótopo ^{12}C .

Exemplo: verifica-se que a massa atômica do alumínio é 27 u. Isso significa que o átomo de alumínio tem massa 27 vezes maior que 1/12 da massa do átomo de carbono-12, ou seja, 27 vezes maior que a unidade de massa atômica (1 u).



Massa atômica de um elemento

A massa atômica de um elemento é obtida pela média ponderada das massas atômicas de seus isótopos.

→ No caso do elemento boro, dois isótopos são conhecidos: átomos com número de massa 10 (${}^{10}\text{B}$) e átomos com número de massa 11 (${}^{11}\text{B}$).

→ **Pode-se concluir que o elemento boro tem massa igual a 10,8 u.**

Isótopo	Abundância na natureza
${}^{10}\text{B}$	20%
${}^{11}\text{B}$	80%

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

$$MA(\text{B}) = 10,8 \text{ u}$$

Massa molecular

A massa molecular (MM) é a **massa da molécula**.

→ As moléculas são formados por átomos unidos por ligações covalentes.

Então:

Massa da molécula é a **soma das massas dos átomos**.

Unidade de massa atômica – “u”.

Massa molecular

Exemplo:

A massa molecular do ácido sulfúrico pode ser calculada com as massas dos átomos que compõem essa substância.

Massas atômicas: H = 1 u; S = 32 u; O = 16 u.

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

$$\text{S} = 1 \cdot 32 = 32 \text{ u}$$

$$\text{O} = 4 \cdot 16 = 64 \text{ u}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \quad (\text{massa molecular})$$

∴ a molécula de ácido sulfúrico apresenta massa 98 vezes maior que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono-12.

Massa molecular

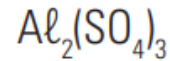
Outros exemplos:

Molécula	Elementos	Número de átomos	Massa atômica (u)	Participação do átomo na massa molecular (u)	Massa molecular (u)
Ácido clorídrico (HCl)	Hidrogênio (H)	1	1	1	36,5
	Cloro (Cl)	1	35,5	35,5	
Sacarose (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	Carbono (C)	12	12	144	342
	Hidrogênio (H)	22	1	22	
	Oxigênio (O)	11	16	176	
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	Carbono (C)	2	12	24	46
	Hidrogênio (H)	6	1	6	
	Oxigênio (O)	1	16	16	

Massa molecular

Para **compostos iônicos**, ou seja, formados por ligações iônicas, pode-se seguir o mesmo raciocínio para o cálculo da massa por meio da soma das massas de seus íons.

Exemplo:



Massas atômicas: Al = 27 u; S = 32 u; O = 16 u.

$$\text{Al} = 2 \cdot 27 = 54 \text{ u}$$

$$\text{S} = 3 \cdot 32 = 96 \text{ u}$$

$$\text{O} = 12 \cdot 16 = 192 \text{ u}$$

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u}$$

Atividade

Considere as seguintes afirmações:

- I – A massa molecular é a massa da molécula expressa em u.
- II – A massa molecular é numericamente igual à soma das massas atômicas de todos os átomos da molécula.
- III – A massa molecular indica quantas vezes a molécula pesa mais que $1/12$ do átomo de ^{12}C .

São verdadeiras:

a) Todas.

b) Nenhuma.

c) Somente I e II.

d) Somente I e III.

e) Somente II e III.