

S + 2e<sup>-</sup> S<sup>2-</sup>  
átomo ânion (**di** ou **bivalente**)

b) Quando um átomo **perde** elétron(s), fica carregado positivamente e recebe o nome de **cátion** ou íon positivo.

Ex.:  
Na Na<sup>+</sup> + 1e<sup>-</sup>  
átomo cátion (**monovalente**)

Al Al<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup>  
átomo cátion (**trivalente**)

## 2. Classificação

a) Ânions: átomos que receberam elétrons.

Ex.:  ${}_{7}\text{N}^{3-}$ ,  ${}_{17}\text{Cl}^{-}$ ,  ${}_{9}\text{F}^{-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ;

b) Cátions: átomos que perderam elétrons.

Ex.:  ${}_{17}\text{Al}^{3+}$ ,  ${}_{11}\text{Na}^{+}$ ,  ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ ,  ${}_{82}\text{Pb}^{4+}$ ;

c) Isoletrônicos: átomos como o mesmo número de elétrons

Ex.:  ${}_{19}\text{K}^{+}$ ,  ${}_{16}\text{S}^{2-}$ ,  ${}_{18}\text{Ar}^{0}$   
18 elétrons 18 elétrons 18 elétrons

## ISOTOPIA, ISOBARIA, ISOTONIA E ALOTROPIA

### 1. Isotopia ou Isótopos

Átomos de um mesmo elemento químico, portanto de mesmo número atômico (mesmo Z), com diferentes números de nêutrons no núcleo. Por essa razão, seus números de massa (A) serão diferentes.

Ex.: O elemento químico carbono, que possui três isótopos encontrados na natureza.  ${}_{6}\text{C}^{12}$ ,  ${}_{6}\text{C}^{13}$ ,  ${}_{6}\text{C}^{14}$

O nome do isótopo é o nome do próprio elemento, seguido do seu número de massa. Assim, os isótopos de carbono são: carbono-12, carbono-13 e carbono-14.

Ex.: Os isótopos do hidrogênio são os únicos com nomes especiais.  ${}_{1}\text{H}^{1}$  - prótio ou prótíon,  ${}_{1}\text{H}^{2}$  - deutério,  ${}_{1}\text{H}^{3}$  - trítio.

### 2. Isobaria ou Isóbaros

Pode acontecer com átomos de elementos diferentes, portanto de diferentes números atômicos, possuírem igual soma de prótons e de nêutrons (mesmo A).

Ex.:  ${}_{18}\text{Ar}^{40}$ ,  ${}_{19}\text{K}^{40}$ ,  ${}_{20}\text{Ca}^{40}$ .

O termo isóbaro (do grego *isso*, “mesmo”, e *baros*, “peso”) quer dizer mesma massa (peso).

### 3. Isotonia ou Isótonos

Também pode acontecer com átomos de elementos

químicos diferentes, possuírem o mesmo número de nêutrons, e números atômicos e de massas diferentes. Ex.: o flúor e o neônio, ambos, com 10 nêutrons:  ${}_{9}\text{F}^{19}$ ,  ${}_{10}\text{Ne}^{20}$ .

Cálculo do número de nêutrons:

$$A = Z + N \text{ ou } N = A - Z$$

Para o F:  $N = 19 - 9 = 10$

Para o Ne:  $N = 20 - 10 = 10$

O termo isótono (do grego *isso*, “mesmo”, e *tonos*, “força”, alusão ao fato de que os nêutrons são responsáveis pelas forças de coesão do núcleo.

**Resumindo:**

	Z	A	N
Isótopos	=	≠	≠
Isóbaros	≠	=	≠
Isótonos	≠	≠	=

### 4. Alotropia

Alotropia significa “maneira diferente”, empregada para designar a capacidade de um elemento químico gerar outras substâncias simples diferentes.

Ex.:

Elementos	Formas Alotrópicas		Diferem na
Oxigênio	O <sub>2</sub> (Oxigênio)	O <sub>3</sub> (Ozônio)	atomicidade
Carbono	C <sub>n</sub> (Grafite)	C <sub>n</sub> (Diamante) C <sub>n</sub> (Fulereno ou Futeboleno)	forma cristalina
Fósforo	P <sub>4</sub> (Branco)	P <sub>n</sub> (Vermelho)	atomicidade
Enxofre	S <sub>8</sub> (Rômbico)	S <sub>8</sub> (Monoclínico)	forma cristalina

## MASSA ATÔMICA E MASSA MOLECULAR

### a) Unidade de Massa Atômica (u)

É representada pela letra minúscula u.

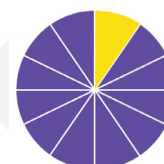
Em 1961, a IUPAC adotou como padrão o isótopo mais comum do elemento carbono ( ${}_{6}^{12}\text{C}$ )

Esta unidade equivale a 1/12 da massa de um átomo isótopo  ${}^{12}\text{C}$ .

O átomo de  ${}^{12}\text{C}$  foi escolhido como átomo padrão na construção das escalas de massas atômicas. Sua massa atômica foi fixada em 12u.



1 átomo de c-12



$\frac{1}{12}$  = 1u  
unidade de massa atômica

**b) Massa Atômica (MA) ou Peso Atômico (PA)**

A Massa Atômica (MA) representa o quanto um átomo qualquer é mais pesado que 1/12 de um átomo isótopo  $^{12}\text{C}$ .

Ex.:

O átomo de Oxigênio tem massa atômica de 16u, ou seja, é mais pesado 16 vezes em relação a 1/12 de um átomo isótopo  $^{12}\text{C}$ .

O átomo de Helio tem massa atômica de 4u, ou seja, é mais leve 4 vezes em relação a 1/12 de um átomo isótopo  $^{12}\text{C}$ .

**c) Massa atômica de um elemento químico**

Os elementos químicos podem possuir vários isótopos (mesmo número atômico, porém, diferente número de massa). Por isso, as massas atômicas que vemos nessas tabelas, são médias ponderadas das massas dos diversos isótopos estáveis existentes no universo que esse elemento químico possui.

Ex.:

O Oxigênio possui três isótopos estáveis:

- $^{16}\text{O}$  - MA = 16u, equivale à 99,7% de todos os átomos de oxigênio do universo
- $^{17}\text{O}$  - MA = 17u, são apenas 0,03% dos átomos de oxigênio
- $^{18}\text{O}$  - MA = 18u, abundância de 0,27%

Fazendo a média ponderada teremos:

$$\frac{16 \times 99,7 + 17 \times 0,03 + 18 \times 0,27}{100} = 15,997 \sim 16\text{u}$$

Como era previsto, a média ponderada deu um valor próximo a 16, já que 99,7% dos átomos de oxigênio possuem essa MA.

Ex.:

O cloro possui dois isótopos estáveis:

- $^{35}\text{Cl}$  - MA = 35u, representa 75,4% dos átomos de cloro.
- $^{37}\text{Cl}$  - MA = 37u, é 24,6% dos átomos de cloro.

Fazendo a média ponderada teremos:

$$\frac{35 \times 75,4 + 37 \times 24,6}{100} = 35,457 \sim 35,5\text{u}$$

**d) Massa Molecular (MM) ou Peso Molecular (PM)**

Molécula de uma substância é um conjunto de átomos iguais ou diferentes.

A Massa Molecular (MM) de uma substância é numericamente igual à soma das massas atômicas de todos os átomos da molécula dessa substância.

A Massa Molecular (MM) representa o quanto uma molécula qualquer é mais pesada que 1/12 de um átomo isótopo  $^{12}\text{C}$ .

Ex.:

Para a molécula de água ( $\text{H}_2\text{O}$ ), teremos:

MA - H = 1u, como são dois hidrogênios = 2u

MA - O = 16u

MM -  $\text{H}_2\text{O}$  = 2u + 16u = 18u

A molécula de água tem massa molecular de 18u, ou seja, é mais pesada 18 vezes em relação a 1/12 de um átomo isótopo  $^{12}\text{C}$ .

Ex.:

Para a molécula de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), teremos:

MA - H = 1u, como são dois hidrogênios = 2u

MA - S = 32u

MA - O = 16u, como são quatro oxigênios = 64u

MM -  $\text{H}_2\text{SO}_4$  = 2u + 32u + 64u = 98u

A molécula de ácido sulfúrico tem massa molecular de 98u, ou seja, é mais pesada 98 vezes em relação a 1/12 de um átomo isótopo  $^{12}\text{C}$ .

**VOCÊ SABIA?**

O Laboratório Nacional do Acelerador Fermi (Fermilab), centro de pesquisa norte-americano de física de altas energias, anunciou em março de 1995 um fato científico revolucionário: a descoberta de uma raríssima forma de matéria, um novo tipo de quark, batizado top.

Desde 1932, James Chadwick provou a existência de partículas sem carga elétrica e de massa próxima a do próton chamada nêutron. Com isso o núcleo do átomo é formado por prótons e nêutrons, tidos na época como partículas fundamentais (indivisíveis). No início da década de 70, ficou evidenciado que essas duas partículas, por sua vez, também têm estrutura interna. São constituídas por partículas menores, chamadas quarks.

Experiências permitiram a identificação de cinco tipos distintos de quarks. O up e o down são os mais comuns e formam os prótons e os nêutrons. O strange, o charm e o bottom (descoberto em 1978) completam a lista dos quarks conhecidos até há pouco.