

S + 2e⁻ S²⁻
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⁺ + 1e⁻
átomo cátion (**monovalente**)

Al Al³⁺ + 3e⁻
átomo cátion (**trivalente**)

2. Classificação

a) Ânions: átomos que receberam elétrons.

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

b) Cátions: átomos que perderam elétrons.

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

c) Isoeletrônicos: átomos como o mesmo número de elétrons

Ex.: ${}_{19}K^{+}$, ${}_{16}S^{2-}$, ${}_{18}Ar^{0}$
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. ${}_{6}C^{12}$, ${}_{6}C^{13}$, ${}_{6}C^{14}$

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. ${}_{1}H^{1}$ - prótio ou prótíon, ${}_{1}H^{2}$ - deutério, ${}_{1}H^{3}$ - 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.: ${}_{18}Ar^{40}$, ${}_{19}K^{40}$, ${}_{20}Ca^{40}$.

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: ${}_{9}F^{19}$, ${}_{10}Ne^{20}$.

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 ₂ (Oxigênio)	O ₃ (Ozônio)	atomicidade
Carbono	C _n (Grafite)	C _n (Diamante) C _n (Fulereno ou Futeboleno)	forma cristalina
Fósforo	P ₄ (Branco)	P _n (Vermelho)	atomicidade
Enxofre	S ₈ (Rômbico)	S ₈ (Monoclínico)	forma cristalina

MASSA ATÔMICA E MASSA MOLECULAR

a) Unidade de Massa Atômica (u)

É representada pela letra minúscula u.

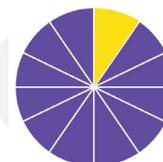
Em 1961, a IUPAC adotou como padrão o isótopo mais comum do elemento carbono (${}_{6}^{12}C$)

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

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



1 átomo de c-12



= 1u
unidade de massa atômica