

Características do átomo

Aqui encontram-se os principais conceitos e termos que foram sendo introduzidos com o desenvolvimento e conhecimento do átomo e suas características.

Como TAREFA..LEIAM cada conceito/termo descrito nesta publicação. Posteriormente..visualizem so videos e façam os exercícios propostos.

1ª coisa...peguem a tabela periódica e fiquem com esta

2º OLHEM a LEGENDA desta. Onde estão localizados cada termo

3	número atômico
Li	símbolo químico
lítio	nome
6,94	peso atômico (massa atômica relativa)



VAMOS lá

✓ Número Atômico (Z): característico de cada elemento

Corresponde ao Número de **prótons** contidos no núcleo

Átomo eletricamente neutro – terei o Z igual ao número de **elétrons**

Na tem 11 prótons então $Z = 11$ e...11 eletrons

Fe tem 26 prótons então $Z = 26$ e ...26 eletrons

✓ Número de massa (A): soma do n° de protons + nêutrons do núcleo do átomo.

$$A = p + n$$

✓ Número de nêutrons (n): n° de massa (A) – n° atômico (Z)

✓ Íons: partícula eletricamente carregada

Cátions: átomos positivamente carregados $\text{Na}^+, \text{Ca}^{++}, \text{Al}^{+3}$

Anios: átomos negativamentecarregados $\text{Cl}^-, \text{O}^{2-}$

Cuidado!

Na $Z = 11$... Na^+ tem 11 protons e....10 eletrons

Ca $Z = 20$ Ca^{2+} tem 20 prontons e.....18 eletrons

Cl $Z = 17$... Cl^{-1} tem 17 protons e.....18 eletrons

O $Z = 8$ O^{-2} tem 8 protons e.....10 eletrons

Carga de valência: indica o número de ligações que um átomo pode fazer

Monovalente: Na^+, Cl^-

Bivalentes: $\text{Ca}^{2+}, \text{O}^{2-}$

Trivalentes: $\text{Al}^{3+}, \text{P}^{3-}$

Tetravalentes: $\text{Pt}^{4+}, (\text{SO}_4)^{4-}$

Massa atômica: é a massa atômica média dos isótopos do elemento químico.(u.m.a). Padrão universal $^{12}\text{C} = 12 \text{ u.m.a}$

$1 \text{ u.m.a} = 1/12$ da massa ^{12}C .

Massa atômica média: média ponderada das massa atômicas dos diferentes isótopos que constituem o elemento.

Ex:

Isótopo	Abundância (%)	Massa isotópica (u)	$\overline{\text{massa}} = \frac{75,53 \times 34,97 + 24,47 \times 36,97}{100}$ $\overline{\text{massa}} = 35,46u$
$^{35}_{17}\text{Cl}$	75,53	34,97	
$^{37}_{17}\text{Cl}$	24,47	36,97	

Aqui precisamos esclarecer !!!
O que é isótopo..isobaro...isotono

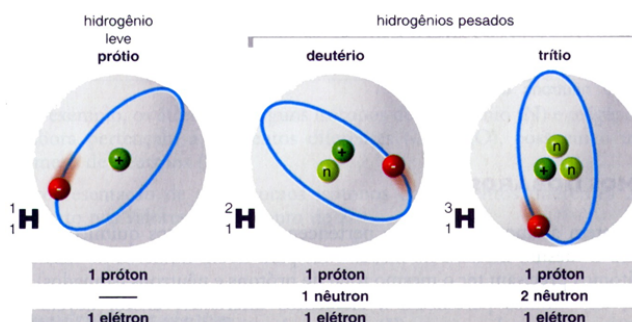
ISOTOPOS; ISOBAROS e ISOTONOS

Isótopos: átomos de um mesmo elemento que possuem propriedades químicas idênticas, mas propriedades físicas diferentes.

Possuem o mesmo Z , porém apresentam diferentes n° de massa (A)

Hidrogênio: $^1_1\text{H}^1$, $^1_1\text{H}^2$ e $^1_1\text{H}^3$

Oxigênio: $^8_8\text{O}^{16}$, $^8_8\text{O}^{17}$ e $^8_8\text{O}^{18}$



Isóbaros: átomos que tem o mesmo n° massa (A), mas diferentes n° atômico (Z)

Propriedades químicas são totalmente diferentes

${}_{19}\text{K}^{40}$ isóbaro de ${}_{20}\text{Ca}^{40}$A=40

${}_{20}\text{Ca}^{42}$ isóbaro de ${}_{22}\text{Ti}^{42}$A=42



Isótonos: átomos com diferentes n° atômicos (Z) e de massa (A), porém com igual n° de neutrons

${}_{17}\text{Cl}^{37}$ isotono de ${}_{20}\text{Ca}^{40}$...n= 20 neutrons

${}_{5}\text{B}^{11}$ isotono de ${}_{6}\text{C}^{12}$n=6 neutrons



Massa molecular: é igual a soma das massas atômicas de todos os átomos que formam a molécula.

(a) $\text{H}_2\text{O}:(1 \times 2) + (16 \times 1) = 18 \text{ g/mol}$

(b) Molécula de ácido sulfúrico. (H_2SO_4)

$$\begin{cases} 2 & \text{átomos de H} & \rightarrow 2 \times 1,0079 = 2,0158 \\ 1 & \text{átomo de S} & \rightarrow 1 \times 32,06 = 32,06 \\ 4 & \text{átomos de O} & \rightarrow 4 \times 15,9994 = 63,9976 \end{cases}$$

Total : 98,0734

Mol: é a unidade de medida da quantidade da matéria

$1\text{mol} = 6,023 \times 10^{23}$ moléculas $n = m/M$

Massa molar: é a massa de um mol de átomos de qualquer elemento

OBS: Livro. Treichel e Kotz. Cap2. pag. 60 a 65. Exemplos de cálculo e exercícios

Nº Avogadro: número de átomos de C_{12} em $0,012\text{kg}$ de $\text{C}_{12} = 6,02 \times 10^{23}$.

Lorenzo Romano Amedeo Avogadro (1776-1856)

Explicou a diferença entre átomo e molécula

Distinguiu massas moleculares de massas atômicas

Volume molar: volume, em litros, ocupado por um mol de substância.

Volume molar = $22,71\text{L/mol}$ na CNTP. OBS.. não é mais $22,4\text{L}$ MUDOU!!

Substância	Volume molar (L/mol)
Argônio (Ar)	22,09
Dióxido de carbono (CO_2)	22,26
Gás nitrogênio (N_2)	22,40
Gás oxigênio (O_2)	22,40
Gás hidrogênio (H_2)	22,43

[1mol/L]

$T = 0^\circ\text{C}$

$P = 101325\text{ Pa}$

$V = 22,71\text{L}$

Tabela 1. Leis Ponderais⁽²⁾

Primeira Experiência	Conclusão
Carbono + oxigênio \longrightarrow gás carbônico $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$ 3 g + 8 g \longrightarrow 11 g	Lei de Lavoisier Lei da Conservação das Massas A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.
Segunda Experiência	Conclusão
Carbono + oxigênio \longrightarrow gás carbônico $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$ 3 g + 8 g \longrightarrow 11 g 6 g + 16 g \longrightarrow 22 g 9 g + 24 g \longrightarrow 33 g	Lei de Proust Lei das Proporções Constantes A proporção das massas que reagem permanece sempre constante.
Terceira Experiência	Conclusão
Carbono + oxigênio \longrightarrow gás carbônico $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$ 3 g + 8 g \longrightarrow 11 g Carbono + oxigênio \longrightarrow gás carbônico 2 C + $\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}$ 6 g + 8 g \longrightarrow 14 g	Lei de Dalton Lei das Proporções Múltiplas Quando dois elementos químicos formam vários compostos, se a massa de um participante permanecer constante, a massa do outro só poderá variar segundo valores múltiplos.

OBS.: Explicações sobre os termos, exemplos e exercícios

Livros. Treichel e Kotz. **Química geral e reações químicas. Cap2** e BROWN, Theodore L. [et al.]. **Química: a ciência central. Cap2.**