

Sumário

- Constituição do átomo.
- Massa atómica e os isótopos.
- Exercícios.

Os cientistas

Dalton

Thomson

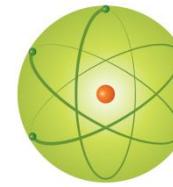
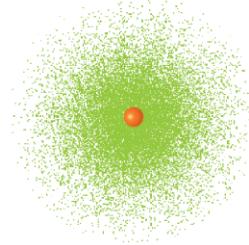
Rutherford

Bohr

Modelo Quântico

Modelos atómicos (História)

- Consultar manual (pgs 14 e 15)

Dalton	Thomson	Rutherford	Bohr	Nuvem eletrónica
Átomo indivisível 	Cargas negativas (eletrões) dispersas numa massa positiva 	Os eletrões movem-se em torno do núcleo positivo 	Os eletrões movem-se em torno do núcleo em órbitas circulares (específicas) quantização de energia. 	Há regiões do espaço onde é maior a probabilidade de encontrar um eletrão (modelo probabilístico). 

Átomos



Partículas de
carga eléctrica
positiva

Partículas neutras

Partículas de
carga eléctrica
negativa

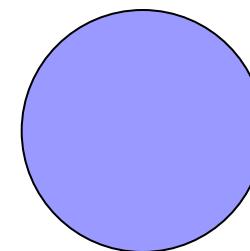
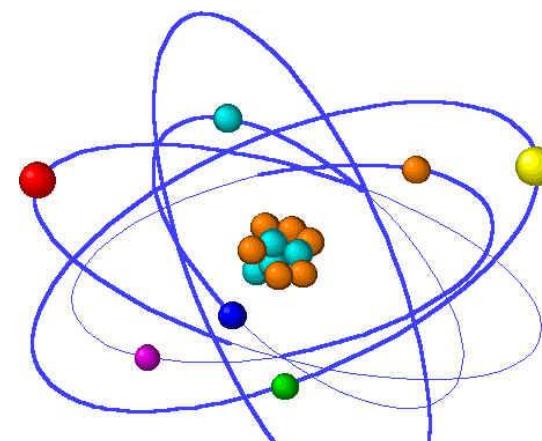
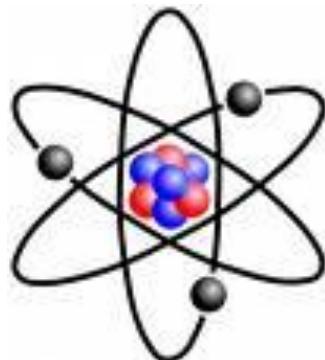
Núcleo

**Nuvem
electrónica**

Nota muito importante!

- O átomo é uma **partícula neutra**.
(O número de eletrões é igual ao número de protões)

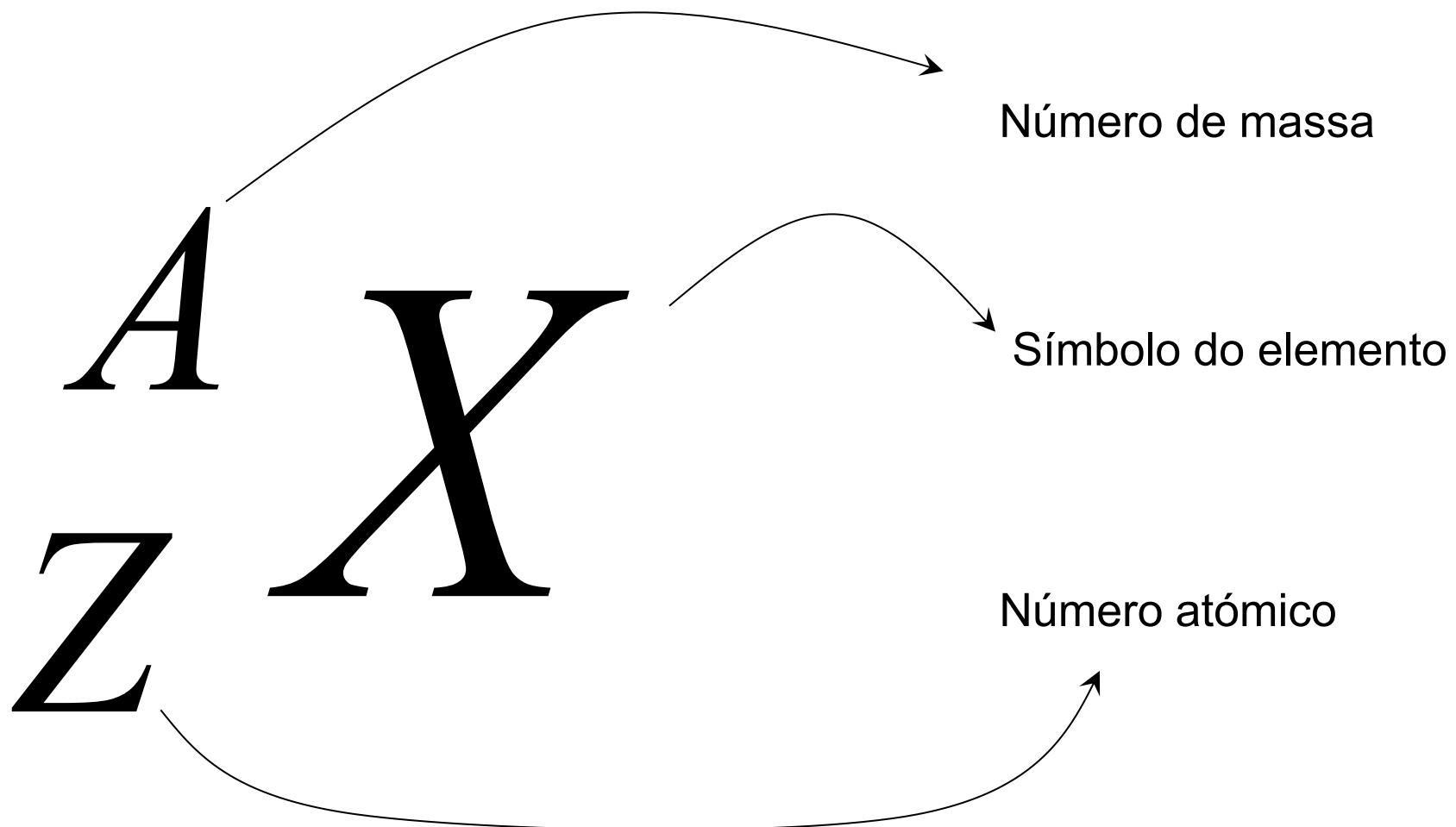
■ Nota: A nuvem eletrónica é responsável pelo tamanho do átomo



Impressão digital dos átomos

- Ao número de protões (no núcleo) chamamos de **número atómico (Z)**;
- Cada elemento corresponde um número atómico diferente.
 - H ($Z=1$)
 - O ($Z=8$)
 - Na ($Z=11$)

Representação de um elemento



Número de massa (A)

- Número de partículas que constituem o núcleo do átomo.

- Protões (Z)

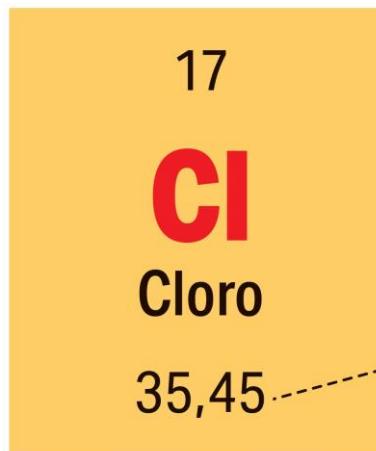
- Neutrões (N)

$$A = Z + n$$

número de massa

número de neutrões

número atómico



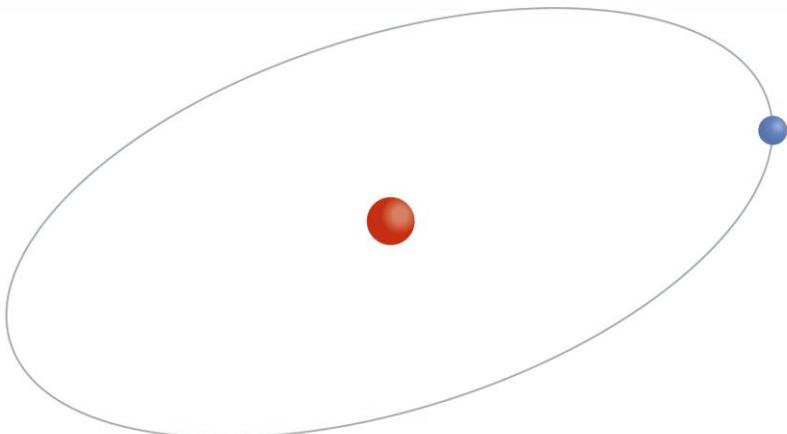
35,45

35
17 Cl

Massa dos átomos

A **massa do átomo está** praticamente concentrada no núcleo.

- massa do protão = 1.6725×10^{-27} kg
- massa do neutrão = 1.6749×10^{-27} kg
- massa do eletrão = 9.1095×10^{-31} kg



$$m_{\text{protão}} + m_{\text{eletrão}} \approx m_{\text{protão}}$$



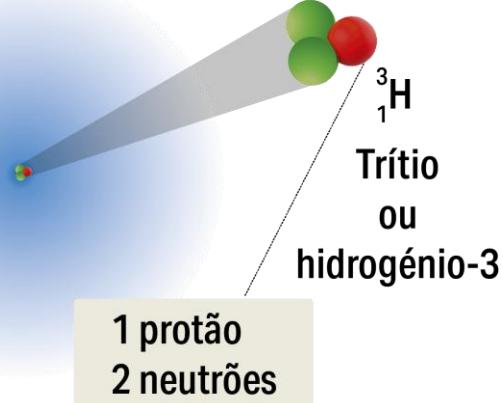
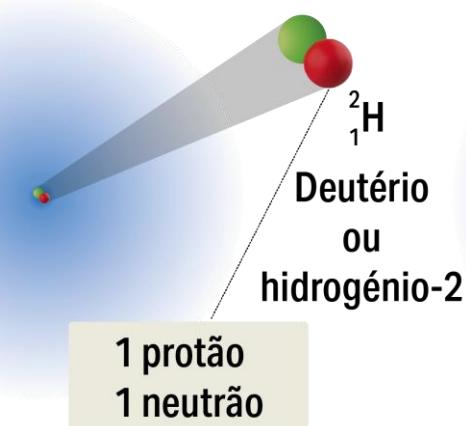
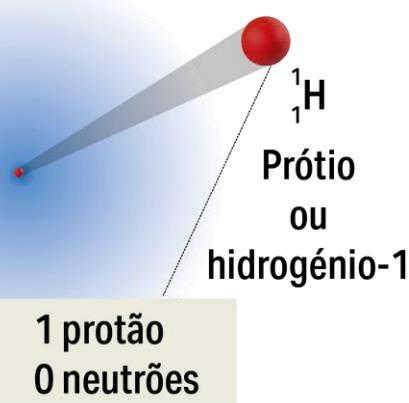
$$m_{\text{carro}} + m_{1\text{ L de gasóleo}} \approx m_{\text{carro}}$$

$$m(^1_1\text{H}) = m_{\text{protão}} + m_{\text{eletrão}} \approx m_{\text{protão}}$$

$$m(^1_1\text{H}) \approx 1,7 \times 10^{-27} \text{ kg} = 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,0017 \text{ g}$$

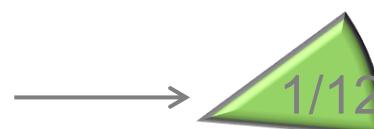
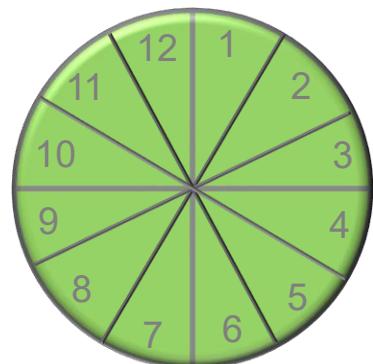
Isótopos

- Átomos do mesmo elemento que apresentam diferente número de massa (neutrões)



Massa atómica relativa (A_r)

- ✓ Representa o número de vezes que a massa de um átomo é maior do que $^{1/12}$ da massa do átomo de carbono-12 (massa padrão).
- ✓ Adimensional (não possui unidades).



Representação de
um átomo de C -
isótopo 12



Balança imaginária

Massa atómica relativa dos elementos

Quando um elemento tem isótopos, a **massa atómica relativa, Ar** do **elemento** corresponde a uma **média das massas relativas dos seus isótopos, que tem em conta as suas abundâncias na Natureza.**

Isótopo	Massa isotópica relativa	Abundância (%)
$^{14}_7\text{N}$	14,003	99,3
$^{15}_7\text{N}$	15,000	0,7

$$A_r(\text{N}) = \underbrace{\text{massa} \times \text{percentagem}}_{^{14}_7\text{N}} + \underbrace{\text{massa} \times \text{percentagem}}_{^{15}_7\text{N}}$$

$$A_r(\text{N}) = 14,003 \times \frac{99,3}{100} + 15,000 \times \frac{0,7}{100} \leftrightarrow A_r(\text{N}) = 14,01$$

Exercício

Elemento	Isótopos	Abundância	Massa isotópica relativa
Cloro	Cloro-35	75,8%	34,97
	Cloro-37	24,2%	36,97

$$A_r(Cl) = \frac{78,5 \times 34,97 + 24,2 \times 36,97}{100} = 35,5$$

O cloro possui uma massa atómica relativa média de 35,5. Ou seja, um átomo de cloro tem uma massa 35,5 vezes maior do que a massa de ${}^{12}\text{C}$ de um átomo de carbono-12.