

Massa e tamanho dos átomos

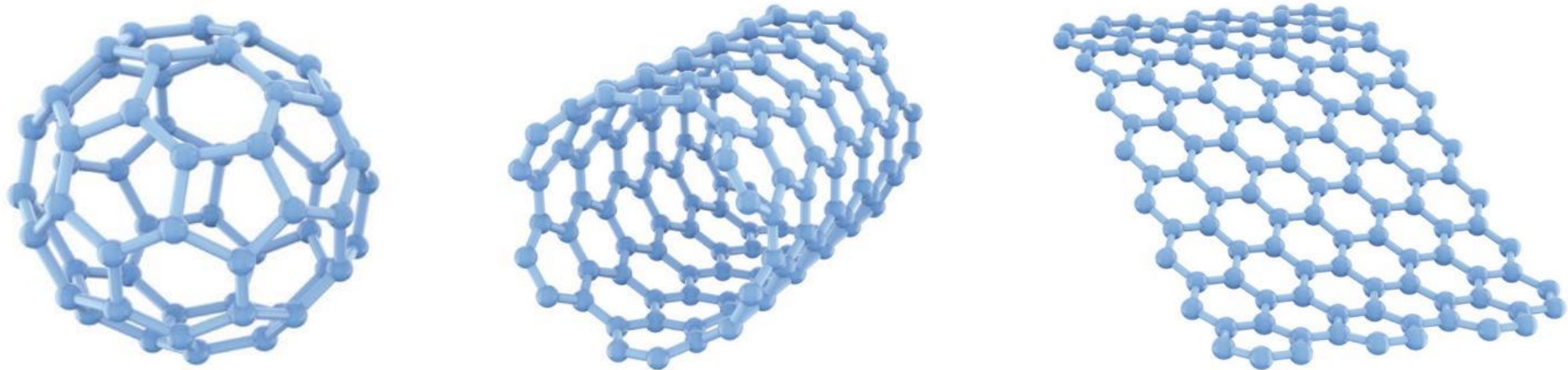
Nanotecnologia / Nanoeletrónica / Nanobioteclonogia / Nanomateriais

"Há muito espaço lá em baixo"

Richard Feynman, 1959

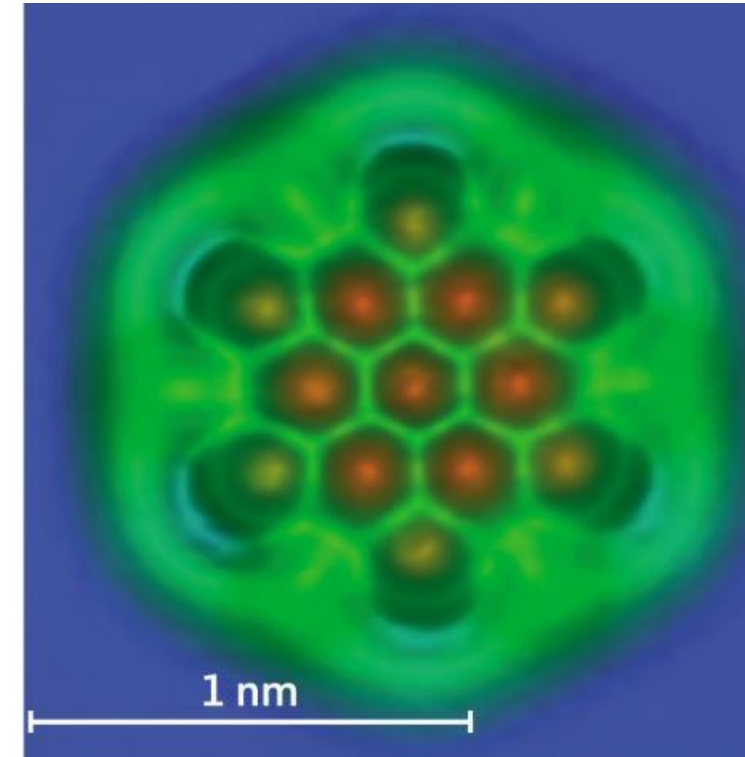
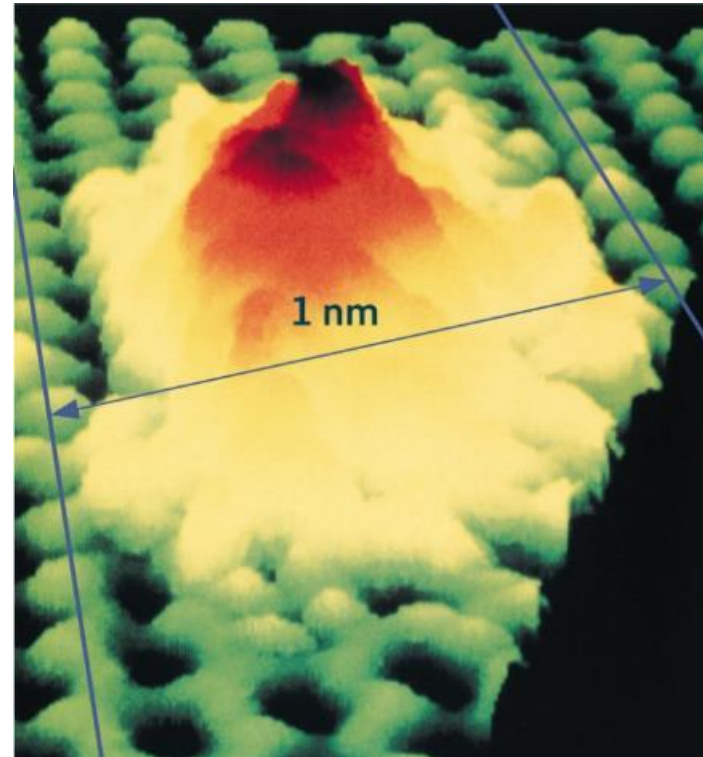
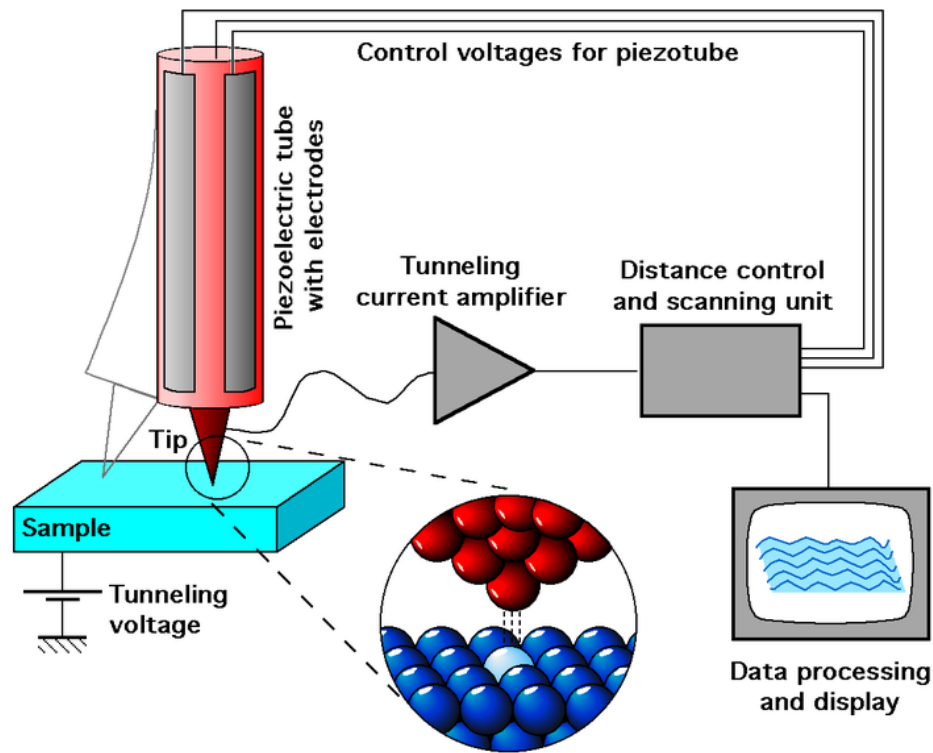
Já é possível realizar construções/manipulações à escala atómica!

Utilizações: miniaturização de circuitos; materiais biocompatíveis; diagnóstico e tratamento médico; controlo da morfologia de materiais à dimensão nano...



Microscopia eletrônica / Microscopia de varrimento com efeito de túnel (STM)

Possibilidade de 'observar' os átomos.



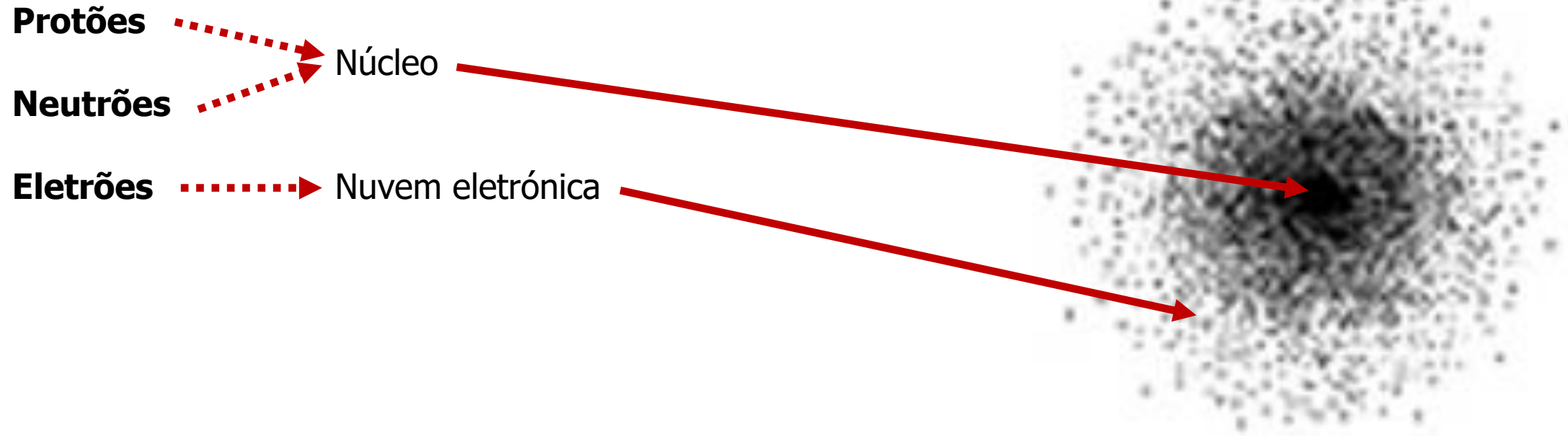
Constituição do átomo

Partícula	Ano/autor da descoberta	Carga elétrica	Massa (kg)
Elétrão	1897 Thomson	negativa	$9,109 \times 10^{-31}$ (1 830 vezes inferior ao próton)
Próton	1914 Rutherford	positiva	$1,673 \times 10^{-27}$ (aproximadamente igual ao neutrão)
Neutrão	1932 Chadwick	neutra	$1,675 \times 10^{-27}$ (aproximadamente igual ao próton)

Cada átomo tem um **número igual de prótons e de elétrons**, o que o torna **eletricamente neutro**.

Constituição do átomo

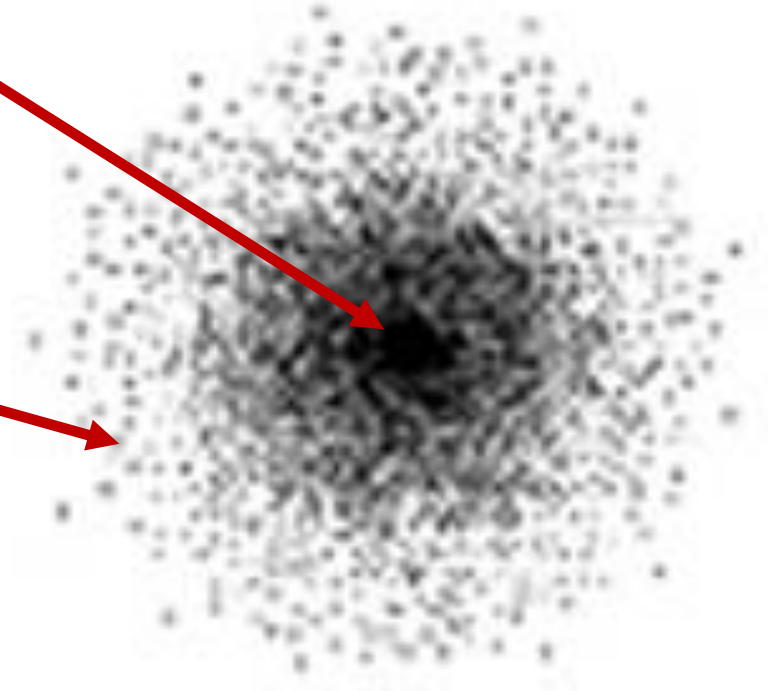
Os átomos são constituídos por três diferentes tipos de partículas fundamentais:



Constituição do átomo

O **núcleo** (prótons e nêutrons) é o responsável pela **massa** do átomo na sua quase totalidade.

A **nuvem eletrônica** representa a **probabilidade** de encontrar os elétrons num determinado local do espaço, e é a responsável pelo **tamanho do átomo**.



Iões

Um átomo (ou molécula) pode **ganhar ou perder elétrons**, formando um ião, passando a ter carga elétrica.

Aniões

O átomo (ou molécula) **ganha um ou mais elétrons**, ficando com carga elétrica negativa (-1 por cada elétron ganho).

Exemplo: átomo de cloro (Cl) ganha um elétron tornando-se no ião cloreto (Cl⁻).

Catiões

O átomo (ou molécula) **perde um ou mais elétrons**, ficando com carga elétrica positiva (+1 por cada elétron perdido).

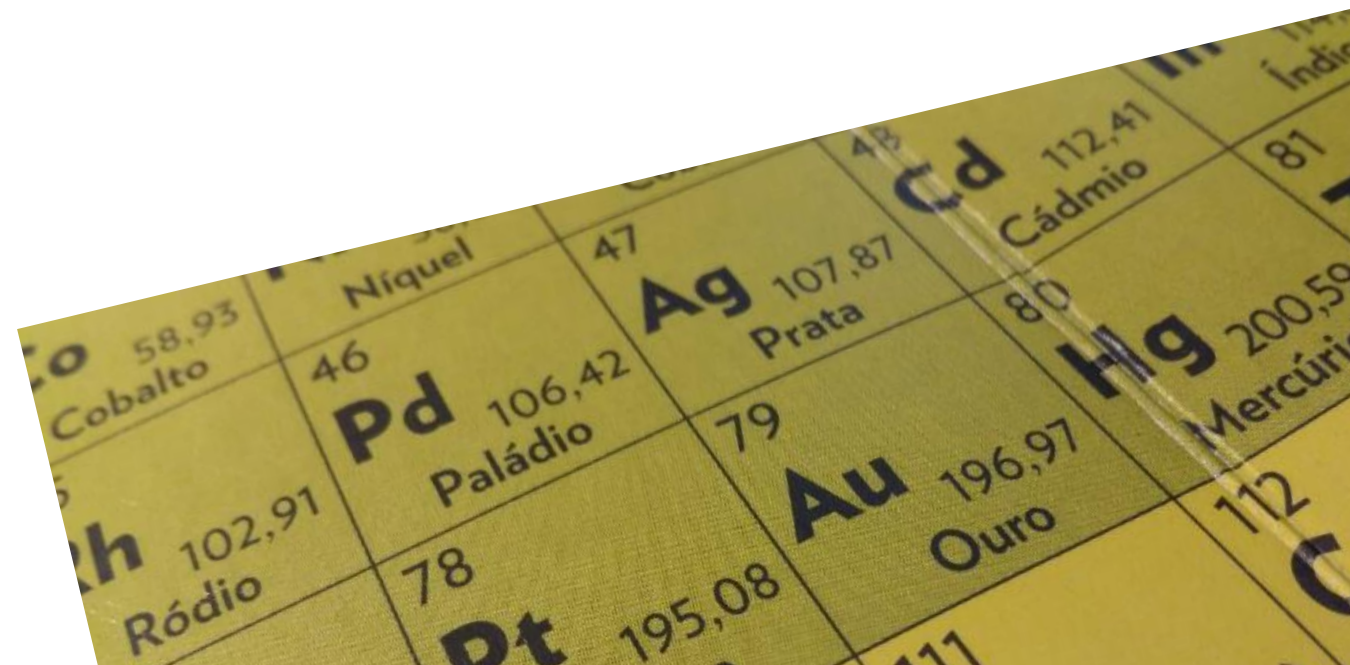
Exemplo: átomo de cálcio (Ca) perde dois elétrons tornando-se no ião cálcio (Ca²⁺).

Número atômico (Z)

É o **número de prótons** (número atômico - Z) que diferencia um elemento químico (tipo de átomo) de outro.

Um átomo que tenha 10 prótons pertence a um elemento diferente de um átomo que tenha 11 prótons.

Representação: ${}_1\text{H}$



Número de massa (A)

O número de massa (A) é igual ao número de prótons (Z) mais o número de nêutrons (N) que existem no núcleo de um átomo/nuclídeo.

$$A = Z + N$$

Representação: ${}^2\text{H}$

As partículas existentes no núcleo são chamadas **nucleões**.

O número de nucleões é igual ao número de massa (A).

Isótopos

Isótopos são átomos do **mesmo elemento químico** com **diferente número de massa** (A).

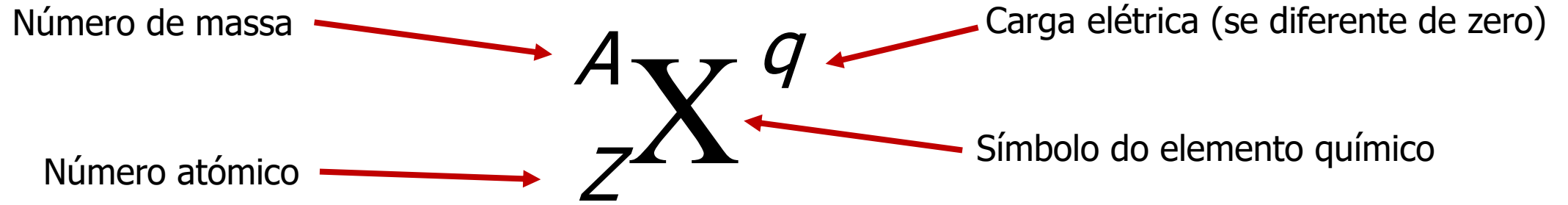
Têm diferentes número de neutrões.

Exemplos:

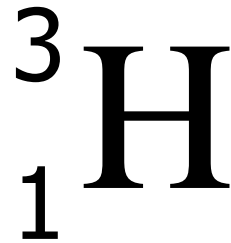
^1H	hidrogénio-1	prótio
^2H	hidrogénio-2	deutério
^3H	hidrogénio-3	trítio
^{12}C	carbono-12	
^{13}C	carbono-13	
^{14}C	carbono-14	

Os isótopos de um elemento não existem na natureza em igual percentagem!

Representação simbólica de átomos e iões



Por exemplo, um átomo de hidrogénio (H), que tem número atómico 1 ($Z=1$) e que tem 2 neutrões ($N=2$):



Massa padrão ($1u$)

Para comparar as massas dos diferentes átomos não se usa a massa real dos átomos (é um valor muito pequeno...)

...usa-se um valor padrão...

O padrão **unidade de massa atômica ($1u$)** é $1/12$ da massa do isótopo carbono-12 ($1,660\ 539\ 066\ 60(50) \times 10^{-27}$ kg).

Massa atômica relativa (A_r)

Como um elemento químico pode ter vários isótopos, a massa atômica relativa (A_r) desse elemento calcula-se fazendo uma **média ponderada com as massas isotópicas relativas e a abundância de cada isótopo** desse elemento químico.

Exemplo para o $_{17}\text{Cl}$:

Dois isótopos:

cloro-35 massa isotópica relativa = 34,97 abundância: 75,8%

cloro-37 massa isotópica relativa = 36,97 abundância: 24,2%

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{(34,97 \times 75,8) + (36,97 \times 24,2)}{100} = 35,45$$



Mole

Mole é a grandeza que mede a **quantidade química (n)** de uma substância.

Uma **mole** de unidades estruturais (podem ser átomos, moléculas, iões...) é igual a

$6,022 \times 10^{23}$ unidades (**constante** ou número **de Avogadro** – N_A).

Unidade SI é mol.

O **número de partículas (N)** de uma determinada amostra é igual a:

$$N = n \times N_A$$

em que:

n – quantidade química (mol)

N_A – número de Avogadro ($6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)



[Romano Amadeo Carlo Avogadro](#)
(1776-1856).

Massa molecular relativa (M_r)

A massa molecular relativa, M_r , de uma substância indica o **número de vezes que a massa de cada unidade estrutural dessa substância é superior à unidade de massa padrão (1u)**.

Como calcular a massa atômica relativa?

Elemento

$$M_r(\text{Cu}) = ?$$

$$A_r(\text{Cu}) = 63,55 \text{ TP}$$

$$M_r(\text{Cu}) = \mathbf{63,55}$$

Substância molecular

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$A_r(\text{H}) = 1,01 \text{ TP}$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00 \text{ TP}$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \times A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) \\ &= \mathbf{18,02} \end{aligned}$$

Substância iônica

$$M_r(\text{SO}_4^{2-}) = ?$$

$$A_r(\text{S}) = 32,07 \text{ TP}$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00 \text{ TP}$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{SO}_4^{2-}) &= A_r(\text{S}) + 4 \times A_r(\text{O}) \\ &= \mathbf{96,07} \end{aligned}$$

[A massa dos elétrons é muito inferior à dos prótons e dos nêutrons e por isso é desprezada neste cálculo.]

TP Ver na Tabela Periódica

Massa molar (M)

A **massa molar**, M , indica a **massa de uma mol de partículas** de uma dada substância.

A unidade é g/mol.

Como calcular a massa de uma mol de substância?

Elemento

$$M(\text{Cu}) = ?$$

$$A_r(\text{Cu}) = 63,55 \text{ TP}$$

$$M(\text{Cu}) = \mathbf{63,55 \text{ g/mol}}$$

63,55 g de cobre contem 1 mol ($6,022 \times 10^{23}$) de átomos de cobre.

TP Ver na Tabela Periódica

Substância molecular

$$M(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$A_r(\text{H}) = 1,01 \text{ TP}$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00 \text{ TP}$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \times A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) \\ &= 18,02 \end{aligned}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = \mathbf{18,02 \text{ g/mol}}$$

18,02 g de água contem 1 mol ($6,022 \times 10^{23}$) de moléculas.

Substância iônica

$$M(\text{SO}_4^{2-}) = ?$$

$$A_r(\text{S}) = 32,07 \text{ TP}$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00 \text{ TP}$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{SO}_4^{2-}) &= A_r(\text{S}) + 4 \times A_r(\text{O}) \\ &= 96,07 \end{aligned}$$

$$M(\text{SO}_4^{2-}) = \mathbf{96,07 \text{ g/mol}}$$

[A massa dos elétrões é muito inferior à dos prótões e dos neutrões e por isso é desprezada neste cálculo.]

Massa molar (M)

A **relação** entre a **massa da substância**, m , a sua **massa molar**, M , e a respectiva **quantidade química**, n , é dada pela expressão:

$$M = \frac{m}{n}$$

Bibliografia

- J. Paiva, A. J. Ferreira, C. Fiolhais, "Novo 10Q", Texto Editores, Lisboa, 2015.