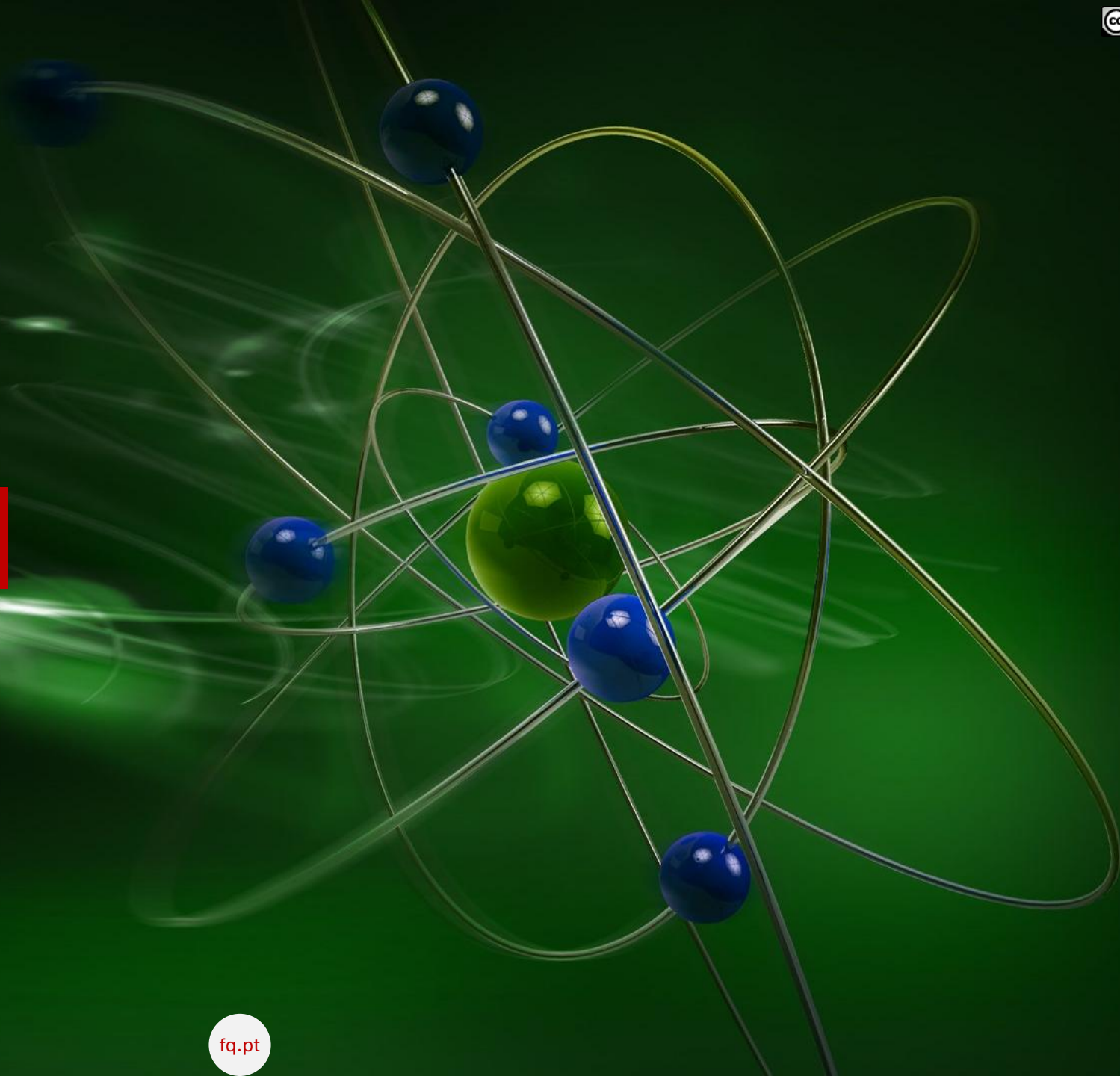


O átomo

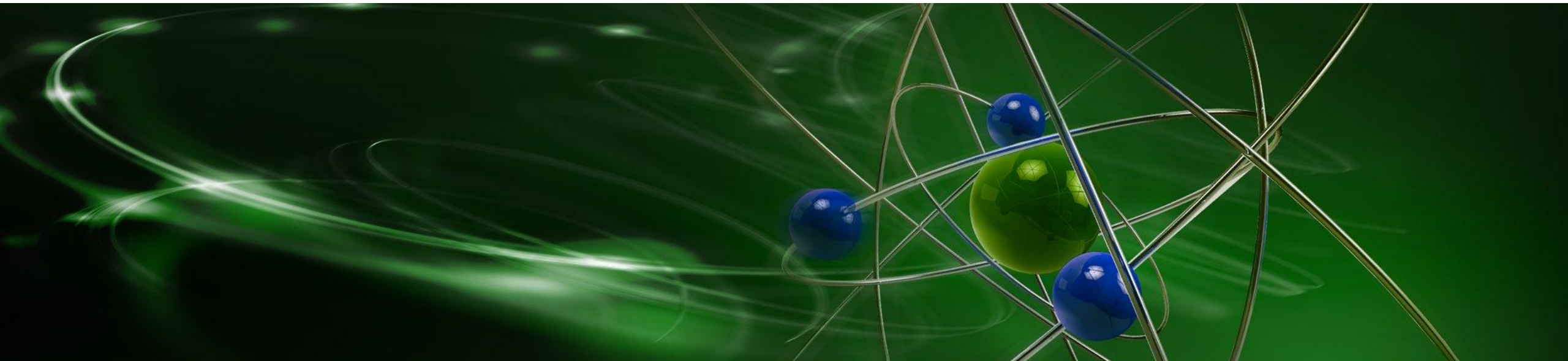


Essencial

- Descrever a constituição dos átomos utilizando os conceitos de número de massa, número atômico e isótopos.
- Definir a unidade de massa atômica e interpretar o significado de massa atômica relativa média.

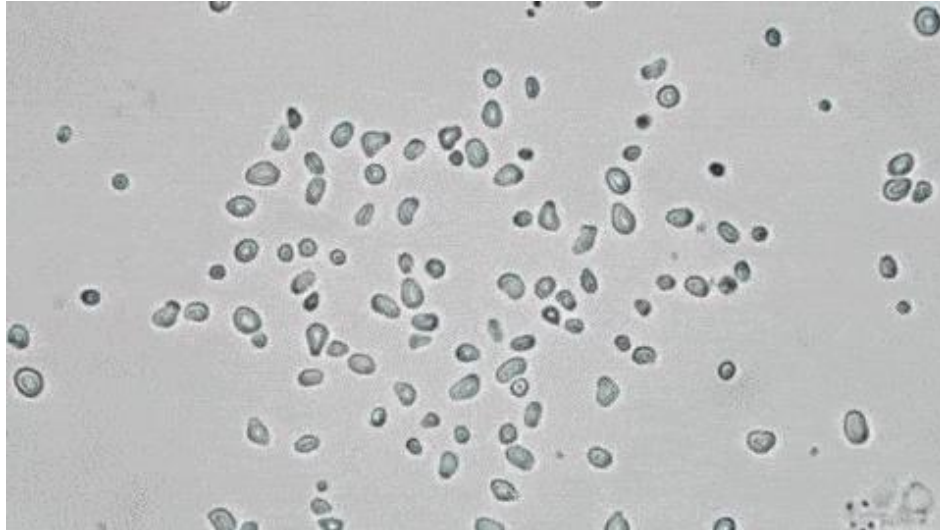
Palavras-chave

- Átomo.
- Ião.
- Número atômico.
- Número de massa.
- Isótopo.
- Massa-padrão.
- Massa atômica relativa.



Einstein prova a existência dos átomos

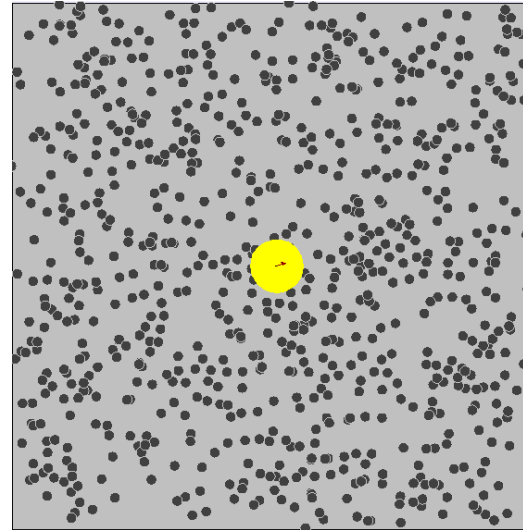
Movimento Browniano



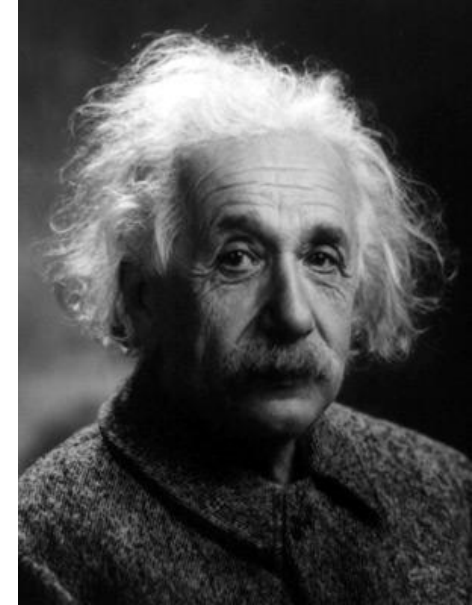
Brown observou (1827) o movimento aleatório de grãos de pólen em suspensão em água.

Este movimento não era explicável.

Explicação de Einstein



A explicação de Einstein para o movimento browniano implicava a existência de partículas isoladas (átomos e moléculas) (1905).



[Albert Einstein](#) (1879-1955), Prémio Nobel da Física em 1921.

Constituição do átomo

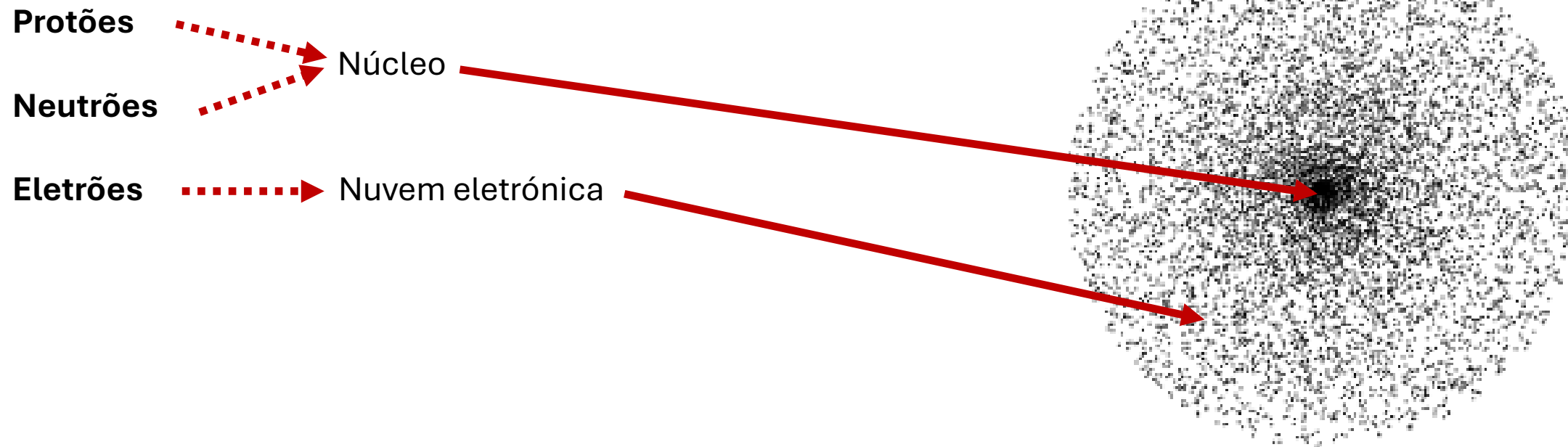
Partícula	Ano Autor da descoberta	Carga elétrica	Massa / kg
Elétrão (e^-)	1897 Thomson	negativa	$9,109 \times 10^{-31}$ (1 830 vezes inferior ao próton)
Próton (p^+)	1914 Rutherford	positiva	$1,673 \times 10^{-27}$ (aproximadamente igual ao neutrão)
Neutrão (n^0)	1932 Chadwick	neutra	$1,675 \times 10^{-27}$ (aproximadamente igual ao próton)

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

Os átomos são a base da *construção* da matéria, com inimagináveis possibilidades de combinação.

Constituição do átomo

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

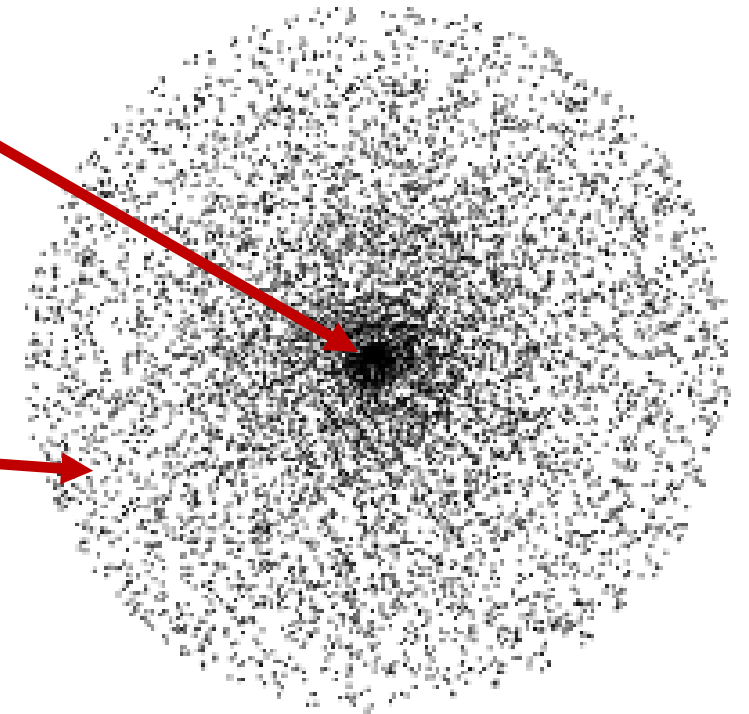


Constituição do átomo

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

A **carga nuclear** (positiva) é a soma do número de protões existentes nesse núcleo.

A **nuvem eletrónica** representa a **probabilidade** de encontrar os eletrões 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: um 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: um átomo de cálcio, Ca, perde dois elétrons tornando-se no ião cálcio, Ca^{2+} .

Número atómico, Z

O **número atómico, Z**, é igual ao número de prótons dos átomos de um elemento químico e é o que diferencia um **elemento químico** de outro.

Todos os átomos de um elemento têm o mesmo número atómico!

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

Representação do elemento hidrogénio: ${}_1\text{H}$

Representação do elemento selénio: ${}_{34}\text{Se}$

1																	18
1 H hidrogénio 1,008 [1,0078; 1,0082]	2											13	14	15	16	17	2
3 Li lítio 6,94 [6,938; 6,997]	4 Be berílio 9,0122											5 B boro 10,81 [10,806; 10,821]	6 C carbono 12,011 [12,009; 12,012]	7 N nitrogénio 14,007 [14,006; 14,008]	8 O oxigénio 15,999 [15,999; 16,000]	9 F flúor 18,998	10 Ne néon 20,180
11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305 [24,304; 24,307]											13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,085 [28,084; 28,086]	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06 [32,059; 32,076]	17 Cl cloro 35,45 [35,446; 35,457]	18 Ar árgon 39,948
19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,867	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromo 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(8)	33 As arsénio 74,922	34 Se selénio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904 [79,901; 79,907]	36 Kr criptón 83,798(2)
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe

Número de massa, A

O **número de massa**, A , é igual ao número de prótons, Z , mais o **número de neutrões**, 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** .

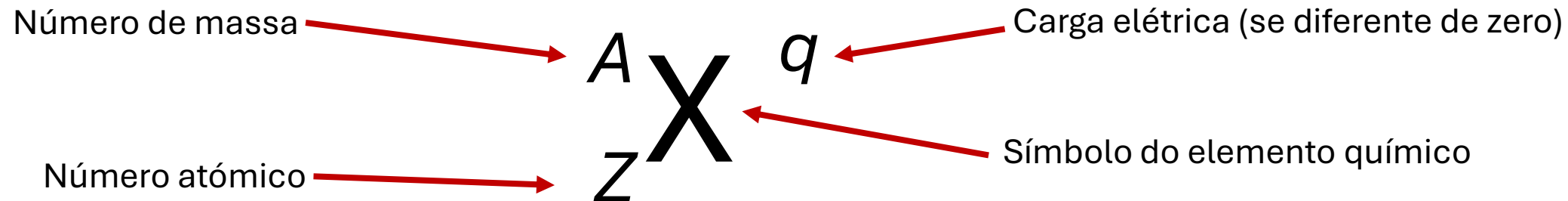
Têm diferentes número de neutrões.

Exemplos:

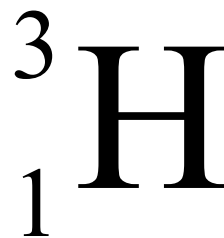
^1H	hidrogénio-1	prótio
^2H	hidrogénio-2	deutério
^3H	hidrogénio-3	trítio
^{12}C	carbono-12	
^{13}C	carbono-13	
^{14}C	carbono-14	

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 $\frac{1}{12}$ da massa do isótopo carbono-12 ($1,660\,539\,066\,60 \times 10^{-27}$ kg).

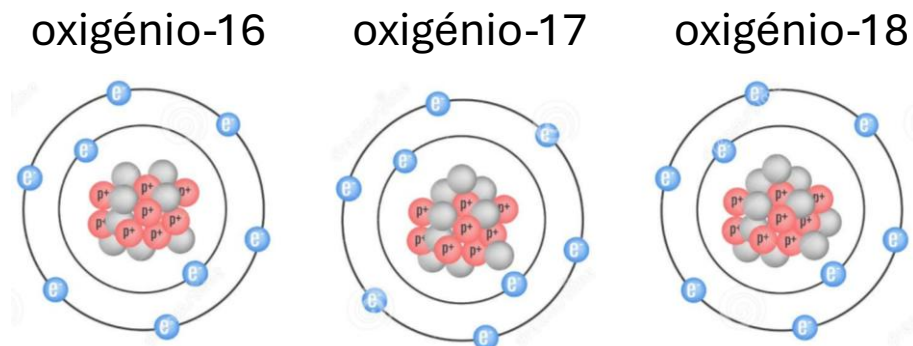
Este padrão permite comparar as massas dos diferentes elementos químicos.

Massa atômica relativa, A_r

Como calcular a massa atômica relativa de um elemento químico?

- Cada elemento químico pode ter vários **isótopos**.

Isótopos de oxigênio: mesmo número atômico mas diferente número de massa.



Cada isótopo tem uma **massa isotópica relativa** por comparação da sua massa com 1u.

- Cada isótopo tem uma diferente **abundância relativa** na natureza.

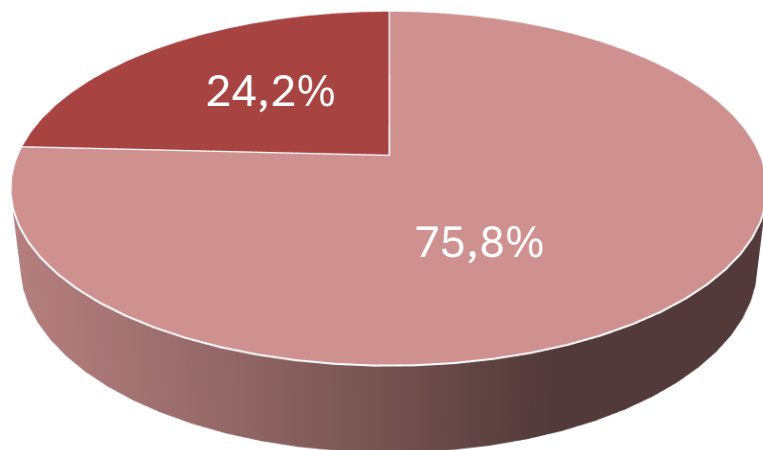
A **massa atômica relativa, A_r** , de um elemento calcula-se fazendo uma **média ponderada com as massas isotópicas relativas e a abundância de cada isótopo** desse elemento químico.

Massa atômica relativa, A_r

A massa atômica relativa, A_r , de um elemento calcula-se fazendo uma **média ponderada com as massas isotópicas relativas e a abundância de cada isótopo** desse elemento químico.

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

Abundância relativa dos isótopos



■ cloro-35, massa isotópica relativa = 34,97

■ cloro-37, massa isotópica relativa = 36,97

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

É este valor que vemos na Tabela Periódica.



Aplicar

O hidrogénio, H, é o elemento mais abundante no Universo, constituindo a maior parte da composição das estrelas e da matéria interestelar, mas surge na Natureza em quantidades mais pequenas e frequentemente combinado com outros elementos.

Adaptado de <http://nautilus.fis.uc.pt/>

A tabela seguinte apresenta algumas informações relativas aos três isótopos estáveis do hidrogénio.

Isótopo	<i>A</i>	Abundância natural / %	Massa isotópica relativa
Prótio	1	99,9855	1,0078
Deutério	2	0,0115	2,0141
Trítio	3	Vestigial	3,0160

Calcule a massa atómica relativa do elemento hidrogénio.

Resposta

Abundância natural do trítio = 0,003 %

$$A_r(\text{H}) = 1,007975971$$

Essencial

- Descrever a constituição dos átomos utilizando os conceitos de número de massa, número atómico e isótopos.
 - Definir a unidade de massa atómica e interpretar o significado de massa atómica relativa média.
-

Palavras-chave

- Átomo.
 - Ião.
 - Número atómico.
 - Número de massa.
 - Isótopo.
 - Massa-padrão.
 - Massa atómica relativa.
-

Bibliografia

- “Aprendizagens Essenciais – Física e Química A – 10º ano”, Ministério da Educação, 2018.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, C. Fiolhais, “Novo 10Q”, Texto Editores, Lisboa, 2015.
- C. Rodrigues, C. Santos, L. Miguelote, P. Santos, “Rumo à Química 10”, Areal Editores, Porto, 2021.
- C. Cunha, C. C. Silva, M. Vieira, “Química em Reação 10”, Porto Editora, 2021.