



Universidade de São Paulo
Centro de Energia Nuclear na Agricultura



CEN0225

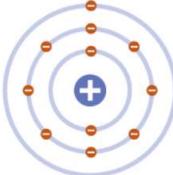
Isótopos estáveis em biologia

Prof. Alex Virgilio

alexvirgilio@cena.usp.br

2º Sem
2022

Na aula passada...

				
JOHN DALTON	J.J. THOMSON	ERNEST RUTHERFORD	NIELS BOHR	ERWIN SCHRÖDINGER
 1803	 1904	 1911	 1913	 1926
+ RECOGNISED ATOMS OF A PARTICULAR ELEMENT DIFFER FROM OTHER ELEMENTS	+ RECOGNISED ELECTRONS AS COMPONENTS OF ATOMS	+ REALISED POSITIVE CHARGE WAS LOCALISED IN THE NUCLEUS OF AN ATOM	+ PROPOSED STABLE ELECTRON ORBITS; EXPLAINED THE EMISSION SPECTRA OF SOME ELEMENTS	+ SHOWS ELECTRONS DON'T MOVE AROUND THE NUCLEUS IN ORBITS, BUT IN CLOUDS WHERE THEIR POSITION IS UNCERTAIN
- ATOMS AREN'T INDIVISIBLE - THEY'RE COMPOSED FROM SUBATOMIC PARTICLES	- NO NUCLEUS; DIDN'T EXPLAIN LATER EXPERIMENTAL OBSERVATIONS	- DID NOT EXPLAIN WHY ELECTRONS REMAIN IN ORBIT AROUND THE NUCLEUS	- MOVING ELECTRONS SHOULD EMIT ENERGY AND COLLAPSE INTO THE NUCLEUS; MODEL DID NOT WORK WELL FOR HEAVIER ATOMS	+ STILL WIDELY ACCEPTED AS THE MOST ACCURATE MODEL OF THE ATOM

<https://www.compoundchem.com/2016/10/13/atomicmodels/>

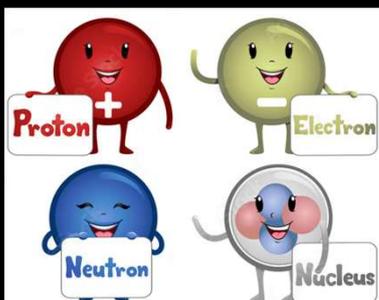
Tópico 2

A descoberta dos isótopos

O que são nêutrons??

O que faz os átomos terem massas diferentes??

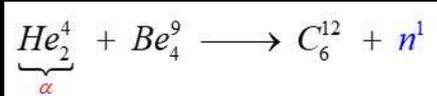
Podemos diferenciar elementos pela sua massa??



A descoberta do nêutron (1932)



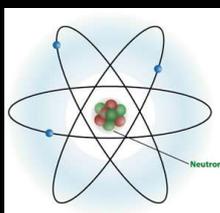
• A presença apenas de prótons e elétrons não explicava corretamente a massa dos átomos



Bombardeamento de uma folha fina de berílio com partículas α provocou a emissão de uma radiação altamente energética, semelhante aos raios γ .

James Chadwick
1891 - 1974

Nêutrons: Partículas nucleares, eletricamente neutras e com uma massa próxima à dos prótons

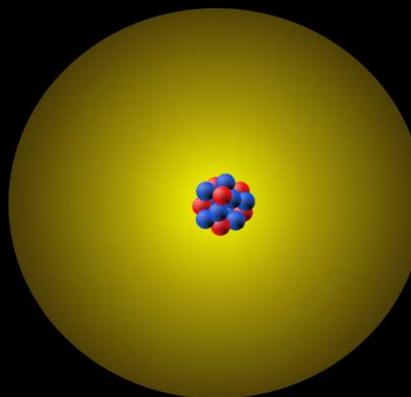


Partícula	Massa (kg)	Massa relativa
Próton (+)	$1,673 \times 10^{-27}$	1
Nêutron (0)	$1,675 \times 10^{-27}$	1
Elétron (-)	$9,11 \times 10^{-31}$	1 / 1836

A composição do átomo

Partículas subatômicas:

- **Prótons:** carga positiva
- **Nêutrons:** sem carga
- **Elétrons:** carga negativa



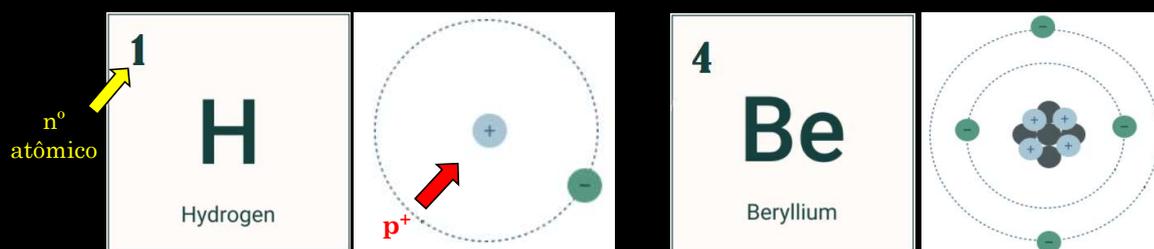
Como é definida a identidade de um elemento químico?

Número Atômico (Z)

O **número atômico (Z)** é dado pelo **número de prótons (p⁺)** presente no núcleo de um elemento.

$$Z = p^+$$

Em um átomo eletricamente neutro o n^o atômico é igual ao **n^o de elétrons**

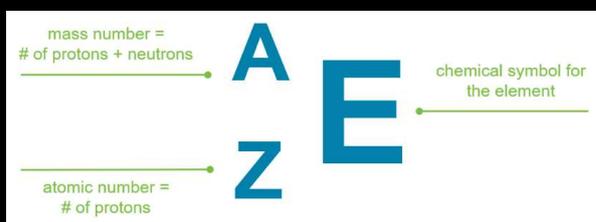


Massa atômica (A)

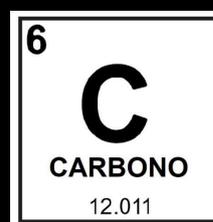
A **massa atômica (A)** corresponde à soma das partículas (p⁺ e n) presentes no núcleo de um elemento.

$$A = p^+ + n$$

Note que A (p⁺ + n) é sempre maior que Z (p⁺)



Notação padrão AZE (A acima e Z abaixo)



Representação gráfica vista na Tabela Periódica (Z acima e A embaixo)

<https://isotopes.gov/isotope-basics>

Exercício em aula

Determine os valores restantes em cada caso:



Z = 26
A = 56
p+ = 26
n = 30
e- = 26



Z = 11
A = 23
p+ = 11
n = 12
e- = 10



Z = 30
A = 64
p+ = 30
n = 34
e- = 30

Unidade de massa atômica (u)

Como “pesar” átomos?

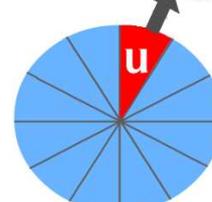
Criou-se uma unidade de medida adequada: a unidade de massa atômica (u)



PARTÍCULA	MASSA		CARGA	SÍMBOLO
	GRAMAS	UNIDADE DE MASSA ATÔMICA		
Elétron	$9,109383 \times 10^{-28}$	0,0005485799	1-	${}^{-1}_{-1}\text{e}$ ou e^{-}
Próton	$1,672622 \times 10^{-24}$	1,007276	1+	${}^{1}_{1}\text{p}$ ou p^{+}
Nêutron	$1,674927 \times 10^{-24}$	1,008665	0	${}^{0}_{0}\text{n}$ ou n

Carbono 12

Unidade de massa atômica (u)



$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ do átomo de } {}^{12}\text{C}$$

Massa atômica (A) e unidade de massa atômica (u)

A é o número que indica quantas vezes a massa de um determinado átomo é maior ou menor que a padrão (1 u ou 1/12 da massa de ^{12}C)

					VIII
					2 He Helium 4.00260
III B	IV B	VB	VIB	VI B	
5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.99840	10 Ne Neon 20.1797
13 Al Aluminum 26.98154	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.97376	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.4527	18 Ar Argon 39.948
31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.61	33 As Arsenic 74.92160	34 Se Selenium 76.95	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80

Qual a relação entre a massa do C e a massa do Ge?

$$A_{\text{C}} = x \cdot A_{\text{Ge}}$$

$$x \sim 1/6$$

OU

A_{Ge} é 6x maior que A_{C}

Qual a relação entre a massa do C e a massa do He?

$$A_{\text{C}} = x \cdot A_{\text{He}}$$

$$x \sim 3$$

OU

A_{C} é 3x maior que A_{He}

Descoberta dos isótopos (1919): Espectrometria de massa



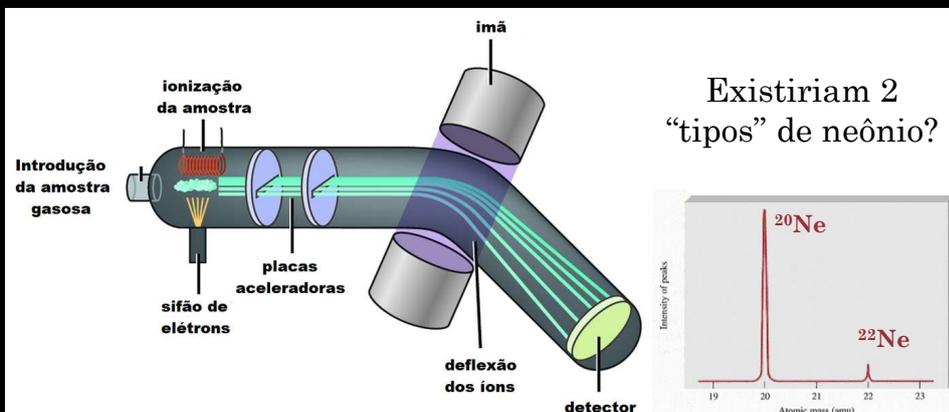
Francis W. Aston
1877 - 1945

Estudos iniciais com o gás Ne

<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc10/historia.pdf>

Qual partícula é mais defletida, leve ou pesada?

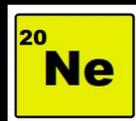
Que informação a intensidade do sinal fornece?



Descoberta dos isótopos (1919): Espectrometria de massa

O que devem ter em **comum**? O que deve ser **diferente**?

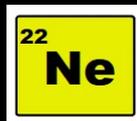
$Z = 10$



$A = 20$

$p^+ = 10$

$n = 10$



$A = 22$

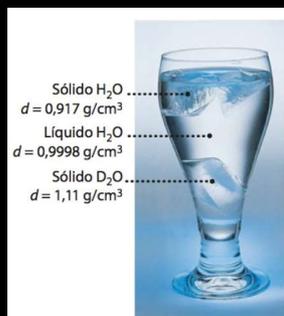
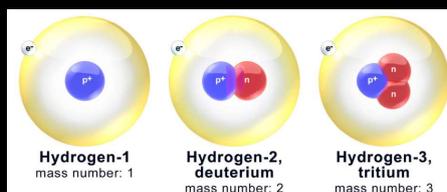
$p^+ = 10$

$n = 12$

Isótopos: Átomos com mesmo número atômico (pertencem ao mesmo elemento), porém apresentam diferentes massas atômicas

Características dos isótopos

A maioria dos elementos químicos possui mais de um isótopo

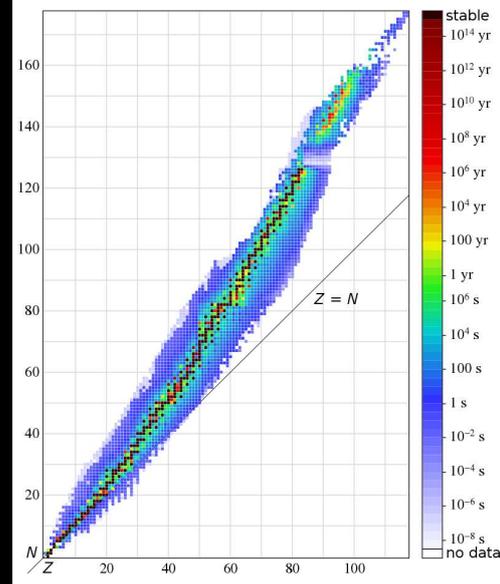
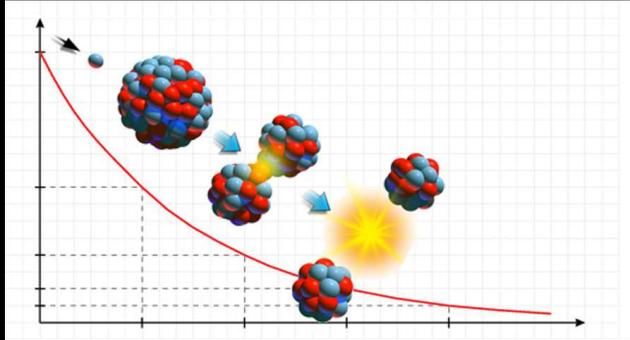


Diferentes parâmetros físico-químicos

	Água normal	Água pesada
Fórmula	H_2O	D_2O
Massa molar	18 g/mol	20 g/mol
Densidade (sólido)	0,917 g/mL	1,11 g/mL
Ponto de ebulição	100 °C	101,4 °C
Ponto de fusão	0 °C	3,8 °C
pH (25°C)	7,00	7,43

Estabilidade de isótopos: Tempo de meia-vida ($t_{1/2}$)

$t_{1/2}$ = período de tempo necessário para que metade dos núcleos se desintegrem, ou seja, para que uma amostra se reduza à metade



Isótopos estáveis (naturais) e instáveis (radioativos)

nuclide symbol	Z(p)	N(n)	isotopic mass (u)	half-life
				excitation energy
⁶⁵ Se	34	31	64.96466(64)#	<50 ms
⁶⁶ Se	34	32	65.95521(32)#	33(12) ms
⁶⁷ Se	34	33	66.95009(21)#	133(11) ms
⁶⁸ Se	34	34	67.94180(4)	35.5(7) s
⁶⁹ Se	34	35	68.93956(4)	27.4(2) s
^{69m1} Se			39.4(1) keV	2.0(2) μs
^{69m2} Se			573.9(10) keV	955(16) ns
⁷⁰ Se	34	36	69.93339(7)	41.1(3) min
⁷¹ Se	34	37	70.93224(3)	4.74(5) min
^{71m1} Se			48.79(5) keV	5.6(7) μs
^{71m2} Se			260.48(10) keV	19.0(5) μs
⁷² Se	34	38	71.927112(13)	8.40(8) d
⁷³ Se	34	39	72.926765(11)	7.15(8) h
^{73m} Se			25.71(4) keV	39.8(13) min
⁷⁴ Se	34	40	73.9224764(18)	STABLE
⁷⁵ Se	34	41	74.9225234(18)	119.779(4) d
⁷⁶ Se	34	42	75.9192136(18)	STABLE

$t_{1/2} \sim 955 \text{ ns}$

nuclide symbol	Z(p)	N(n)	isotopic mass (u)	half-life
				excitation energy
⁷⁷ Se	34	43	76.9199140(18)	STABLE
^{77m} Se			161.9223(7) keV	17.36(5) s
⁷⁸ Se	34	44	77.9173091(18)	STABLE
⁷⁹ Se	34	45	78.9184991(18)	2.95(38)E+5 a
^{79m} Se			95.77(3) keV	3.92(1) min
⁸⁰ Se	34	46	79.9165213(21)	STABLE
⁸¹ Se	34	47	80.9179925(22)	18.45(12) min
^{81m} Se			102.99(6) keV	57.28(2) min
⁸² Se	34	48	81.9166994(22)	97(5)E+18 a
⁸³ Se	34	49	82.919118(4)	22.3(3) min
^{83m} Se			228.50(20) keV	70.1(4) s
⁸⁴ Se	34	50	83.918462(16)	3.1(1) min
⁸⁵ Se	34	51	84.92225(3)	31.7(9) s
⁸⁶ Se	34	52	85.924272(17)	15.3(9) s
⁸⁷ Se	34	53	86.92852(4)	5.50(12) s
⁸⁸ Se	34	54	87.93142(5)	1.53(6) s
⁸⁹ Se	34	55	88.93645(32)#	0.41(4) s
⁹⁰ Se	34	56	89.93996(43)#	300# ms [>300 ns]
⁹¹ Se	34	57	90.94596(54)#	270(50) ms
⁹² Se	34	58	91.94992(64)#	100# ms [>300 ns]
⁹⁴ Se	34	60	93.96049(86)#	20# ms [>300 ns]

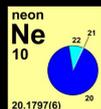
$t_{1/2} \sim 10^{20} \text{ anos!!}$

https://www.chemieurope.com/en/encyclopedia/Isotopes_of_selenium.html

Abundância isotópica

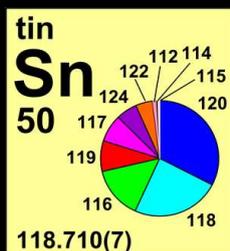
É a fração (%) de um determinado isótopo em relação aos demais

$$\text{Abundância percentual} = \frac{\text{número de átomos de um dado isótopo}}{\text{número total de átomos de todos os isótopos desse elemento}} \times 100\%$$



Elemento	Símbolo do isótopo	Massa do isótopo	Abundância natural (%)	Massa Atômica
Neônio	²⁰ Ne	19,992	90,48	20,1797
	²¹ Ne	20,993	0,27	
	²² Ne	21,991	9,25	
Boro	¹⁰ B	10,0129	19,91	10,811
	¹¹ B	11,0093	80,09	
Vanádio	⁵⁰ V	49,947	0,25	50,9415
	⁵¹ V	50,944	99,75	
Arsênio	⁷⁵ As	74,9216	100	74,9216

Abundância isotópica



Elemento	Símbolo do isótopo	Massa do isótopo	Abundância natural (%)	Massa Atômica
Estanho	¹¹² Sn	111,90	0,97	118,710
	¹¹⁴ Sn	113,90	0,66	
	¹¹⁵ Sn	114,90	0,34	
	¹¹⁶ Sn	115,90	14,54	
	¹¹⁷ Sn	116,90	7,68	
	¹¹⁸ Sn	117,90	24,22	
	¹¹⁹ Sn	118,90	8,59	
	¹²⁰ Sn	119,90	32,58	
	¹²² Sn	121,90	4,63	
	¹²⁴ Sn	123,90	5,79	

Determinação da massa atômica média

Elemento	Símbolo do isótopo	Massa do isótopo	Abundância natural (%)	Massa Atômica
Cloro	³⁵ Cl	34,969	75,77	??
	³⁷ Cl	36,966	24,23	

$$\bar{m}_a = \frac{m_1 \cdot a_1 + m_2 \cdot a_2 + \dots + m_n \cdot a_n}{100}$$

$$\bar{m}_a = \frac{m_{35Cl} \cdot a_{35Cl} + m_{37Cl} \cdot a_{37Cl}}{100}$$

$$\bar{m}_a = \frac{34,969 \cdot 75,77 + 36,966 \cdot 24,23}{100} = \frac{3545,28}{100} = 35,4528 \text{ u}$$

Exercício em aula

Determine a massa atômica média do Mg

Elemento	Símbolo do isótopo	Massa do isótopo	Abundância natural (%)	Massa Atômica
Magnésio	²⁴ Mg	23,985	78,99	??
	²⁵ Mg	24,986	10,00	
	²⁶ Mg	25,983	11,01	

$$\bar{m}_a = \frac{m_{24Mg} \cdot a_{24Mg} + m_{25Mg} \cdot a_{25Mg} + m_{26Mg} \cdot a_{26Mg}}{100}$$

$$\bar{m}_a = \frac{23,985 \cdot 78,99 + 24,986 \cdot 10,00 + 25,983 \cdot 11,01}{100} = \frac{2430,51}{100} = 24,305 \text{ u}$$



Determinação da abundância de um isótopo

Um material contém uma mistura de ^{79}Br (78,918 u) e ^{81}Br (80,916u).
Determine a % de ^{81}Br , sabendo que a massa média é 79,904 u.

$$\overline{m}_a = \frac{m_{79\text{Br}} \cdot a_{79\text{Br}} + m_{81\text{Br}} \cdot a_{81\text{Br}}}{100}$$

$$79,904 = \frac{78,918 \cdot a_{79\text{Br}} + 80,916 \cdot a_{81\text{Br}}}{100}$$

$$7990,4 = 78,918 x + 80,916 \cdot (100 - x)$$

$$7990,4 = 78,918 x + 8091,6 - 80,916 x$$

$$-101,2 = -1,998 x$$

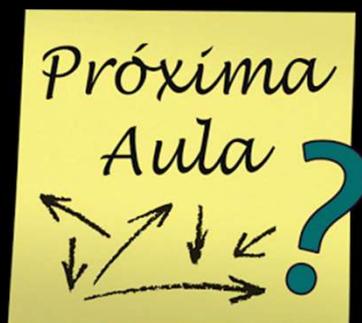
$$\begin{aligned} a_{79\text{Br}} &= X \\ a_{81\text{Br}} &= 100 - X \end{aligned}$$

$$x = 101,2 / 1,998$$

$$x = a_{79\text{Br}} = 50,65 \%$$

$$a_{81\text{Br}} = 100 - 50,65 \%$$

$$a_{81\text{Br}} = 49,35 \%$$



Isótopos e estabilidade nuclear