

Química Geral I

Modulo 4 Quantidades Químicas **Aula 3**

Prof. Jan Schripsema
(jan@uenf.br)

11-May-21

1



Grupo Metabolômica



Na última aula:

- **Matéria, Elementos, Compostos, Misturas**
- **Lei da Conservação da Massa (1789)**
- **Lei das Proporções Definidas**
- **Teoria Atômica de Dalton (1808)**



Lei das Proporções Múltiplas (também Lei de Dalton)

Quando dois compostos diferentes são formados pelos mesmos dois elementos, as massas de um elemento, que reagem com a massa fixa do outro, encontram-se numa proporção de pequenos números inteiros.

Definido por John Dalton, 1804

Exemplos:

CO (Monóxido de carbono) e CO₂ (Dióxido de carbono)

H₂O (Água) e H₂O₂ (Peróxido de hidrogênio)

CH₄ (Metano) e C₂H₄ (Etileno)



Pesos Atômicos

Inicialmente somente pesos atômicos relativos foram determinados.

u = unidade unificada de massa atômica

Definição desde 1962:

1/12 da massa de um átomo de carbono-12 em seu estado fundamental.

Por definição a massa de um átomo de carbono-12 é **exatamente** 12 u.

Também é usado o símbolo **Da** (dalton) para u.



Massa Atômica

$$1\text{u} = 1,660539066 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$6,02214076 \times 10^{23} \times \text{u} = 1 \text{ g}$$



Número de Avogadro

^{12}C : exatamente 12

Atomic Mass

<https://www.youtube.com/watch?v=Pj4pWHfZYDo>

Isotope		Relative Atomic Mass	Isotopic Composition	Standard Atomic Weight
1 H	1	1.007 825 032 23(9)	0.999 885(70)	[1.007 84, 1.008 11]
	D 2	2.014 101 778 12(12)	0.000 115(70)	
	T 3	3.016 049 2779(24)		
2 He	3	3.016 029 3201(25)	0.000 001 34(3)	4.002 602(2)
	4	4.002 603 254 13(6)	0.999 998 66(3)	
3 Li	6	6.015 122 8874(16)	0.0759(4)	[6.938, 6.997]
	7	7.016 003 4366(45)	0.9241(4)	
4 Be	9	9.012 183 065(82)	1	9.012 1831(5)
5 B	10	10.012 936 95(41)	0.199(7)	[10.806, 10.821]
	11	11.009 305 36(45)	0.801(7)	
6 C	12	12.0000000(00)	0.9893(8)	[12.0096, 12.0116]
	13	13.003 354 835 07(23)	0.0107(8)	
	14	14.003 241 9884(40)		
7 N	14	14.003 074 004 43(20)	0.996 36(20)	[14.006 43, 14.007 28]
	15	15.000 108 898 88(64)	0.003 64(20)	
8 O	16	15.994 914 619 57(17)	0.997 57(16)	[15.999 03, 15.999 77]
	17	16.999 131 756 50(69)	0.000 38(1)	
	18	17.999 159 612 86(76)	0.002 05(14)	



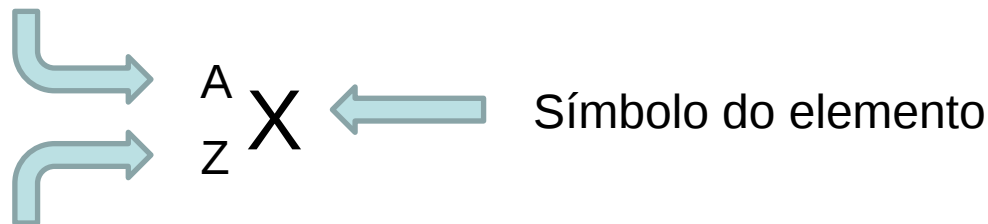
Isótopos

Isótopos = átomos do mesmo elemento com massa diferente.

Todos os átomos de um elemento têm o mesmo número de prótons no núcleo.
O número de nêutrons pode variar.

Exemplos:

Número de massa = o número de prótons e nêutrons.



^{12}C

^{13}C

^{14}C

Número atômico = o número de prótons
(corresponde com o elemento: exemplos: C=6, N=7, O=8)



Isótopos

Reações bioquímicas não distinguem isótopos.

Tem isótopos estáveis e isótopos radioativos.

Exemplos:

Hidrogênio:	Abundância Natural	Meia Vida	Uso
^1H	99,9885 %	estável	espectroscopia radioluminescência
$^2\text{H} = \text{D}$ (deutério)	0,0115 %	estável	
$^3\text{H} = \text{T}$ (trítio)	10^{-18}	12,32 anos	



By I, Autopilot, CC BY 2.5,
<https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=2443976>

11-May-21

7

Grupo Metabolômica



Isótopos

Carbono:	Abundância Natural	Meia Vida	Uso
^{12}C	98,93 %	estável	espectroscopia datação por radiocarbono
^{13}C	1,07 %	estável	
^{14}C	10^{-12}	5740 anos	

Espectroscopia de Ressonância Magnética Nuclear - Elucidação Estrutural



11-May-21

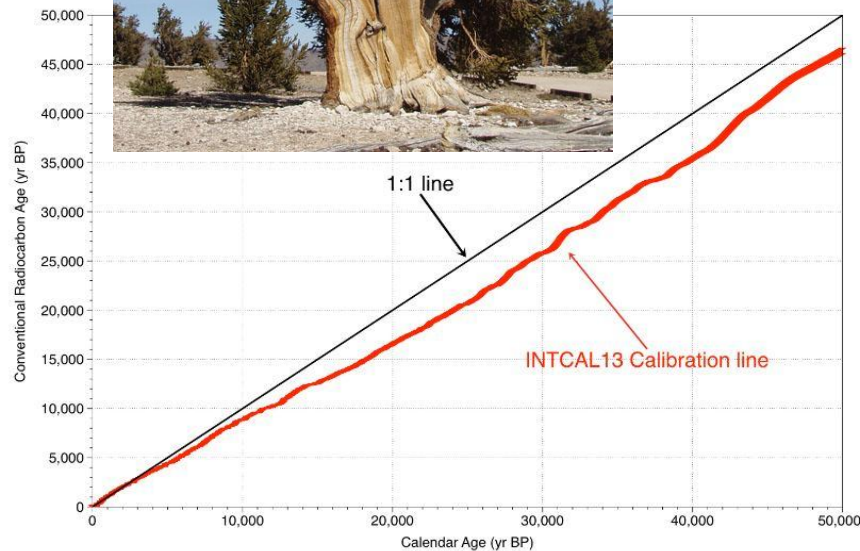
8



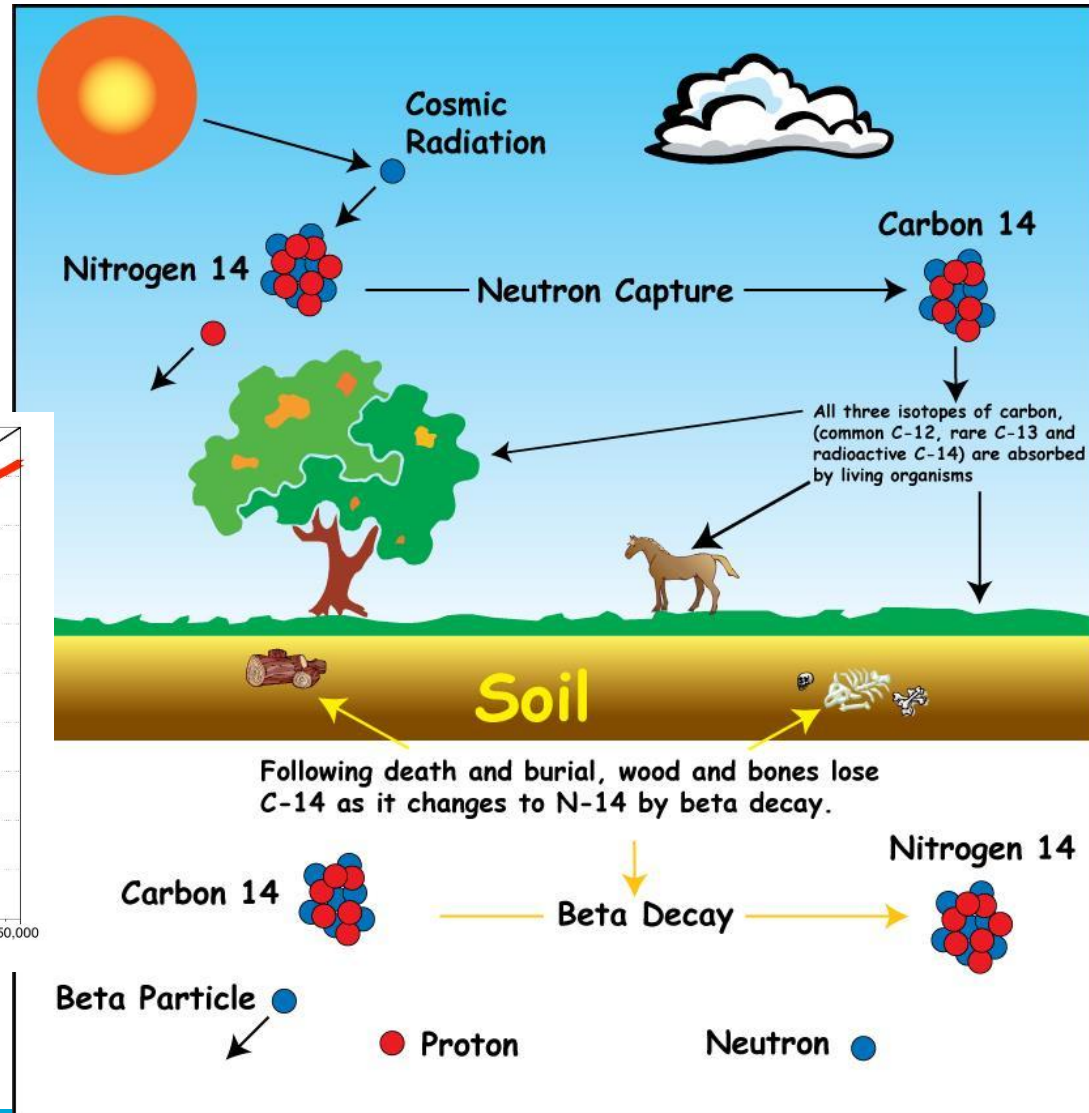
Grupo Metabolômica



Datação por radiocarbono



<http://rses.anu.edu.au/research/facilities/anu-radiocarbon-laboratory/radiocarbon-dating-background>



11-May-21

9



Grupo Metabolômica

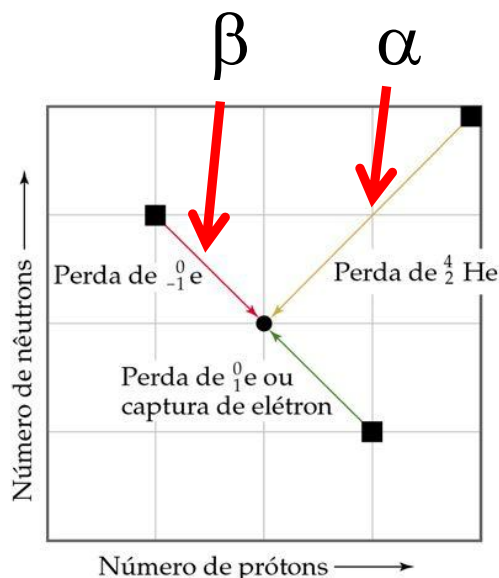


Radioatividade

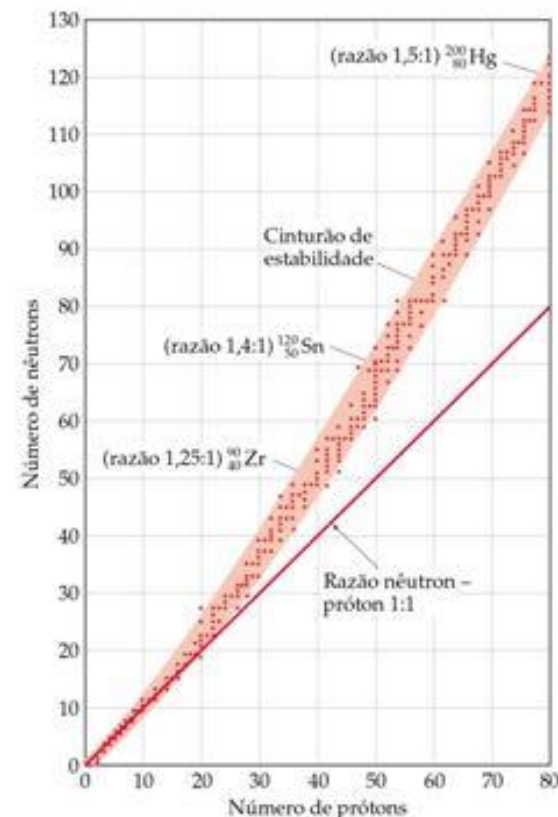
Isótopos radioativos têm núcleos instáveis e podem emitir espontaneamente partículas e radiação eletromagnética.

Razão nêutron-próton

- Quanto mais pesado o núcleo, mais nêutrons são necessários para a estabilidade.
- A faixa de estabilidade desvia da razão nêutron-próton de 1:1 para massa atômica alta.



Possíveis transformações em núcleos.



QUÍMICA - A Ciência Central, 9ª Edição - Pearson/Prentice Hall

11-May-21

10



Grupo Metabolômica

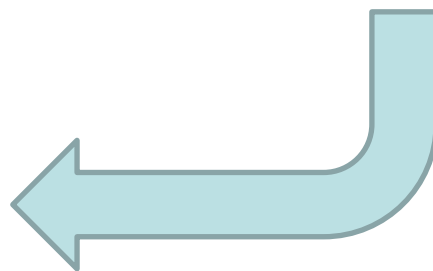
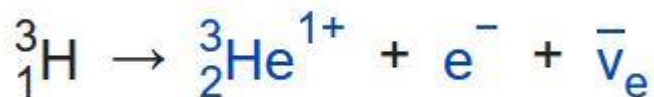
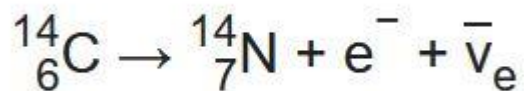


Tipos de decaimento radioativo

TABELA 21.1 Propriedades da radiação alfa, beta e gama

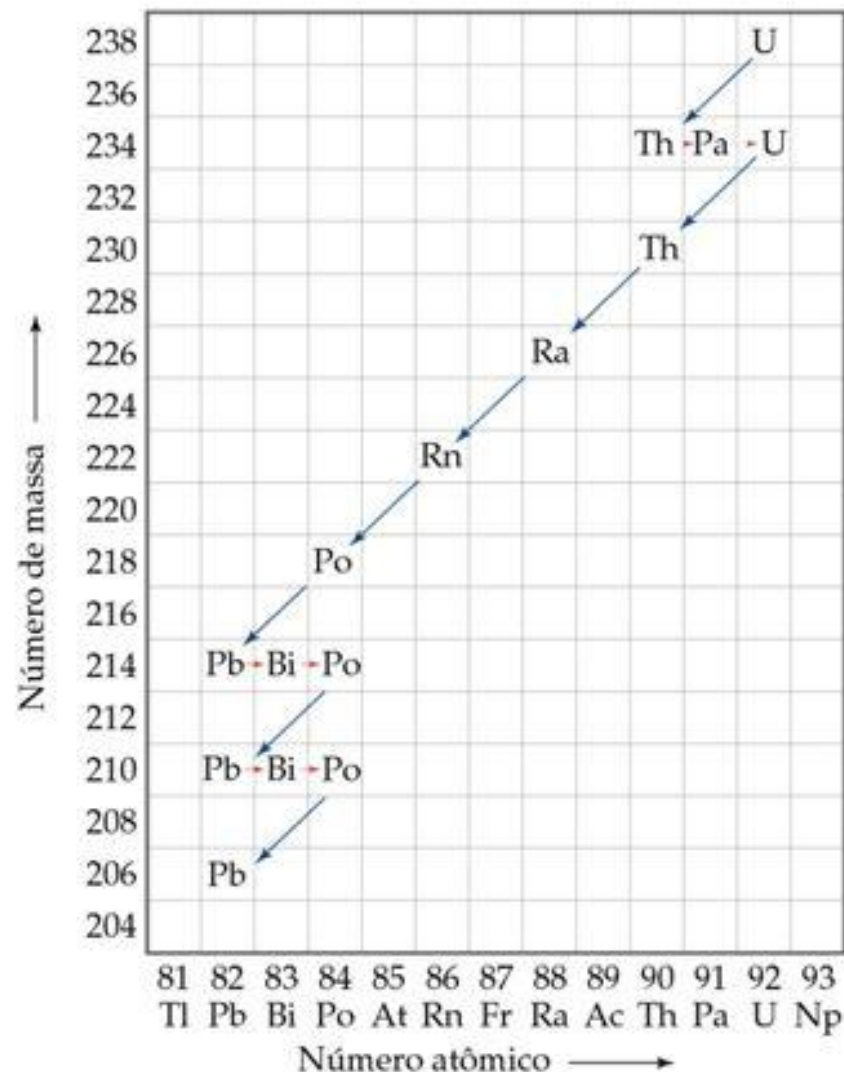
Propriedade	Tipo de radiação		
	α	β	γ
Carga	2+	1-	0
Massa	$6,64 \times 10^{-24}$ g	$9,11 \times 10^{-28}$ g	0
Poder de penetração relativo	1	100	10.000
Natureza da radiação	Núcleo de ${}^4_2\text{He}$	Elétrons	Fótons de alta energia

QUÍMICA - A Ciência Central, 9ª Edição - Pearson/Prentice Hall



Série de radioatividade

Para o ^{238}U , o primeiro decaimento é para ^{234}Th (decaimento α). O ^{234}Th sofre emissão β para ^{234}Pa e para ^{234}U . O ^{234}U sofre decaimento α (várias vezes) para ^{230}Th , ^{226}Ra , ^{222}Rn , ^{218}Po , e ^{214}Pb . O ^{214}Pb sofre emissão β (duas vezes) através de ^{214}Bi para ^{214}Po o qual sofre decaimento α para ^{210}Pb . O ^{210}Pb sofre emissão β para ^{210}Bi e ^{210}Po o qual decompõe-se (α) para o ^{206}Pb estável.



QUÍMICA - A Ciência Central, 9ª Edição - Pearson/Prentice Hall

11-May-21

12

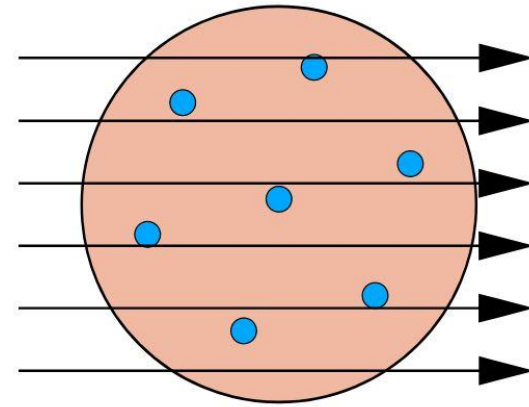


Grupo Metabolômica

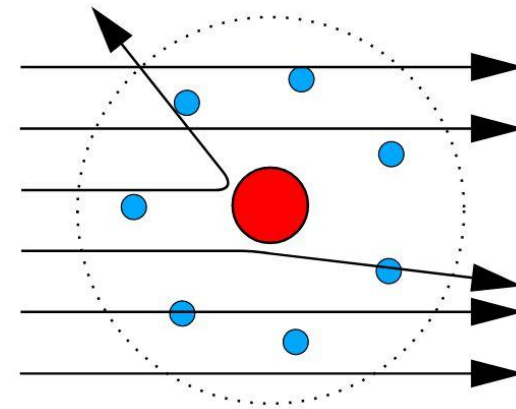


Modelos atômicos

- Teoria Atômica de Dalton (1808)
- Modelo de Thomson (1897)
- Modelo de Rutherford (1909)



Modelo de Thomson



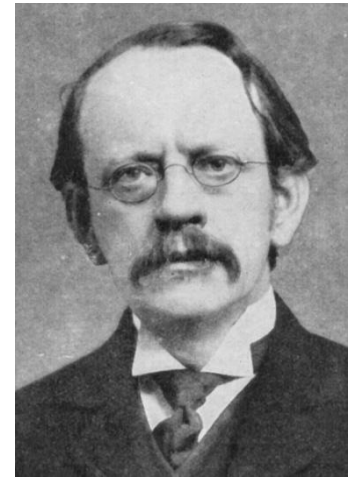
Modelo de Rutherford



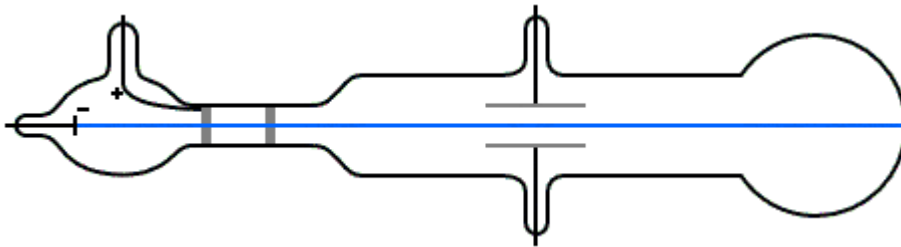
Modelo de Thomson (1897)

Raios catódicos

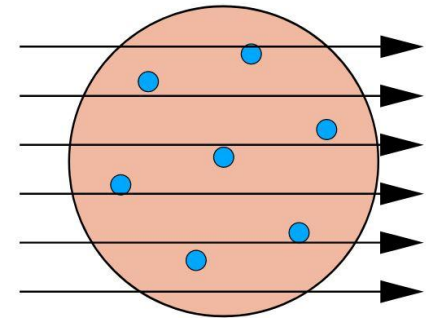
Descoberta do elétron



Joseph John Thomson
(1856-1940)



Tubo de Raios Catódicos

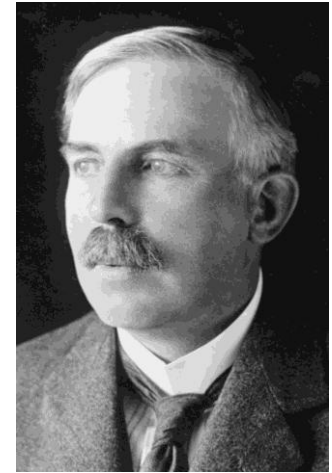


Modelo de Thomson

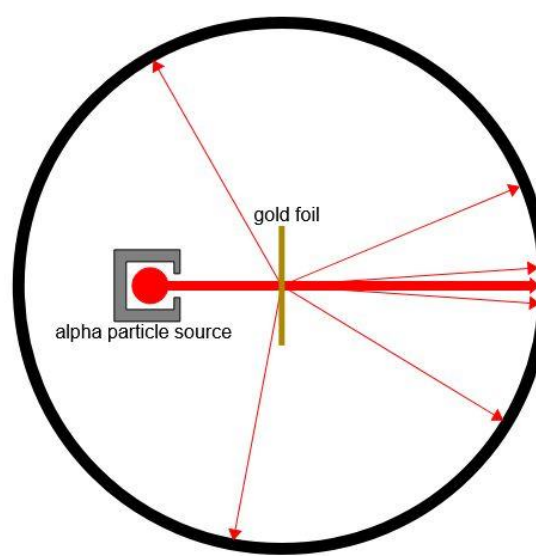
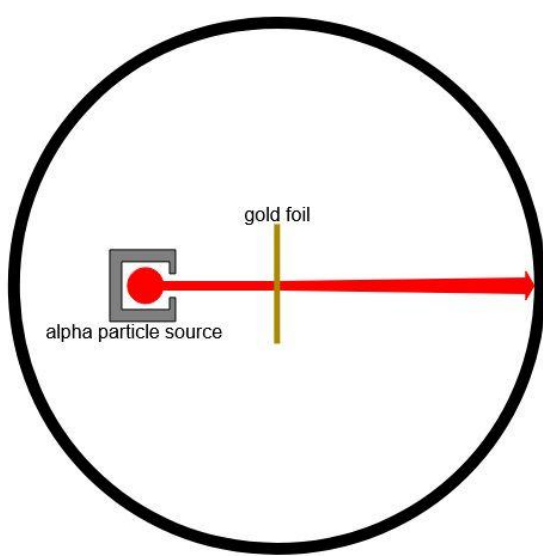
Elétrons embutidos no átomo
como sementes numa
melancia.



Modelo de Rutherford (1911)



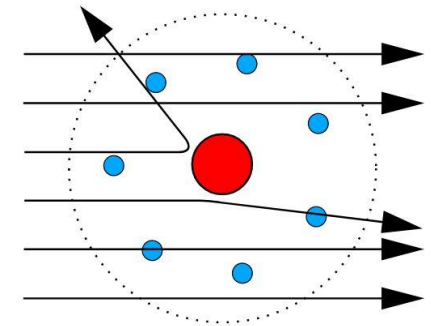
Ernest Rutherford
(1871-1937)



Experimento de Rutherford
(partículas alfa atravessando uma fina folha de ouro)

Resultado esperado, baseado
no modelo de Thomson

Resultado observado



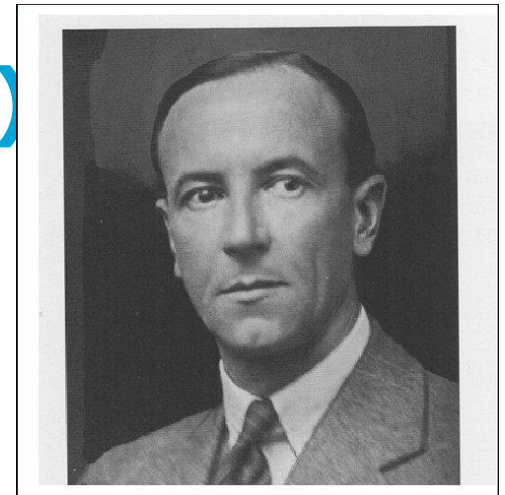
Modelo de Rutherford

Elétrons em volta de um núcleo
pequeno com carga positiva.



Descoberta do Nêutron (1932)

Irradiação de berílio com partículas alfa liberou uma radiação neutro.



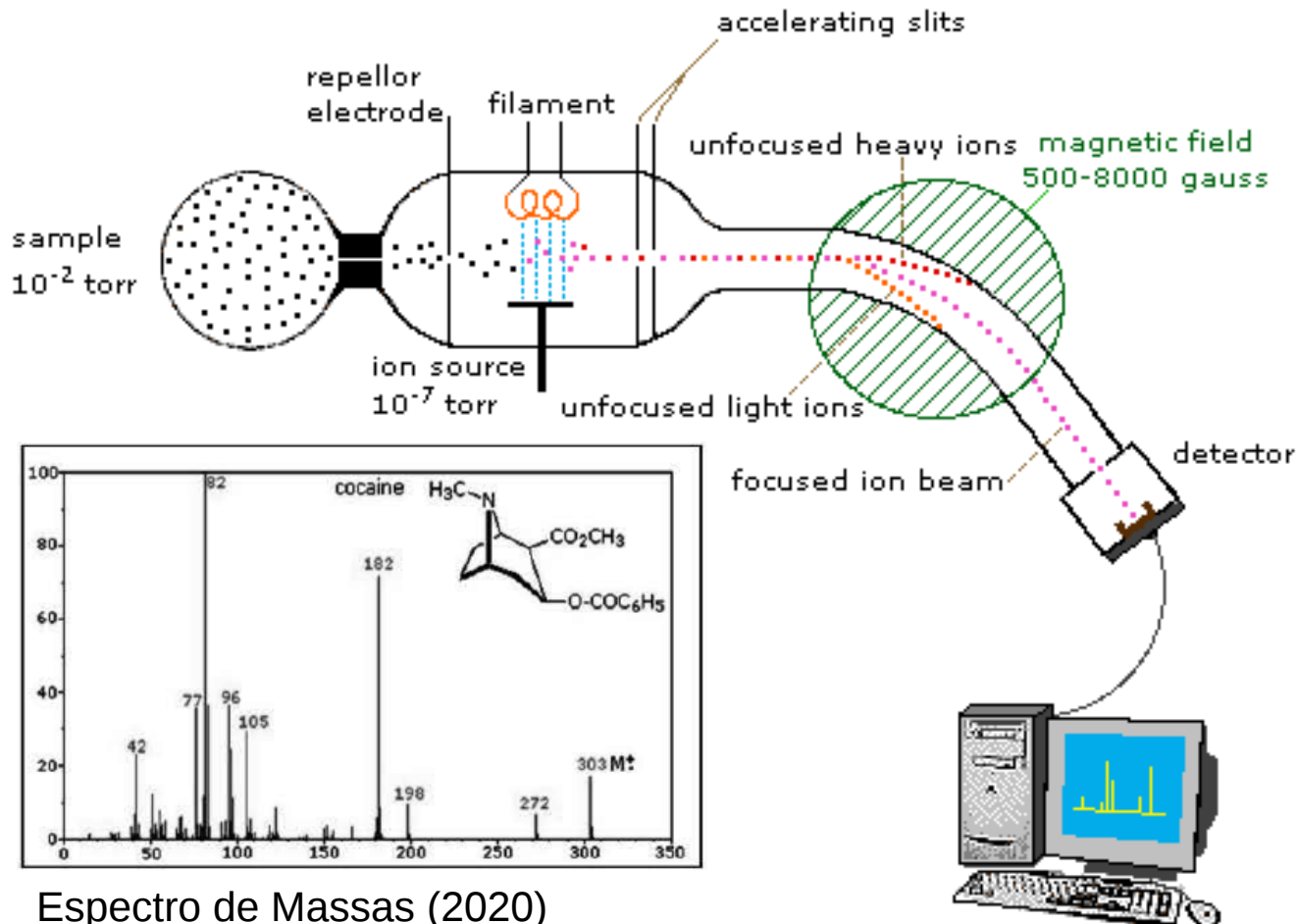
James Chadwick
(1891-1974)

Átomos consistem de:

	massa	carga
Prótons	$1,67 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,007276 \text{ u}$	+1
Nêutrons	$1,67 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,008665 \text{ u}$	0
Életrons	$9,11 \times 10^{-28} \text{ g} = 0,0005486 \text{ u}$	-1



Espectrômetria de Massas



Primeiros construídos
± 1900 por J.J. Thomson.

Íons são separados de
acordo com a relação
massa/carga (m/z).

Espectrômetro de massas
contêm três partes:

1. Fonte de íons
2. Analisador de massas
3. Detector

<https://analisadoresindustriais.blogspot.com/2013/05/espectroscopia-aplicada-instrumentacao.html>

11-May-21

17



Grupo Metabolômica



mol

Unidade do SI (Sistema International de Unidades) para quantidade de matéria.

$$1 \text{ mol} = 6,02214076 \times 10^{23} \text{ unidades}$$



Número de Avogadro

Massa de 1 átomo de ^{12}C = 12,00000 u

Massa de 1 mol de átomos de ^{12}C = 12,00000 g



Cálculos com mol

O solvente clorofórmio tem a fórmula molecular CHCl_3

1. Quantos átomos tem em uma molécula de CHCl_3 ?

Tem 5 átomos, 1 C, 1 H e 3 Cl

2. Qual a massa molecular (média) de CHCl_3 ?

$$1 \times 12,01 \text{ u} + 1 \times 1,008 \text{ u} + 3 \times 35,45 \text{ u} = 119,37 \text{ u}$$

3. Quantos mol de átomos tem em um mol de moléculas de CHCl_3 ?

Tem 5 mol de átomos, 1 mol de C, 1 mol de H e 3 mol de Cl

4. Qual a massa de 1 mol (de moléculas) de CHCl_3 ?

$$1 \times 12,01 \text{ g} + 1 \times 1,008 \text{ g} + 3 \times 35,45 \text{ g} = 119,37 \text{ g}$$



Composição Centesimal

Cálculo da composição centesimal de um composto, fornece a percentagem da massa total com que cada elemento contribui.

Exemplo: Composição centesimal do clorofórmio, CHCl_3

Calcula a massa de 1 mol (de moléculas) de CHCl_3 :

$$1 \times 12,01 \text{ g} + 1 \times 1,008 \text{ g} + 3 \times 35,45 \text{ g} = 119,37 \text{ g}$$

Agora:

$$\%C = \frac{\text{massa de carbono}}{\text{massa de } \text{CHCl}_3} \times 100\% = \frac{12,01}{119,37} \times 100\% = 10,06 \%$$

$$\%H = \frac{1,008}{119,37} \times 100\% = 0,8444 \%$$

$$\%Cl = \frac{106,35}{119,37} \times 100\% = 89,093 \%$$

$$\text{Total : } \%C + \%H + \%Cl = 100,00 \%$$



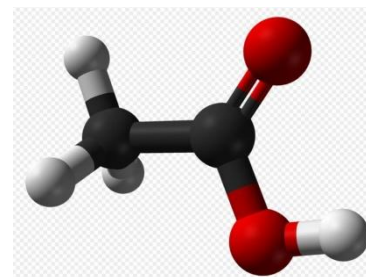
Fórmulas Químicas

Fórmula molecular – fornece o número efetivo de cada espécie de átomo numa molécula.

Fórmula estrutural - fornece a estrutura, o arranjo geométrico dos átomos.

Fórmula mínima ou **fórmula empírica** – fornece o número relativo de átomos de cada elemento presente em uma fórmula.

Exemplos das fórmulas para o composto ácido acético:



$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
Fórmula molecular

CH_3COOH
Fórmula estrutural

CH_2O
**Fórmula mínima ou
Fórmula empírica**



Literatura

QUÍMICA - A Ciência Central, 9ª Edição - Pearson/Prentice Hall

QUÍMICA GERAL - Vol. 1 - Brady/Humiston – 2ª Edição – LTC Editora



Prova

Fazer em casa. Escrever a mão e enviar fotografia da prova antes da próxima aula. Indicar como os cálculos são feitos, explicando o raciocínio. Não esquece os algarismos significativos.

1. Dois compostos são formados por fósforo e oxigênio. Enquanto 1,50 g de um composto continha 0,845 g de fósforo, uma amostra de 2,50 g de outro composto continha 1,09 g de fósforo. Demonstra que estes dados são consistentes com a lei das proporções múltiplas.
2. Calcule a composição centesimal de cada uma das seguintes espécies:
a. Na_3PO_4 b. KHSO_4 c. $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ d. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
3. O açúcar comum de mesa é a sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Qual a massa de uma molécula de sacarose? Quantas vezes uma molécula de sacarose é mais pesada que um átomo de carbono? Quantas moléculas de sacarose existem em 25,0 g de sacarose? Qual o número total de átomos em 25,0 g de sacarose?

