

Universidade Federal do ABC

Estrutura da Matéria

Natureza Elétrica da Matéria

Radioatividade

<http://professor.ufabc.edu.br/~pieter.westera/Estrutura.html>

Histórico - Eletricidade

Paralelamente à teoria dos gases, se desenvolviam estudos sobre **fenômenos elétricos**.

O nome **elétron** vem do grego e significa **âmbar**, uma resina amarela-castanho estudada pelos gregos antigos.

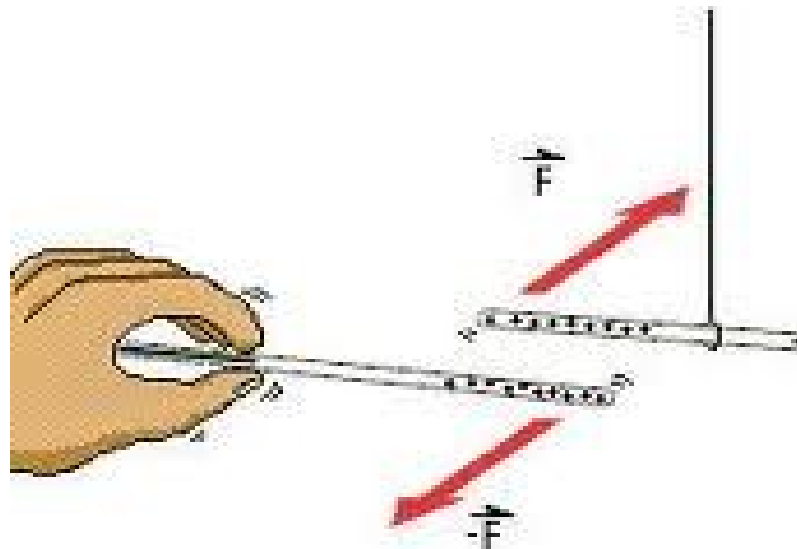
Eles descobriram que **esfregando** o **âmbar** em um **tecido** ele **atraia** pequenos pedaços de **matéria**, como um pedaço de palha (Tales de Mileto). Esse efeito ficou conhecido como efeito âmbar e por 2000 anos ele foi um mistério.



Histórico - Eletricidade

Ao **friccionar** um bastão a uma **estopa** vemos que ele **atrai** um pedacinho de **papel**.

Se dois **bastões** forem **friccionadas** por um tecido de **seda**, vemos que eles **repelem** entre si porém **atraem** o **tecido**.



Histórico - Eletricidade

Hoje sabemos que a **fricção** pode dar origem ao aparecimento de **cargas elétricas positivas** ou **negativas** nos materiais.

Cargas do **mesmo sinal** se **repelem**,



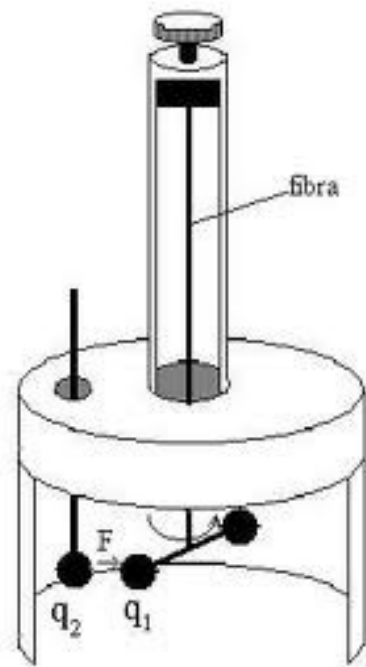
e cargas de **sinais opostos** se **atraem**.



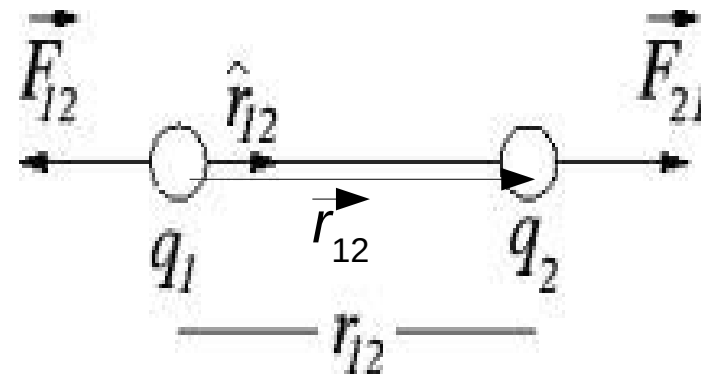
A unidade de carga elétrica no SI é o **Coulomb**.

Histórico - Eletricidade

Em 1783, **Coulomb** determinou uma expressão para a **força elétrica** no seu experimento de torção:

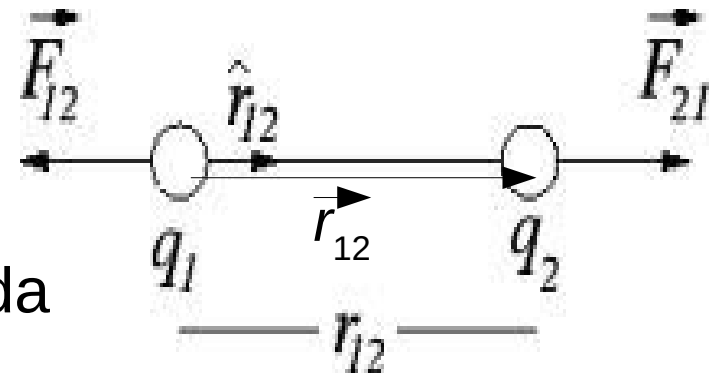


Charles Augustin de Coulomb (1736-1806)



Histórico - Eletricidade

Sendo q_1 e q_2 as duas cargas, \vec{r}_{12} o vetor apontando da carga 1 pra 2, com módulo r_{12} , e \hat{r}_{12} o vetor unidade na mesma direção, então a força exercida pela carga q_2 sobre a carga q_1 será:



$$\begin{aligned}\vec{F}_{12} &= -q_1 q_2 \hat{r}_{12} / 4\pi\epsilon_0 r_{12}^2 = -kq_1 q_2 \hat{r}_{12} / r_{12}^2 \\ &= -q_1 q_2 \vec{r}_{12} / 4\pi\epsilon_0 r_{12}^3 = -kq_1 q_2 \vec{r}_{12} / r_{12}^3\end{aligned}$$

(e $\vec{F}_{21} = -\vec{F}_{12}$), onde

$\epsilon_0 = 8.854 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2/\text{Nm}^2$ = permissividade elétrica do vácuo,

$k = 1/4\pi\epsilon_0 = 8.988 \cdot 10^9 \text{ Nm}^2/\text{C}^2$ = constante de Coulomb ou de força elétrica ou eletrostática.

=> **inversamente proporcional** ao **quadrado** da **distância**, **atrativa** para **cargas do mesmo sinal** e **repulsiva** para cargas de **sinal oposto** (como deve ser).

Histórico - Eletricidade

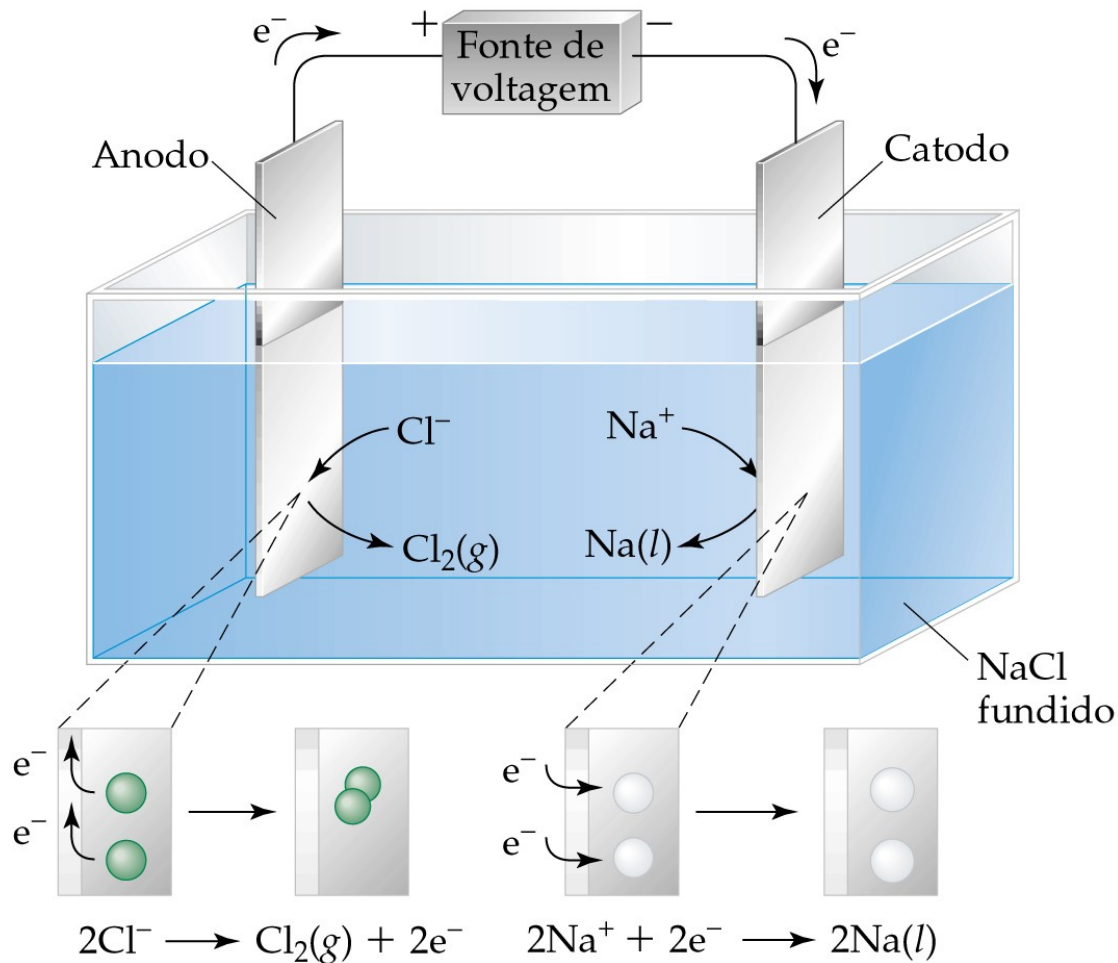
- **Faraday** foi o primeiro a desenvolver uma **teoria quantitativa** sobre **fenômenos elétricos**:
1834: Estudo quantitativo de **eletrólise**, através do qual surgiu a ideia da **eletricidade** associada aos **átomos**.

=> “Átomos de eletricidade”



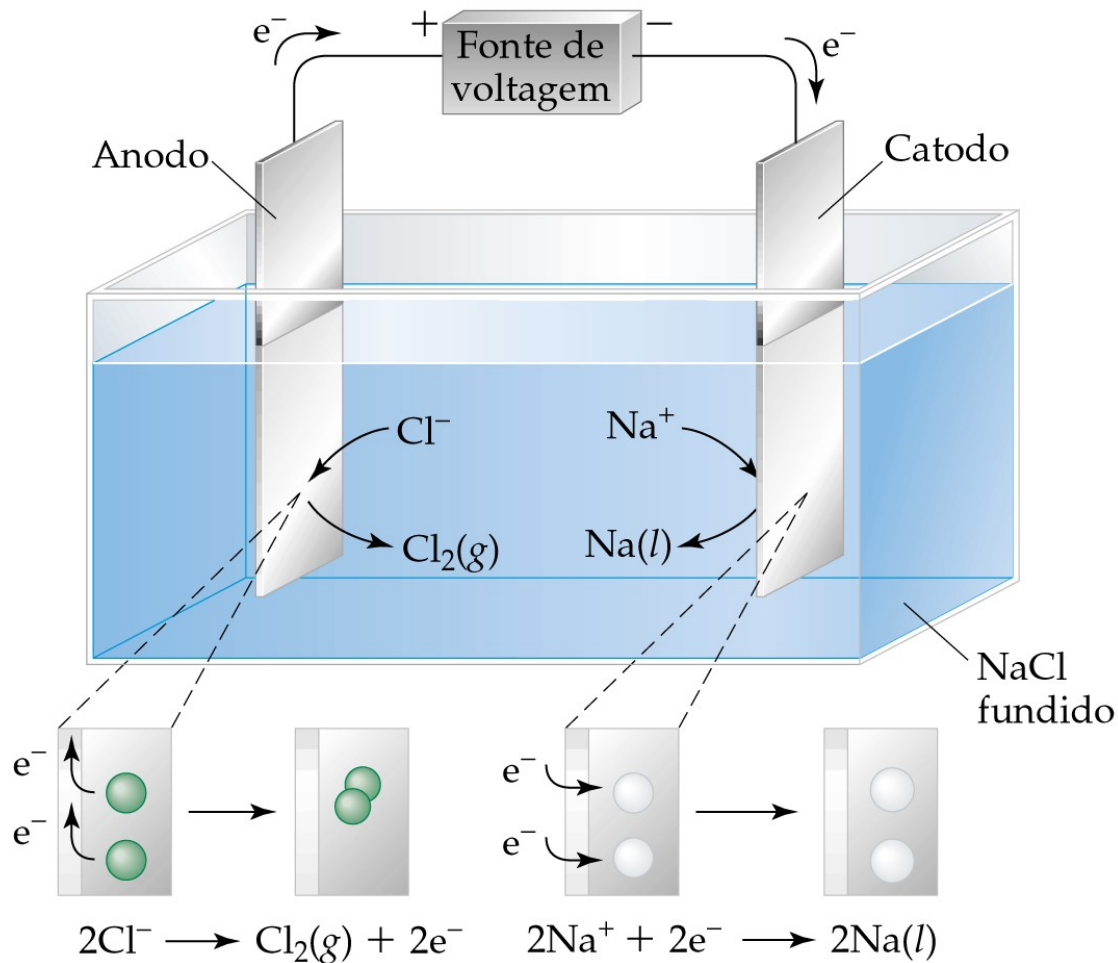
Michael Faraday, 1791–1867

Eletrólise



Quando se coloca dois **eletrodos** dentro de uma **solução** de **sal** de cozinha (NaCl) em **água**, **sódio** (Na) é produzido no eletrodo negativo, o **catodo**, gás de **cloro** (Cl_2) é formado no eletrodo positivo, o **anodo**, e **corrente** flui do catodo pra fonte de voltagem, e da fonte pro anodo.

Eletrólise



A **quantidade** de sódio produzida no catodo é **proporcional** à **corrente** que flui do catodo pra fonte;

A **quantidade** de gás de **cloro** formado no anodo é **proporcional** à **corrente** que flui da fonte pro anodo.

Eletrólise

- 1 F (Faraday) = 96 500 C
- Ao passar corrente totalizando a carga de 1 F pela solução de NaCl, se formam:
 - 23 g de Na no catodo (= 1 mol de Na)
 - 35.5 g de Cl no anodo (= 1 mol de Cl = 0.5 mol de Cl₂)
- 1 F = $N_A \cdot e$ é a carga de “1 mol de átomos de eletricidade”
=> Possibilita calcular $e = 1.6 \cdot 10^{-19}$ C,
a “carga de uma átomo de eletricidade”,
ou **carga elementar**.

Eletrólise



Michael Faraday, 1791–1867

Lei de Faraday para a eletrólise:
A quantidade de produto formado ou do reagente consumido por uma corrente elétrica é estequiometricamente equivalente à quantidade de elétrons fornecidos.

O número de átomos/moléculas produzidas e/ou consumidas por uma reação química causada por uma corrente elétrica é igual ao número de elétrons constituindo a corrente.

Eletrólise

Através da **eletrólise** de **elementos**, pode-se medir a **massa molar** dos elementos, a massa do **montante** do elemento formado por **1 F** de **corrente**.

Observa-se que estas são muito pertas de **múltiplos inteiros** da **massa molar** de **hidrogênio**.

TABLEAU DES ÉQUIVALENTS DES CORPS SIMPLES.

Aluminium	12,7	Molybdène	48
Antimoine	122	Nickel	29,5
Argent	108	Niobium	48,8
Arsenic	75	Or	197
Azote	14	Osmium	99,6
Barium	68,5	Oxygène	8
Bismuth	210	Palladium	53,3
Bore	10,9	Phosphore	31
Brome	80	Platine	98,7
Cadmium	56	Plomb	103,5
Calcium	20	Potassium	39,1
Carbone	6	Rhodium	52,2
Cérium	46	Rubidium	85,4
Césium	130	Ruthénium	52,2
Chlore	35,5	Sélénium	39,7
Chrome	26,7	Silicium	14
Cobalt	29,5	Sodium	23
Cuivre	31,7	Soufre	16
Didymium	48	Strontium	43,8
Etain	59	Tantale	68,8
Fer	28	Tellure	64
Fluor	19	Thallium	204
Glucinium	4,7	Thorium	59,6
Hydrogène	1	Titane	25
Iode	127	Tungstène	92
Iridium	99	Uranium	60
Lanthane	46,4	Vanadium	68,6
Lithium	7	Yttrium	?
Magnésium	12	Zinc	32,6
Manganèse	27,5	Zirconium	44,8
Mercure	100		

Eletrólise

Unidade de massa atômica:

$1 u = 1/12 \times$ a massa de um átomo de C-12
 $= 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
~ a massa de 1 átomo de H-1.

A massa de um(a) átomo/molécula de uma substância em u é igual à massa molar da mesma substância em gramas (Já sabíamos).

TABLEAU DES ÉQUIVALENTS DES CORPS SIMPLES.

Aluminium	13,7	Molybdène	48
Antimoine	122	Nickel	29,5
Argent	108	Niobium	48,8
Arsenic	75	Or	197
Azote	14	Osmium	99,6
Barium	68,5	Oxygène	8
Bismuth	210	Palladium	53,3
Bore	10,9	Phosphore	31
Brome	80	Platine	98,7
Cadmium	56	Plomb	103,5
Calcium	20	Potassium	39,1
Carbone	6	Rhodium	52,2
Cérium	46	Rubidium	85,4
Césium	130	Ruthénium	52,2
Chlore	35,5	Sélénium	39,7
Chrome	26,7	Silicium	14
Cobalt	29,5	Sodium	23
Cuivre	31,7	Soufre	16
Didymium	48	Strontium	43,8
Etain	59	Tantale	68,8
Fer	28	Tellure	64
Fluor	19	Thallium	204
Glucinium	4,7	Thorium	59,6
Hydrogène	1	Titane	25
Iode	127	Tungstène	92
Iridium	99	Uranium	60
Lanthane	46,4	Vanadium	68,6
Lithium	7	Yttrium	?
Magnésium	12	Zinc	32,6
Manganèse	27,5	Zirconium	44,8
Mercure	100		

Eletrólise

O sueco **Svant August Arrhenius** (1877): Estabeleceu a **teoria iônica** ao estudar as leis da eletrólise de Faraday.

Arrhenius propôs que o açúcar ou o sal se **dividem** em **moléculas menores** quando estão em **solução** de água.

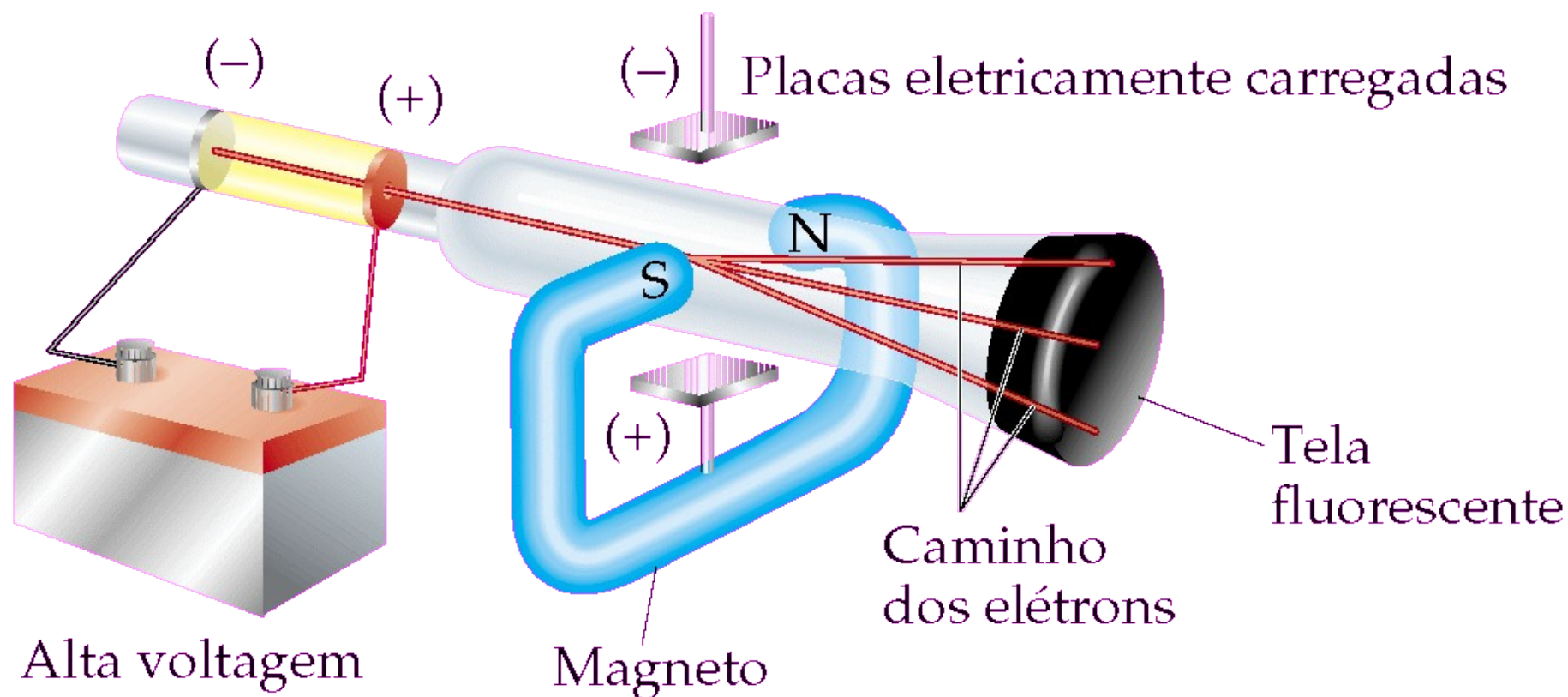
Na **dissociação** do **sal** as moléculas são chamados de **íons**:

carregadas **positivamente**, **cátions**,
e **negativamente**, **ânions**
(também já conhecemos).



A descoberta da estrutura atômica

Em 1897, J. J. Thomson observou que os **raios emitidos** em **altas voltagens**, os “raios catódicos” (descobertos por Geissler (1859) e estudados por Goldstein e Crookes), são **defletidos** em **campos elétricos** e **magnéticos**.



=> Os “raios catódicos” consistem de **partículas carregadas!**
Descoberta do primeiro constituinte dos átomos, o elétron.

A descoberta da estrutura atômica

Raios catódicos e elétrons

A **voltagem** faz com que **partículas negativas** se **desloquem** do **eletrodo negativo** para o eletrodo **positivo**.

=> Primeiro **acelerador** de **partículas**!

Considere os raios catódicos saindo do eletrodo positivo através de um pequeno orifício.

Se eles **interagirem** com um **campo magnético** perpendicular a um **campo elétrico** aplicado, os raios catódicos podem sofrer **diferentes desvios**.

EM: Força de Lorentz: $\mathbf{F} = q \cdot \mathbf{E} + q \cdot \mathbf{v} \times \mathbf{B} = q \cdot (\mathbf{E} + \mathbf{v} \times \mathbf{B})$
onde q = carga da partícula (= $-e$), \mathbf{v} = sua velocidade (vetor),
 \mathbf{E} , \mathbf{B} = os campos elétrico e magnético defletores (vetores).

A descoberta da estrutura atômica

Raios catódicos e elétrons

Aceleração que causa o desvio, perpendicular à direção do raio:

$$\mathbf{a} = \mathbf{F}/m = q/m \cdot (\mathbf{E} + \mathbf{v} \times \mathbf{B})$$

m = massa da partícula ($= m_e$)

=> O **desvio** depende da **razão q/m**

Thomson determinou que a proporção carga-massa de um elétron é $-1,76 \cdot 10^8$ C/g.

Em muitos experimentos na época se media q/m .

Objetivo: **encontrar** a **carga** do **elétron** para determinar sua **massa** (ou vice-versa).

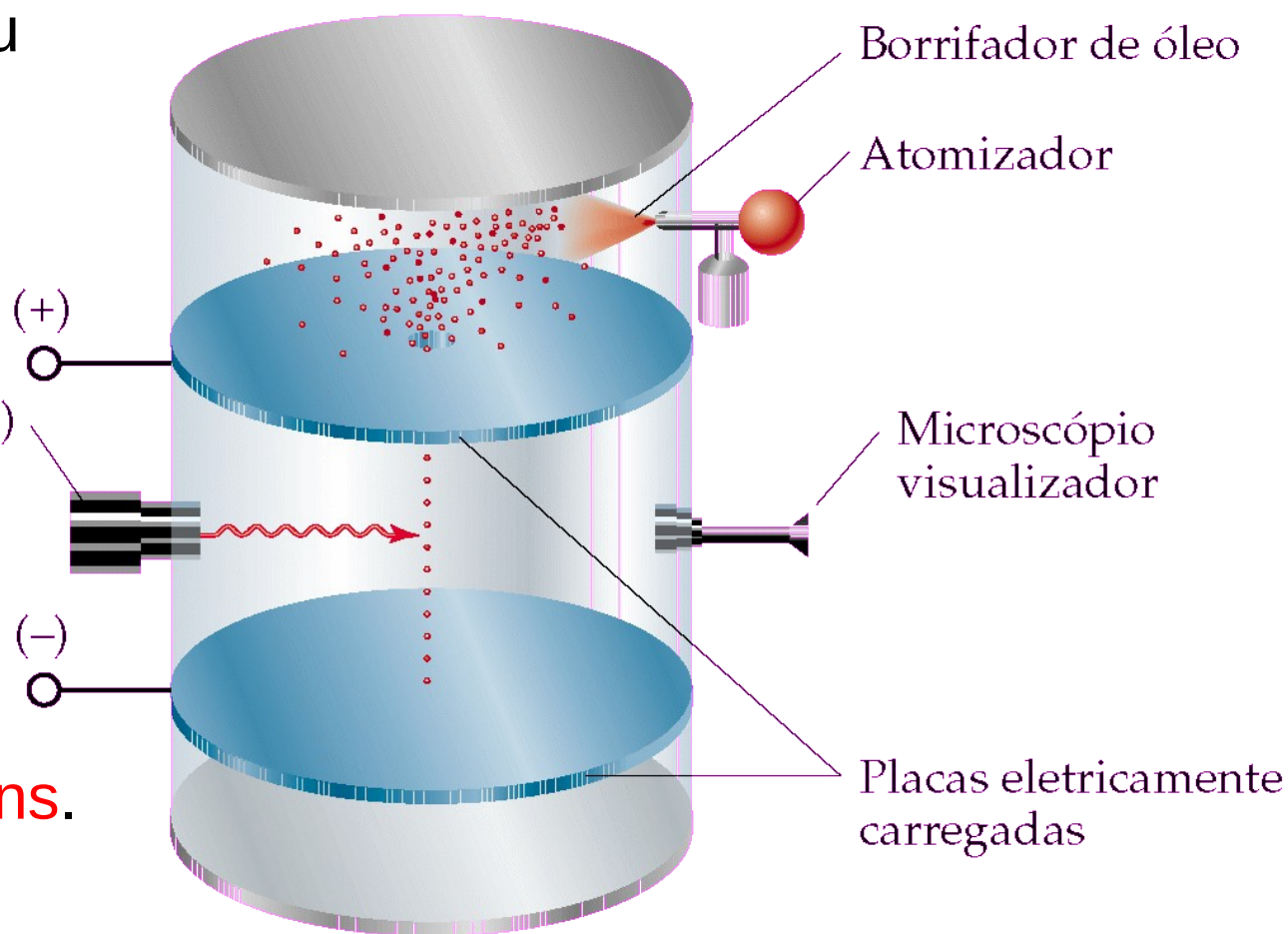
(As medidas de Thomson já indicavam que a massa do elétron era cerca de 2000 vezes menor do que a massa do átomo de H.)

A descoberta da estrutura atômica

Experiência de Millikan: A carga do elétron

1911: Neste experimento, Millikan conseguiu **medir a carga do elétron** medindo o efeito de um

campo elétrico sobre **gotas de óleo carregadas** por **poucos elétrons**.



A descoberta da estrutura atômica

Experiência de Millikan: A carga do elétron

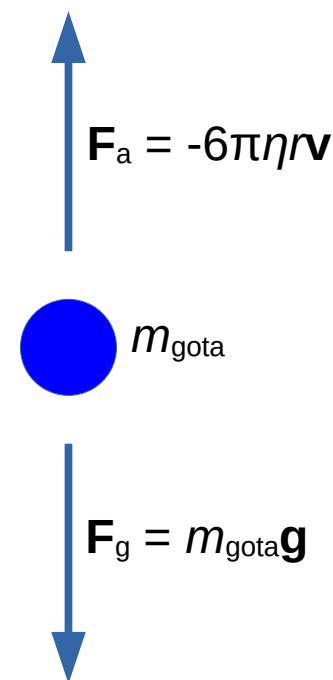
As gotas eram carregadas e descarregadas durante o experimento através de um feixe de raios-X.

Desta maneira foi possível **carregar** as **gotas** por **poucos elétrons**.

Através da **fricção** das gotas com o **gás** na câmara com o **campo elétrico desligado**, Millikan conseguiu medir os seus **diâmetros** e (pela densidade conhecida) as suas **massas**.

F_a é a força da **fricção** sobre uma gota de raio r e com **velocidade** v dentro de um gás com **viscosidade** η .

Sem campo



A descoberta da estrutura atômica

Experiência de Millikan: A carga do elétron

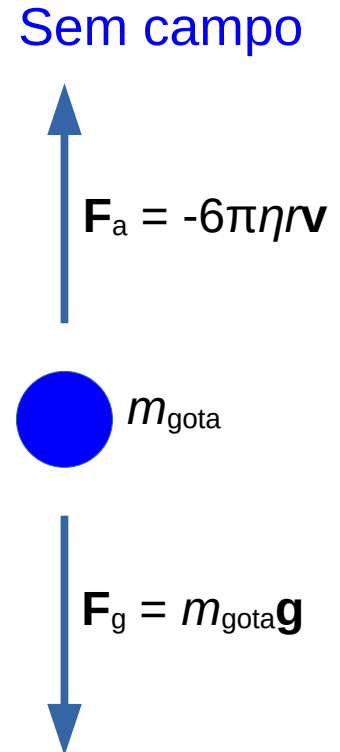
Igualando a força da **fricção** com a **gravidade**,
obtem-se a **velocidade terminal** da gota:

$$v = \frac{mg}{6\pi\eta r} = \frac{4/3\rho r^2 g}{6\eta}$$

Medir $v \Rightarrow$ determinação de m, r .

Quando a **carga** das gotas **mudava**, elas se **movimentavam** dentro do **campo elétrico**.

A **velocidade** que a partícula ganha é **proporcional** a sua **carga**.



A descoberta da estrutura atômica

Experiência de Millikan: A carga do elétron

Ajustando o campo de tal maneira, que uma gota “flutua”, ou seja, que a gravidade e a força eletrostática se anulam, pode-se medir a carga com precisão ainda melhor (forças pra cima são tidas como positivas):

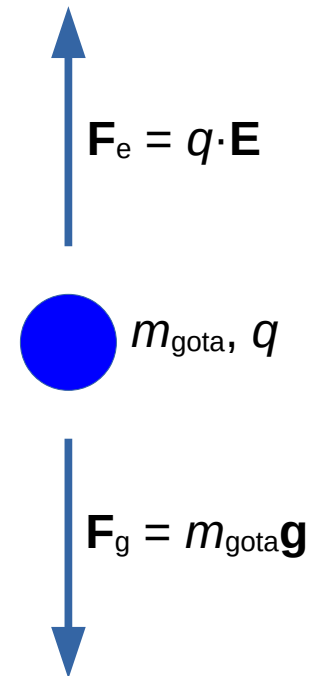
Gravidade: $F_g = -m_{\text{gota}}g$

Força elétrica: $F_e = -q \cdot E$

$F_g + F_e = 0 \Rightarrow q = -m_{\text{gota}}g/E$

As cargas ocorriam sempre em múltiplos (negativos) de uma carga elementar e . \Rightarrow carga do elétron

Com campo



A descoberta da estrutura atômica

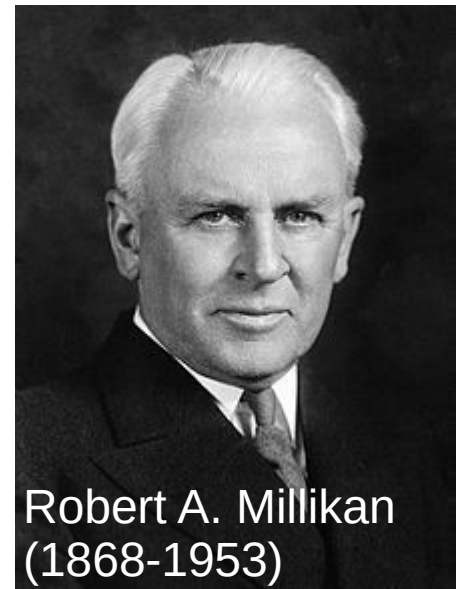
Experiência de Millikan: A carga do elétron

Utilizando este experimento, Millikan determinou que a **carga do elétron** é $-1,602 \cdot 10^{-19}$ C.

Conhecendo a proporção carga-massa, $-1,76 \cdot 10^8$ C/g, Millikan calculou a **massa do elétron**: $9,10 \cdot 10^{-28}$ g.

Com números mais exatos, concluimos que a massa do elétron é $9,10939 \cdot 10^{-28}$ g.

=>  Prémio Nobel em 1923

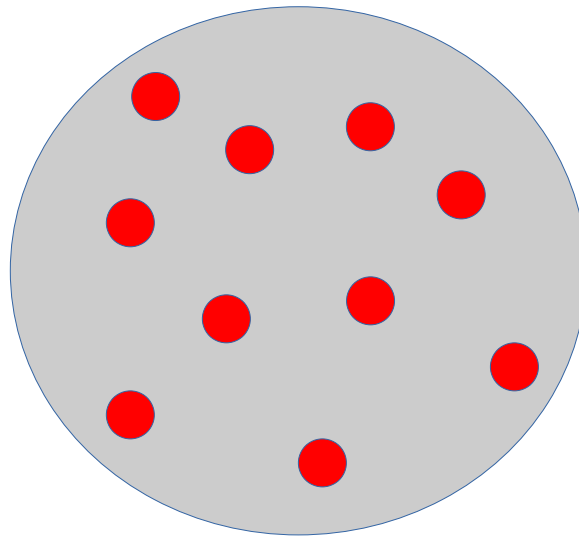


Modelos atômicos após a descoberta do elétron

O átomo de Thomson

Pudim de ameixas (Plum Pudding)

A **massa** dos **átomos** era muito **maior** do que a soma das **massas** dos seus **elétrons**.



Uma **distribuição uniforme** dos **elétrons** no mar de massa e carga positiva garantia o **equilíbrio**.

=> Átomos {
Elétrons (cargas negativas)
Mar de massa e carga positiva

A Descoberta do Próton

Rutherford verificou que um tipo de **radiação** originária do **hidrogênio** e descoberta pelo físico alemão Eugen Goldstein em 1886 era composta de **partículas carregadas** que possuíam a **menor carga positiva** conhecida até então (a mesma carga que o elétron, mas com sinal positivo, $+e$).

A essa partícula deu-se o nome de **próton**.

Ele identificou o próton como a **partícula carregada** que **compõe** os **núcleos** dos **átomos**.

A massa do próton foi determinado em $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$ kg (= 1.007276 u), o que corresponde bem com a massa do átomo de hidrogênio.

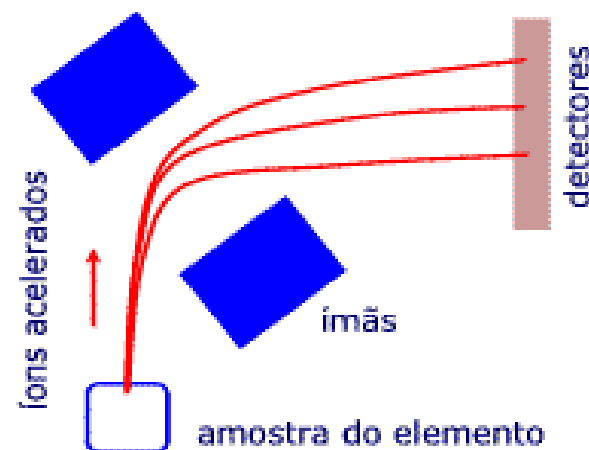
A Descoberta do Nêutron

No início do XX século inventaram o **espectrômetro de massa**.

Numa câmara de gás do material a estudar, são removidos um ou mais elétrons dos átomos ou moléculas do material, assim criando **íons positivos**.

Estes são acelerados por um campo elétrico e depois defletidos por um campo magnético.

O ângulo de deflexão e, assim, a posição onde os íons batem nos detectores, depende da sua razão carga/massa, o que gera um **espectro de massas**.

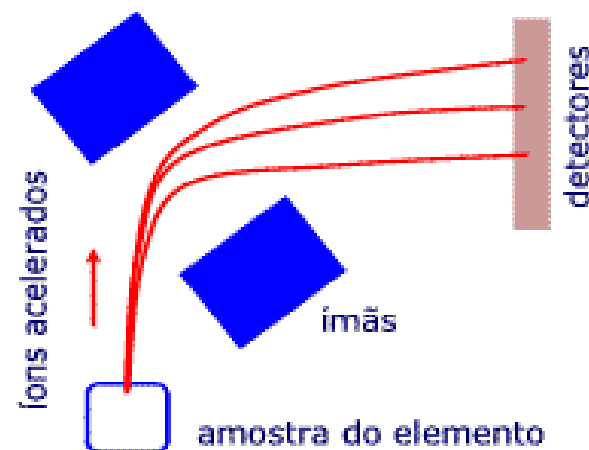


A Descoberta do Nêutron

Descobriu-se, que a **massa** de um **íon** de um átomo com número atômico Z não era simplesmente $Z \cdot m_p$, mas em torno de um **múltiplo maior** de **massas** do **próton**, $A \cdot m_p$, onde $A \geq Z$ é chamado **número de massa**.

Às vezes, até íons (átomos) do mesmo elemento têm várias (números de) massas possíveis.

=> Existem **outras partículas** dentro do **núcleo**, que têm aproximadamente a **mesma massa** que o **próton**, mas **não** têm **carga elétrica**.



A Descoberta do Nêutron

Estas partículas eletricamente neutras se chamam **nêutrons**.

A massa do nêutron é
 $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27}$ kg
(massa do próton: $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg).

Desta maneira, Chadwick descobriu o nêutron em 1932, rendendo a ele o prêmio Nobel em 1935.



James Chadwick,
(1891-1974).



A Descoberta do Neutrino

1932: W. Pauli propõe a **existência** dos **neutrinos** no **decaimento beta**.

1955: Cowan e Reines **detectam experimentalmente** os neutrinos.

Reines recebeu o prêmio Nobel em 1995 em nome dos dois.



Clyde L. Cowan
(1919-1974)



Frederick Reines
(1918-1998)



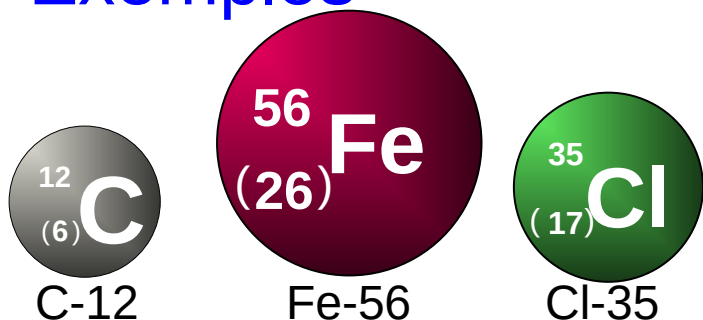
Os Elementos

Representação de um Elemento Químico

A_ZX ou AX (às vezes ${}_ZX^A$, mas isto pode causar confusão com o número de carga => aula mais pra frente)
ou $X-A$

De acordo com a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), devemos indicar o **símbolo** do **elemento** químico, X , e junto a ele, o **número de massa**, A , que é o número total de **núcleons** (prótons e nêutrons). Colocar o **número atômico** Z é opcional, já que o Z já é dado pelo símbolo do elemento. Obviamente, o número de nêutrons é $N = A - Z$.

Exemplos



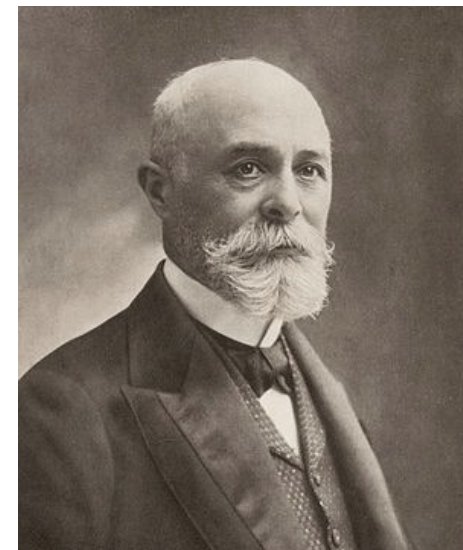
Elemento	A	Z	N	no. p ⁺	no. e ⁻
Carbono (C)	12	6	6	6	6
Ferro (Fe)	56	26	30	26	26
Cloro (Cl)	35	17	18	17	17

Radioatividade

Dois meses depois de Röntgen ter descoberto os raios-X (=> duas aulas atrás), **Becquerel** tentou descobrir se existia algum elemento que emitia espontaneamente raios-X.

Para isso ele envolveu um filme fotográfico em papel preto para protegê-lo da luz, e então pôs diferentes pedaços de elementos sobre o filme coberto. Becquerel sabia que se algum elemento emitisse raios-X, eles atravessariam o papel e escureceriam o filme.

Encontrou apenas o **urânio** que emitia esses raios...



Henri Becquerel
(1852-1908)



Radioatividade

Marie Curie mostrou em 1898 que a radiação, que ela chamou de **radioatividade**, era emitida pelo **urânio**, independente do **composto** em que ele estava.

- **Átomos** de **urânio** eram a fonte de radiação. Assim como: tório, rádio e polônio.

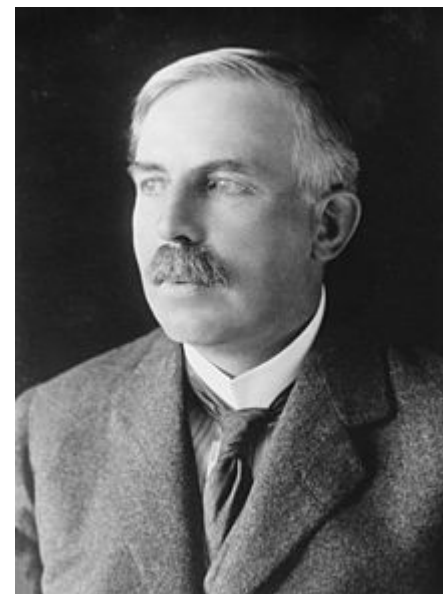


Marie Skłodowska Curie
(1867–1934)

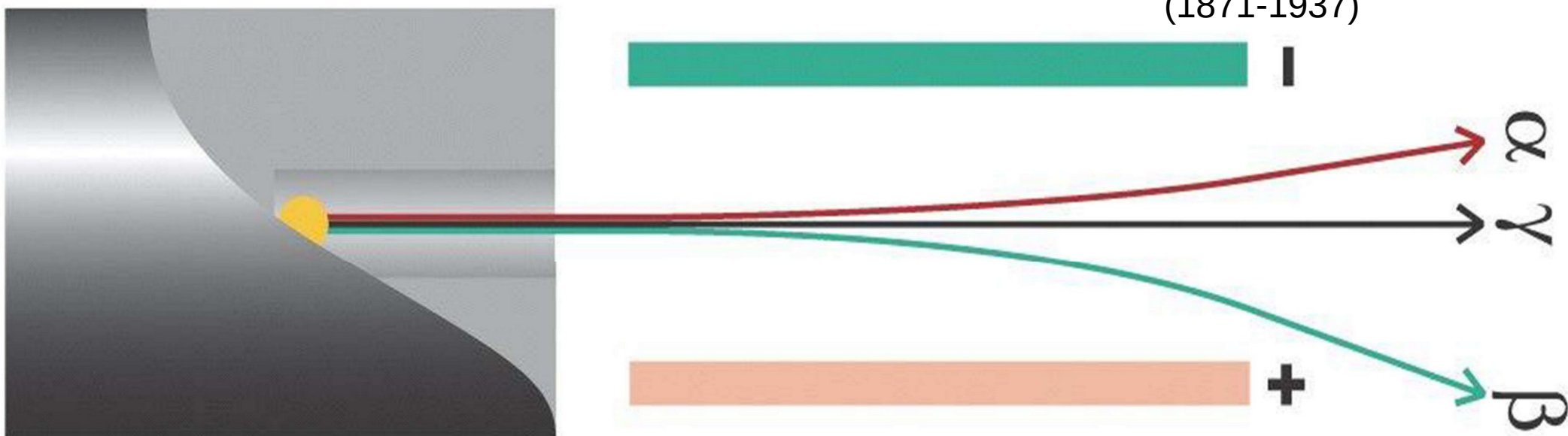
Radioatividade

Ernest Rutherford (1898) identificou três diferentes tipos de radioatividade ao observar o efeito de campos elétricos sobre as emissões radioativas;

- 3 tipos de radiação: alfa (α), beta (β) e gama (γ).

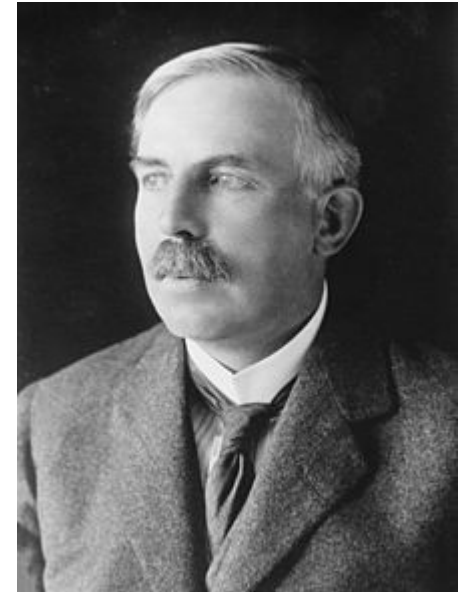


Ernest Rutherford
(1871-1937)

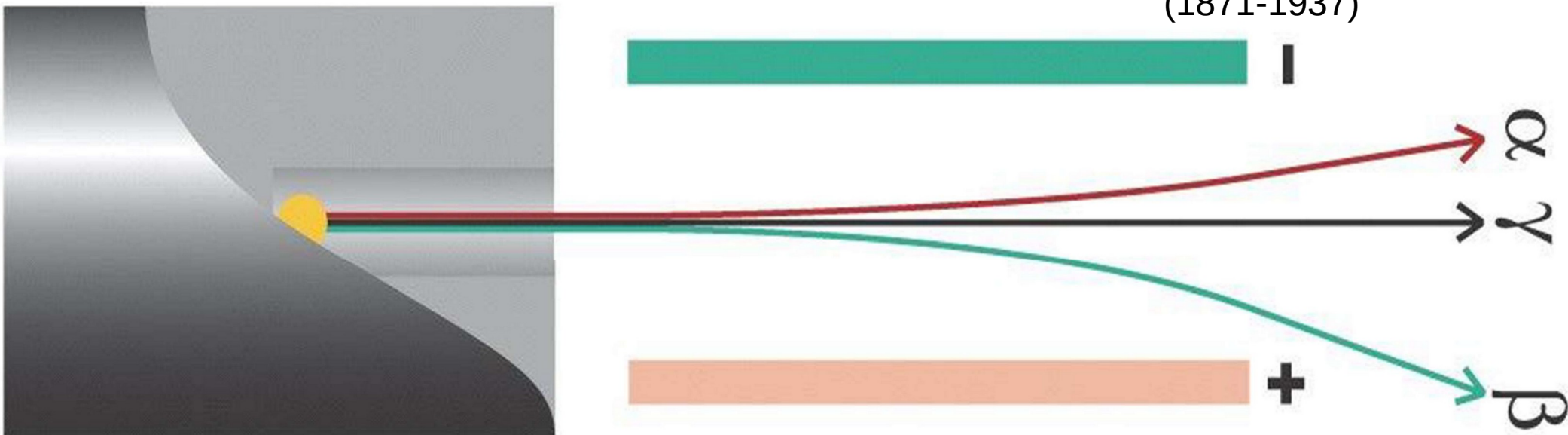


Radioatividade

- Os raios α são desviados rumo placa carregada negativamente, e possuem carga elétrica positiva.
- Os raios β são desviados rumo placa carregada positivamente, e possuem carga elétrica negativa.
- Os raios γ não são desviados e portanto são eletricamente neutros.



Ernest Rutherford
(1871-1937)



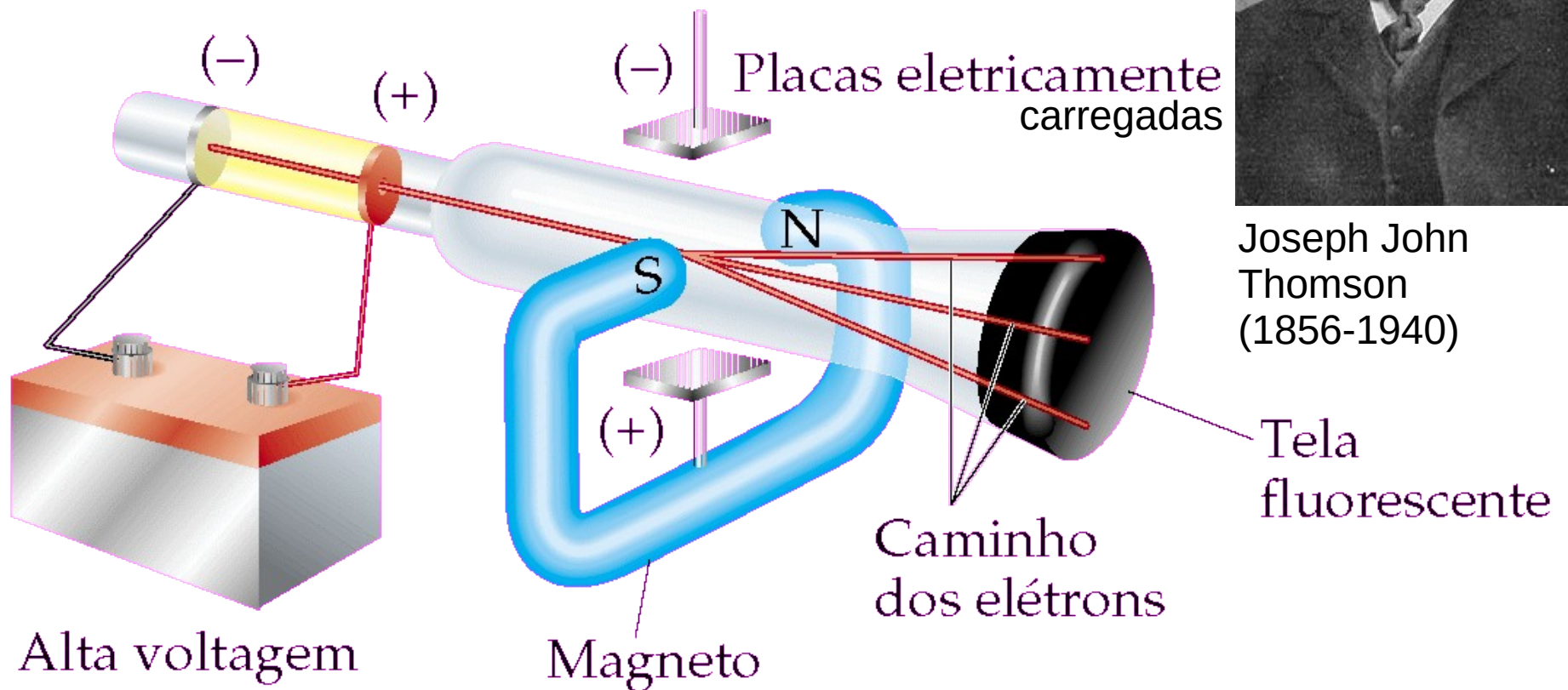
Radioatividade

Os raios β já tinham sido descobertos no ano anterior por **J. J. Thomson**.

Ele os chamou de “**raios catódicos**” (já tínhamos mencionado).



Joseph John Thomson
(1856-1940)



O que é Radioatividade?

A radioatividade é produzida pelo **decaimento nuclear**, a **decomposição parcial** de um **núcleo**, normalmente causado pela **repulsão** entre os **prótons** do núcleo **superar** as **forças nucleares** que mantêm o núcleo unido.

- A **mudança** de **composição** de um **núcleo** é chamada de **reação nuclear**.
- Os núcleos que modificam suas estruturas **espontaneamente** e **emitem radiação** são chamados de **radioativos**.
- O processo de o núcleo espontaneamente perder “algo” (i.e. partículas, que podem ser fótons; em todos os casos perde energia) é chamado **decaimento nuclear**.
- O **número** de **massa total**, a **carga total** e a **energia total** se **conservam** em uma reação nuclear.

O que é Radioatividade?

Reações nucleares versus Reações químicas

- **Isótopos diferentes** de um **mesmo elemento** (núcleos com o **mesmo número** de **prótons**, mas um **número diferente** de **nêutrons**) sofrem essencialmente as **mesmas reações químicas**, mas seus **núcleos** sofrem **reações nucleares** muito **diferentes**:
 - **Transmutação nuclear**, isto é, a **conversão** de um **elemento** em **outro** (**mudando** o número de **prótons**).
 - **Variações de energia** são **muito maiores** para as **reações nucleares** do que para as **reações químicas**.
Exemplo: combustão de 1.0 g de metano (52 kJ de energia na forma de calor). Em contrapartida, uma reação nuclear de 1.0 g de urânio-235 produz cerca de $8.2 \cdot 10^7$ kJ de energia.

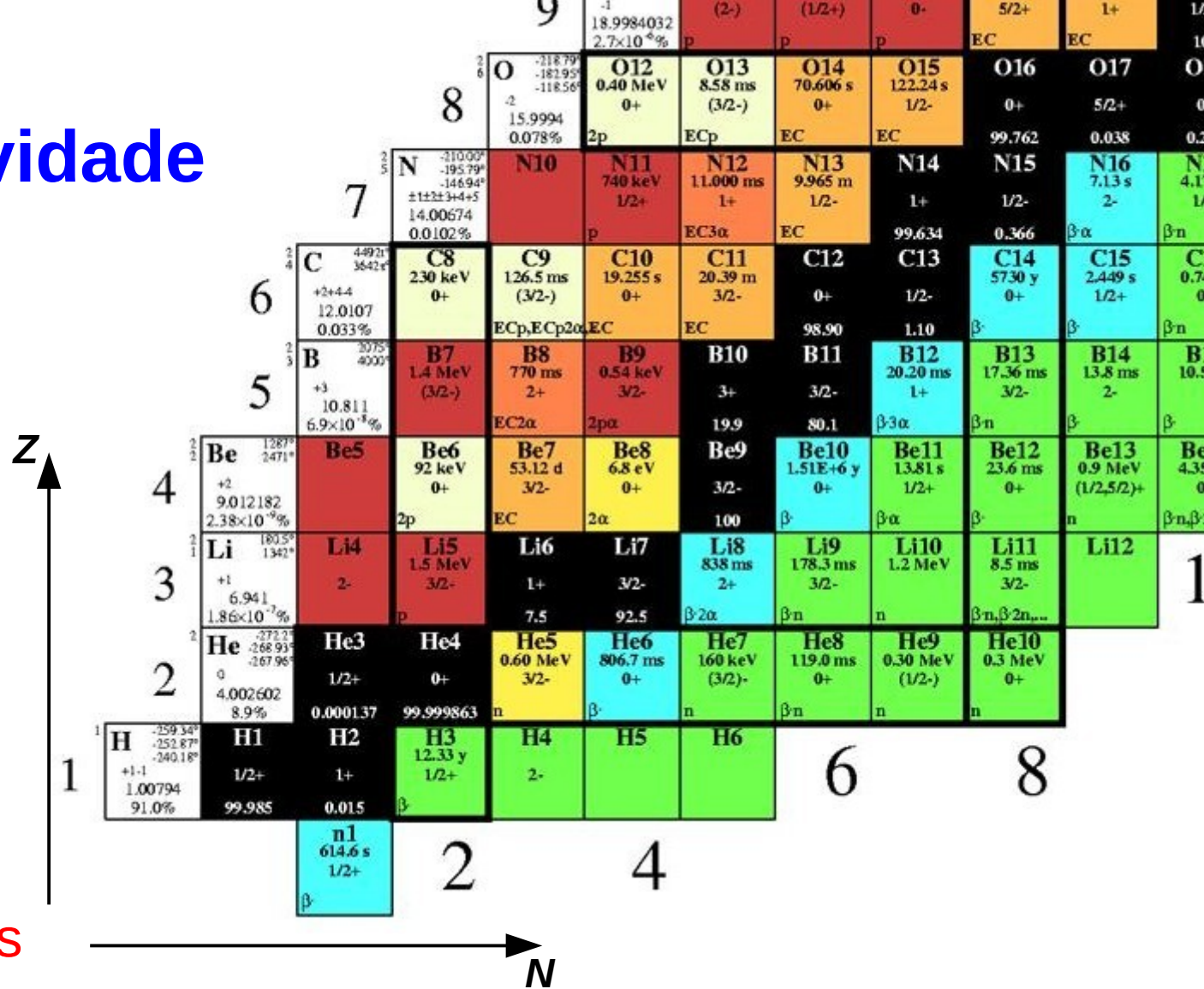
Radioatividade

Reações nucleares

Para falar de reações nucleares temos que botar **ordem** nos **isótopos** (núcleos) dos elementos.

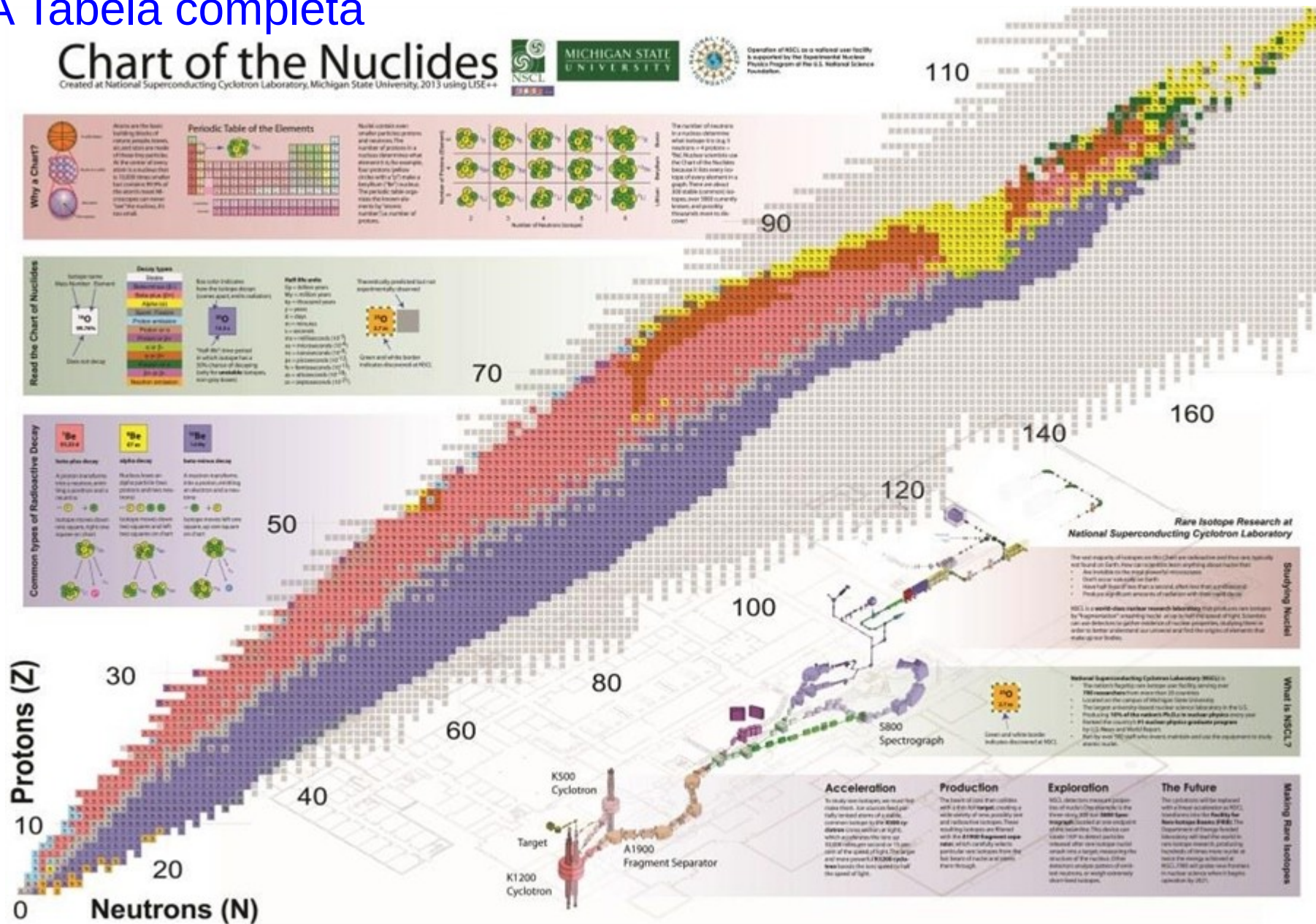
Estes núcleos podem ser **ordenados** por **números** de **nêutrons** e **prótons** numa **tabela de isótopos**.

Em preto: **isótopos estáveis**.



Radioatividade

A Tabela completa



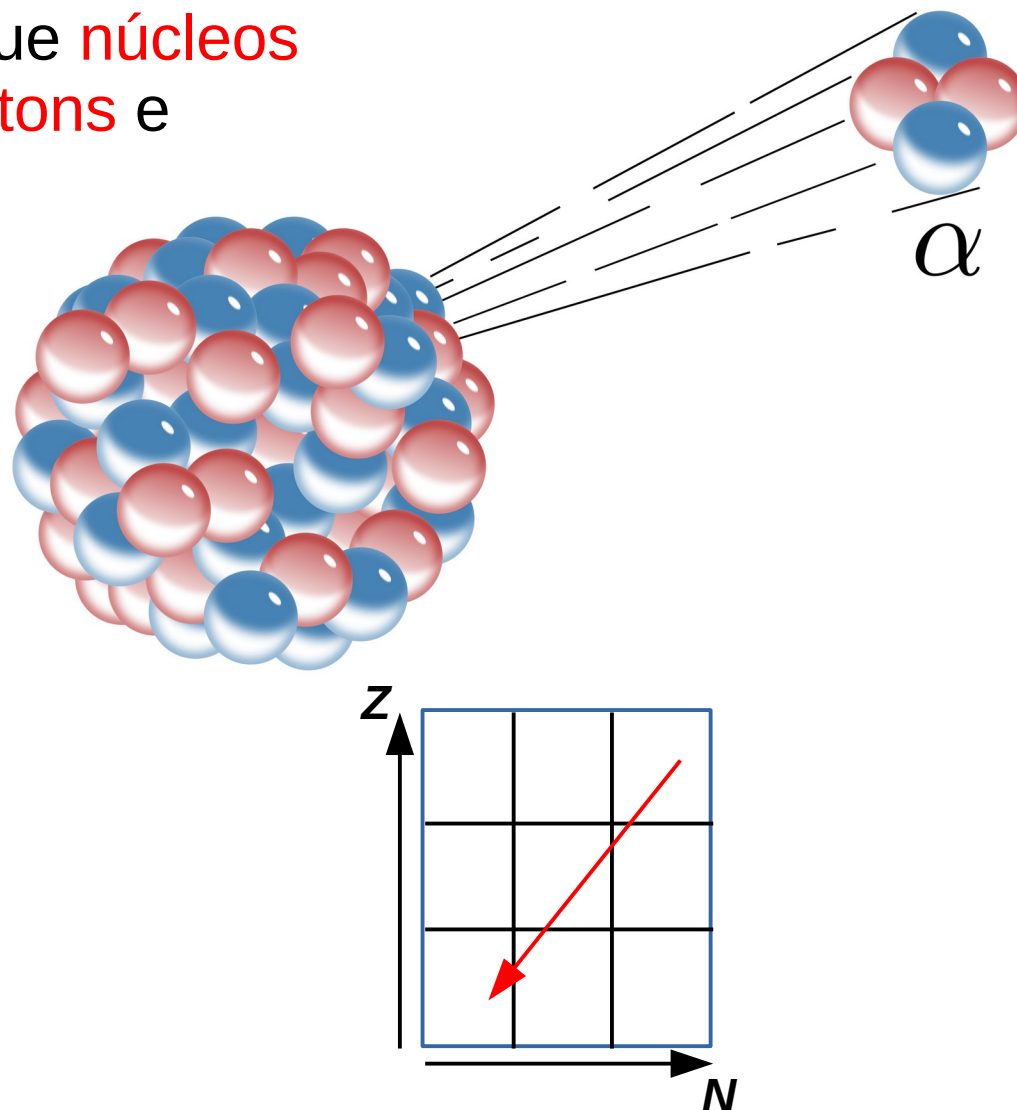
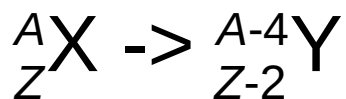
Radioatividade

As partículas α são nada outro que **núcleos** de átomos de **He**, feitos de **2 prótons** e **2 nêutrons**.

$$\alpha = {}^4\text{He}^{2+}$$

Raios α têm **baixo** poder de **penetração**. Pele ou uma folha de papel já bloqueiam os raios.

Um **núcleo** que fez um decaimento α tem, então, **2 prótons** e **2 nêutrons**, isto é, **4 núcleons a menos** que antes:



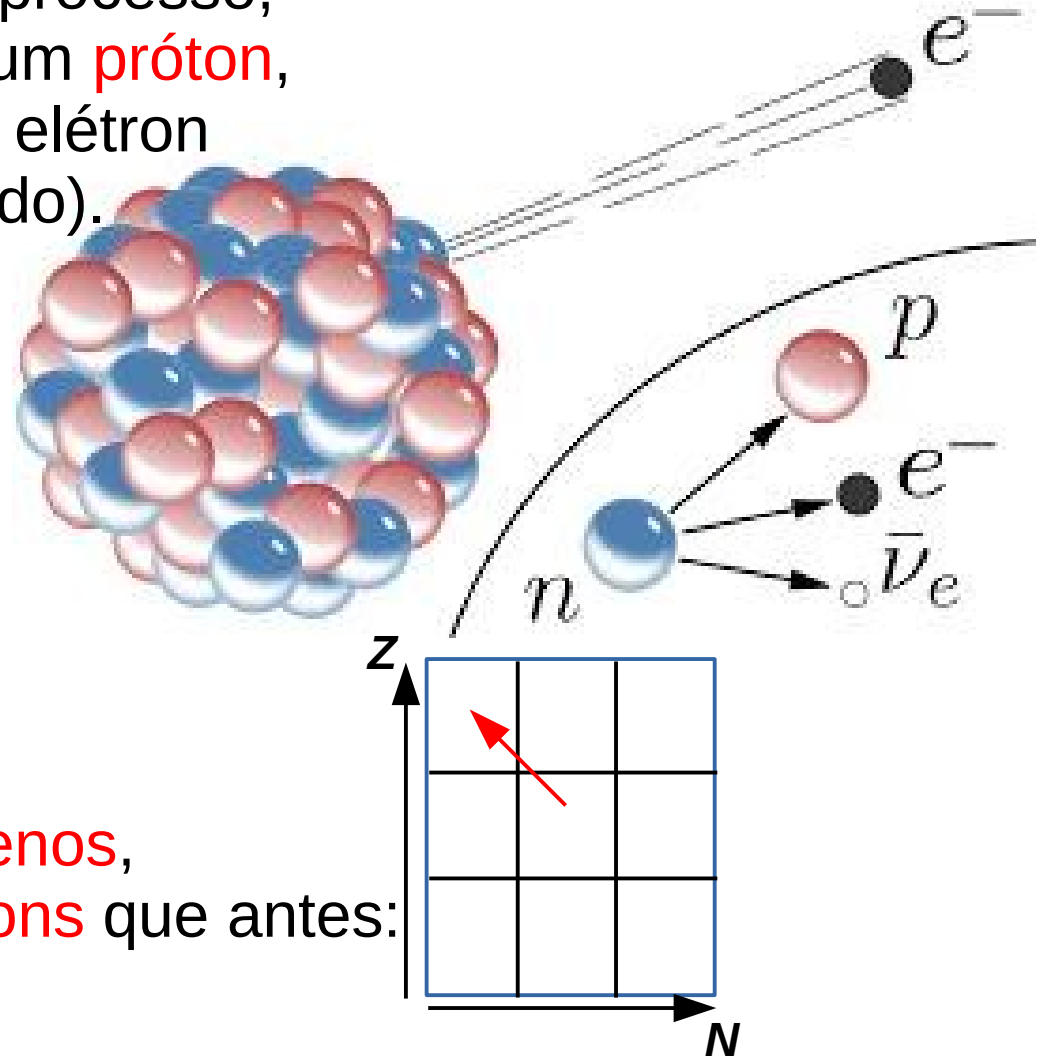
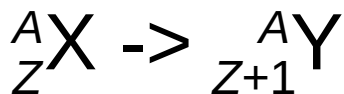
Radioatividade

As partículas β são **elétrons**. No processo, um **néutron** do núcleo decai em um **próton**, um **elétron** e um anti-**neutrino** do elétron (que normalmente não é detectado).

$$\beta = e^-$$

Para **bloquear** raios β é preciso de uma **proteção** de alumínio de 3 mm de espessura.

Um **núcleo** que fez um decaimento α tem, então, **1 próton a mais e 1 néutron a menos**, mais o **mesmo número de núcleons** que antes:



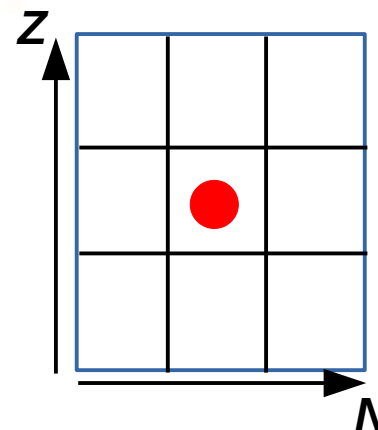
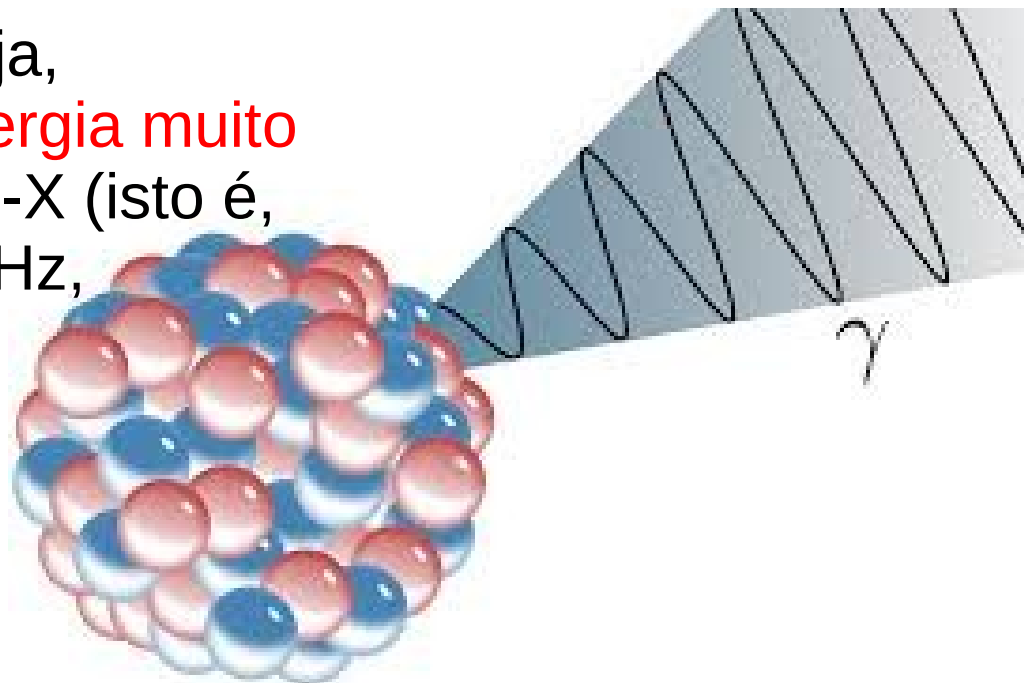
Radioatividade

As partículas γ são **fótons**, ou seja, **radiação eletromagnética**, de **energia muito alta**, ainda mais alta que os raios-X (isto é, frequência muito alta, $\nu > 3 \cdot 10^{19}$ Hz, c.d.o. muito curto, $\lambda < 10$ pm)

$$\gamma = \gamma$$

Raios γ têm **alto** poder de **penetração**. Para bloqueá-los é preciso de concreto ou chumbo.

Núcleos que emitem raios gama **não** necessariamente **mudam** de **número** de **prótons**, **nêutrons** ou **núcleons**.



Radioatividade

Há outras radiações que podem ser emitidas por núcleos radioativos.

TABLE 17.1 Nuclear Radiation

Type	Degree of penetration	Speed*	Particle [†]	Mass number	Charge	Example
α	not penetrating but damaging	10% of c	helium-4 nucleus ${}^4_2\text{He}^{2+}$, ${}^4_2\alpha$, α	4	+2	${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + \alpha$ (Fig. 17.7)
β	moderately penetrating	less than 90% of c	electron ${}^0_{-1}\text{e}$, β^- , β	0	-1	${}^3_1\text{H} \rightarrow {}^3_2\text{He} + {}^0_{-1}\text{e}$ (Fig. 17.8)
electron capture [‡]	—	—	electron	0	-1	${}^{44}_{22}\text{Ti} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{44}_{21}\text{Sc}$ (Fig. 17.9)
γ	very penetrating; often accompanies other radiation	c	photon	0	0	${}^{60}_{27}\text{Co}^{\S} \rightarrow {}^{60}_{27}\text{Co} + \gamma$ (Fig. 17.6)
β^+	moderately penetrating	less than 90% of c	positron ${}^0_{+1}\text{e}$, β^+	0	+1	${}^{22}_{11}\text{Na} \rightarrow {}^{22}_{10}\text{Ne} + {}^0_{+1}\text{e}$ (Fig. 17.10)
p	moderate or low penetration	10% of c	proton ${}^1_1\text{H}^+$, ${}^1_1\text{p}$, p	1	+1	${}^{53}_{27}\text{Co} \rightarrow {}^{52}_{26}\text{Fe} + {}^1_1\text{p}$
n	very penetrating	less than 10% of c	neutron ${}^1_0\text{n}$, n	1	0	${}^{137}_{53}\text{I} \rightarrow {}^{136}_{53}\text{I} + {}^1_0\text{n}$

* c is the speed of light.

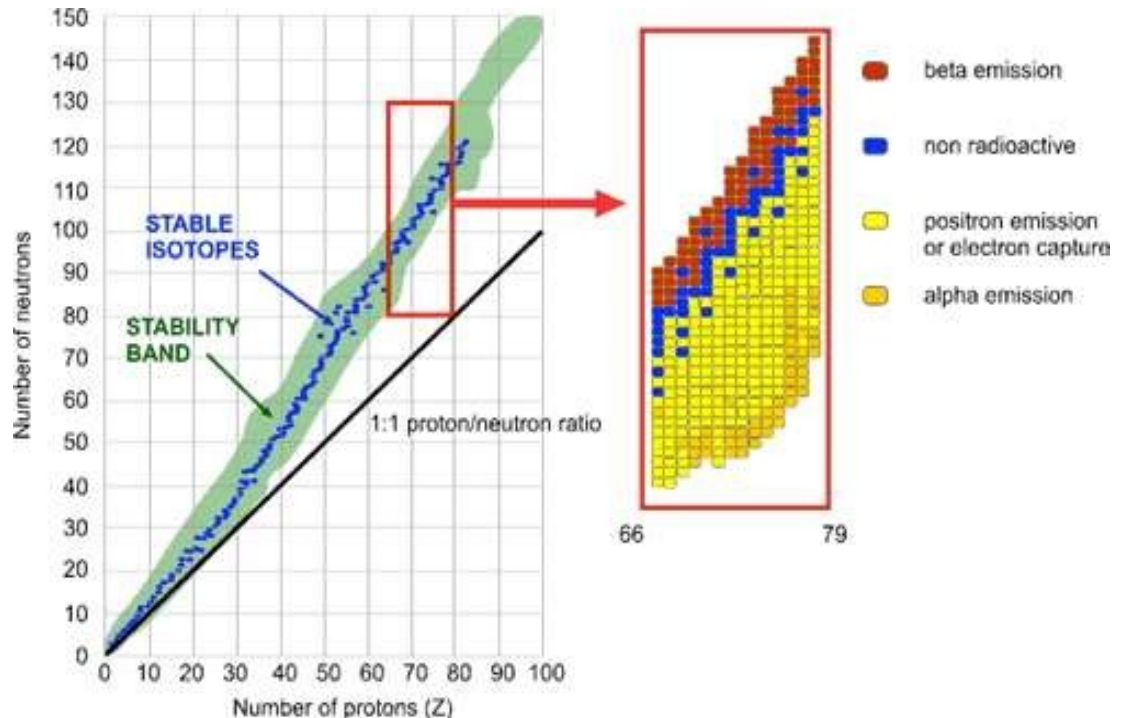
[†]Alternative symbols are given for the particles; often it is sufficient to use the simplest (the one on the right).

[‡]Electron capture is not nuclear radiation but is included for completeness.

[§]An energetically excited state of a nucleus is usually denoted by an asterisk (*).

Radioatividade

Em geral, **isótopos acima** da **faixa de estabilidade** fazem decaimentos β , isótopos a **baixo** desta faixa, decaimentos β^+ , (emissão de um **pósitron**, e^+) ou **captura** de um **elétron**, e isótopos no canto **superior direito** da tabela, decaimentos α .



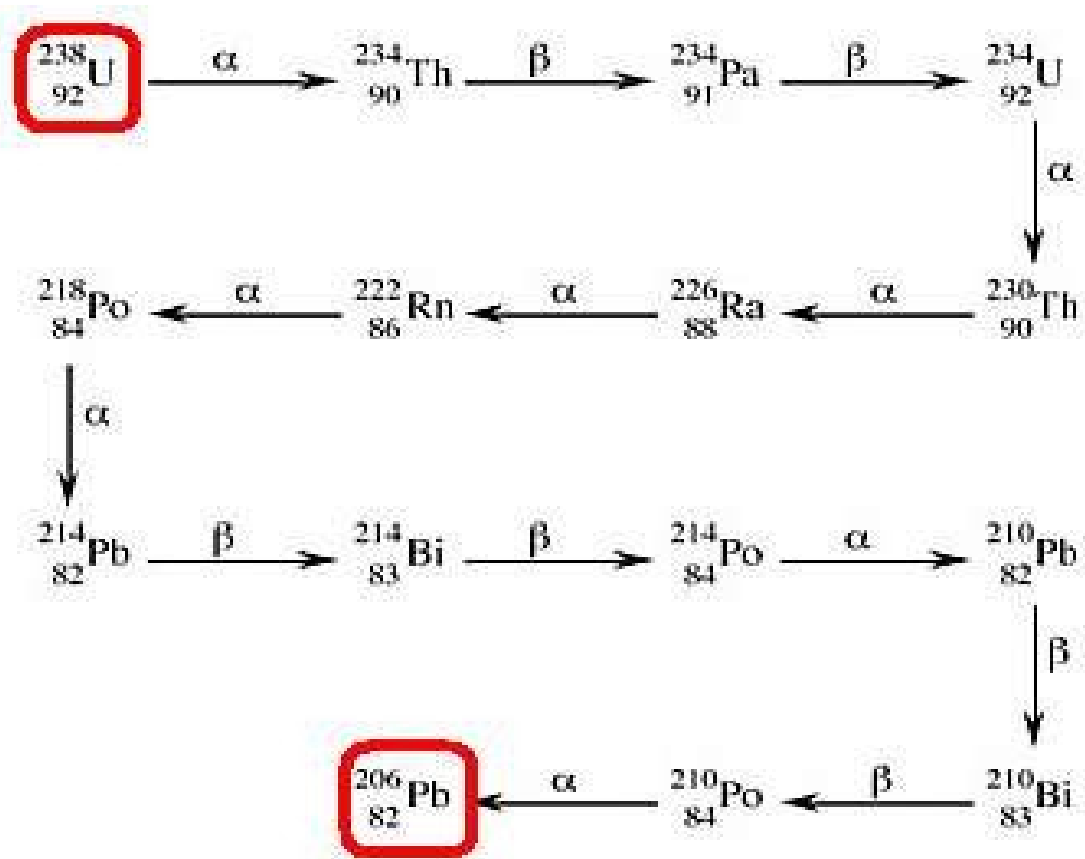
Todos os elementos com **número atômico maior** que 82 (**chumbo**) são **radioativos**.

TABELA 21.3 Número de isótopos estáveis com números pares e ímpares de prótons e nêutrons

Número de isótopos estáveis	Prótons	Nêutrons
157	Par	Par
53	Par	Ímpar
50	Ímpar	Par
5	Ímpar	Ímpar

Radioatividade

Decaimento Natural de ^{238}U



Radioatividade

Vida Média e Meia-Vida

Quanto **tempo** um **dado núcleo** leva para **decair**?

Isto é **aleatório**, mas dá para fazer algumas **afirmações estatísticas** sobre amostras de **números grandes** de **núcleos** do mesmo isótopo instável.

Seja $N(t)$ o **número** de **núcleos** presentes no **instante** t .

Definimos $N_0 = N(0)$ o **número inicial**.

Em cada momento, o **número** de núcleos **decaindo** é **proporcional** ao **número disponível**, tal que a curva $N-t$ é **caindo** e **caindo mais rapidamente**, quanto **mais alto** é o **valor** de $N(t)$.

Em FUV e IEDO, vocês verão que tal comportamento da taxa de decaimento dá numa **função exponencial**:

$$N(t) = N_0 \cdot e^{-at} \text{ ou } N_0 \cdot e^{-t/\tau} \quad (e = 2.71828\dots, \text{ o número de Euler})$$

Radioatividade

Vida Média e Meia-Vida

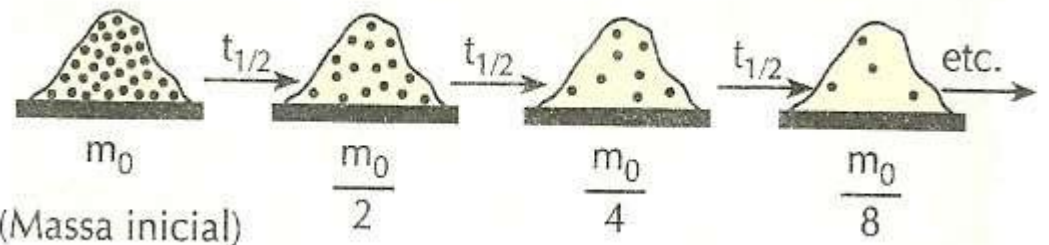
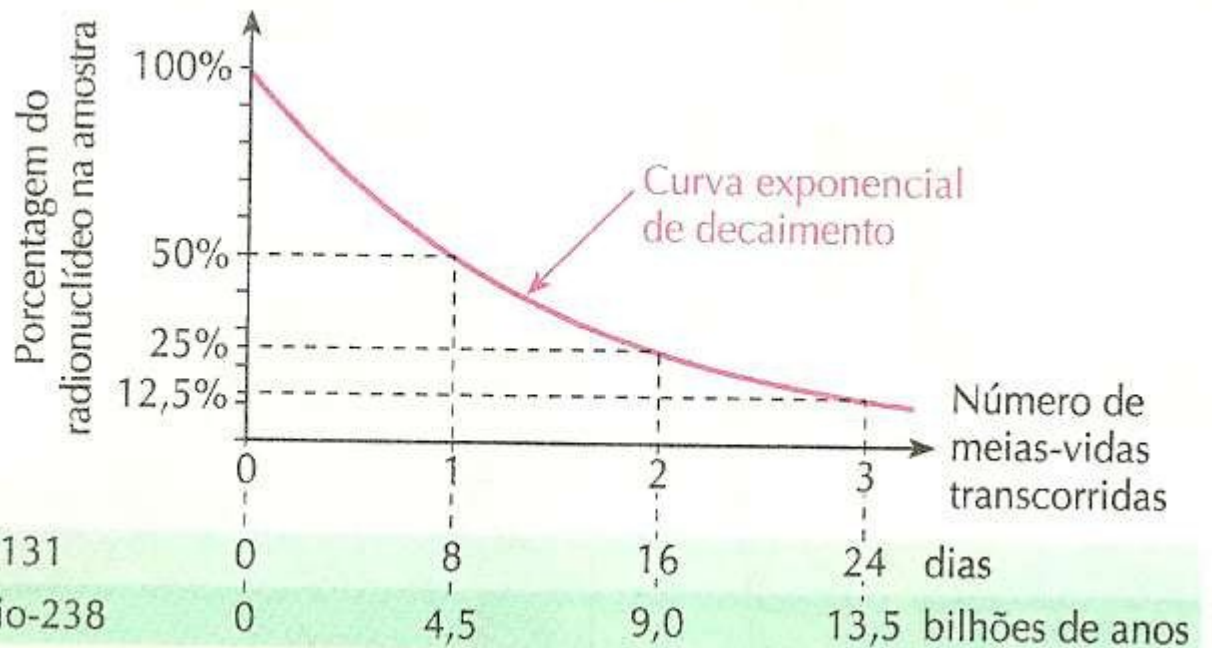
$$N(t) = N_0 \cdot e^{-t/\tau}$$

O τ é chamado **vida média** (ou vida-média) do **isótopo** e é, o que o nome diz.

Outra grandeza para quantificar a taxa de decaimento é a

meia-vida $\tau_{1/2}$, o tempo, naquele **metade** dos núcleos **decai** ($N(\tau_{1/2}) = 1/2 \cdot N_0$):

$$N_0 \cdot e^{-\tau_{1/2}/\tau} = 1/2 \cdot N_0 \Rightarrow \tau_{1/2} = \ln 2 \cdot \tau$$



Radioatividade

Meias-Vidas dos isótopos do decaimento natural de ^{238}U

Elemento	Tipo de radiação emitida	Meia-vida, $t_{1/2}$
^{238}U (urânio, $z = 92$)	α	4,5 bilhões de anos
^{234}Th (tório, $z = 90$)	β	24,1 dias
^{234}Pa (protactínio, $z = 91$)	β	1,17 min
^{234}U (urânio, $z = 92$)	α	245 mil anos
^{230}Th (tório, $z = 90$)	α	8 mil anos
^{226}Ra (rádio, $z = 88$)	α	1620 anos
^{222}Rn (radônio, $z = 86$)	α	3,8 dias
^{218}Po (polônio, $z = 84$)	α	3,1 min
^{214}Pb (chumbo, $z = 82$)	β	26,8 min
^{214}Bi (bismuto, $z = 83$)	β	19,7 min
^{214}Po (polônio, $z = 84$)	α	0,2 ms
^{210}Pb (chumbo, $z = 82$)	β	22,3 anos
^{210}Bi (bismuto, $z = 83$)	β	5,0 dias
^{210}Po (polônio, $z = 84$)	α	138,4 dias
^{206}Pb (chumbo, $z = 82$)		ESTÁVEL

Radioatividade

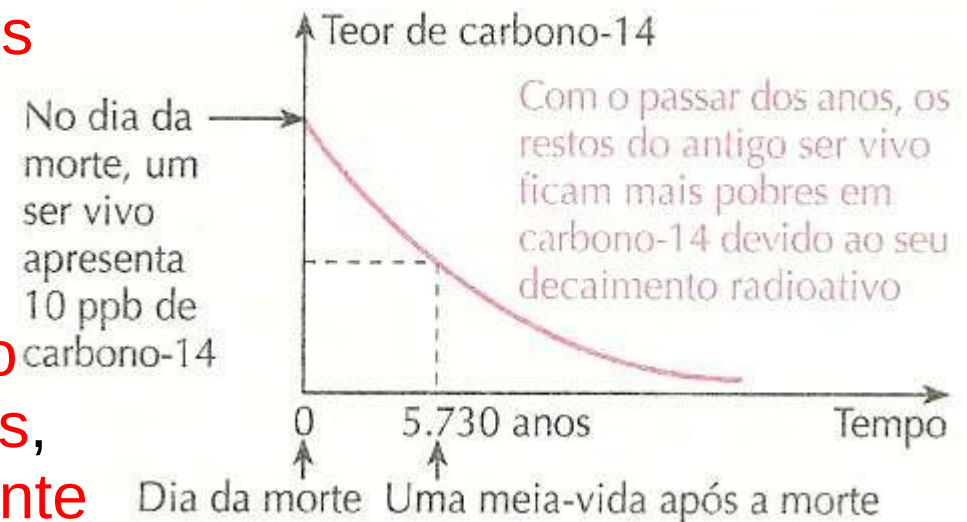
Datação por ^{14}C

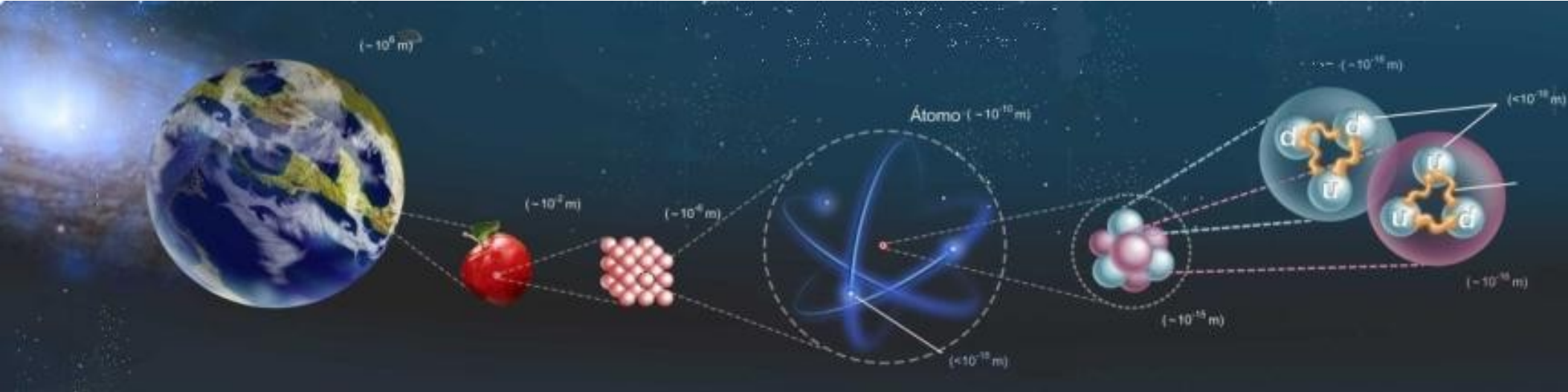
Um método de **datação** de **seres** antigamente **vivos** se baseia no **decaimento** do **isótopo** de **carbono** ^{14}C .

^{14}C é constantemente **produzido** na **atmosfera** por **raios cósmicos**, tal que a razão $^{14}\text{C}:^{12}\text{C}$ é **constante** na **atmosfera**. Em **seres vivos**, esta razão é a **mesma** que na **atmosfera** até a **morte**, a partir daquele esta razão começa a **diminuir** pelo **decaimento**:

$^{14}\text{C} \rightarrow ^{14}\text{N} + e^- + \text{energia}$, com $\tau_{1/2} = 5715$ anos

Pela **razão atual** $^{14}\text{C}:^{12}\text{C}$ dá para **determinar** o **momento da morte**.





Universidade Federal do ABC

Estrutura da Matéria

FIM pra hoje

<http://professor.ufabc.edu.br/~pieter.westera/Estrutura.html>