

Física IV

2020

Professor: Valdir Guimarães

E-mail: valdir.guimaraes@usp.br

Aula-13: Atomo de Bohr e linhas do hidrogenio

Aula

Fótons e Átomos

Radiação do corpo negro - constante de Planck

Efeito fotoelétrico - idéia dos fótons

Raio-X emissão e absorção

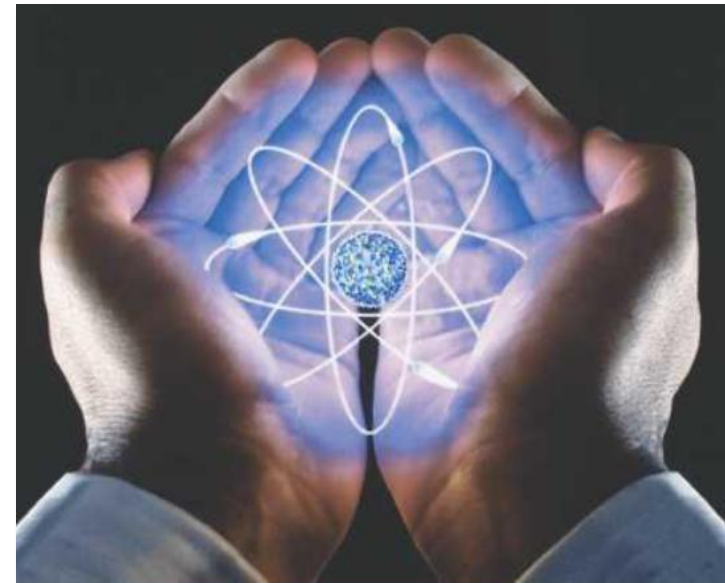
Espalhamento compton

Criação de pares

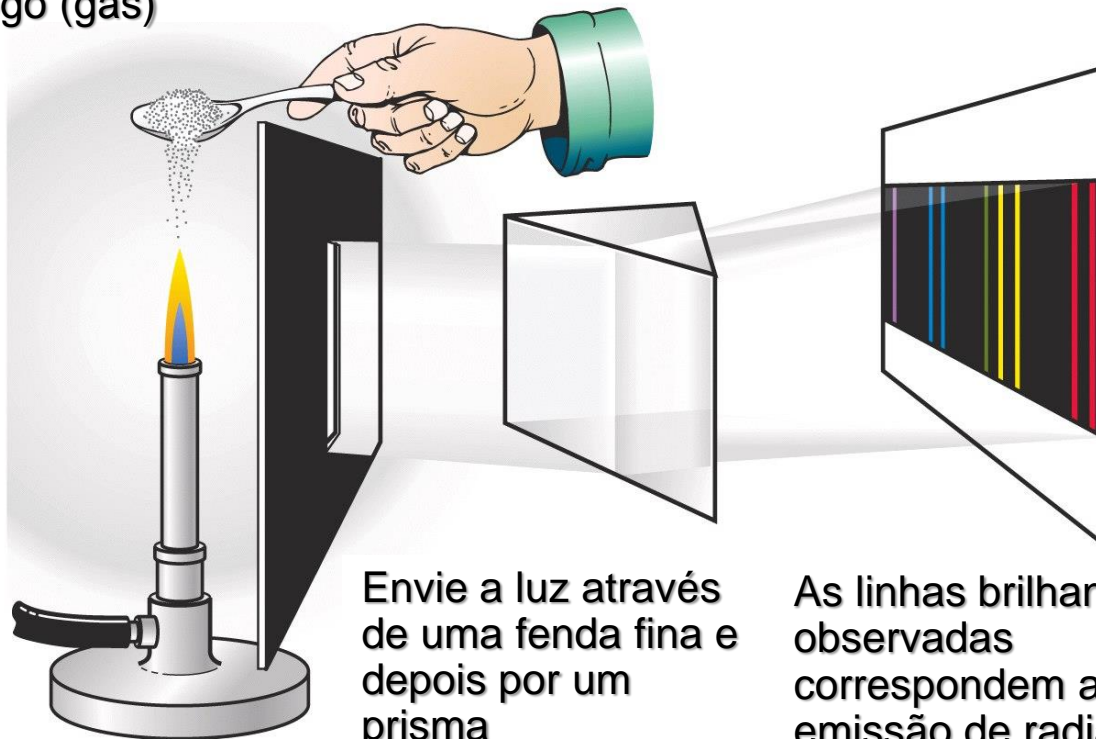
Espectro Atômico e níveis de energia

O núcleo atômico

O Modelo de Rutherford e de Bohr



Adicione uma
substância química no
fogo (gás)



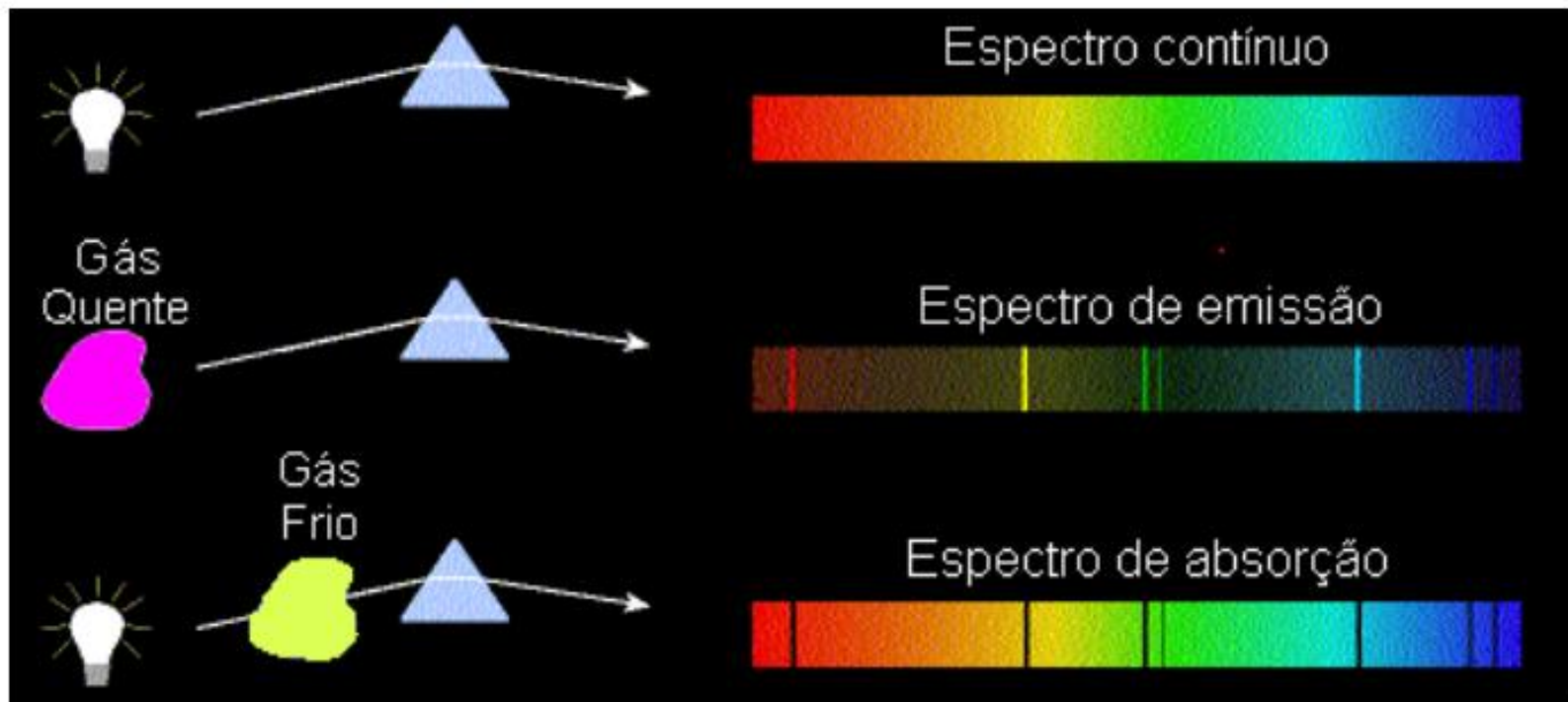
Envie a luz através
de uma fenda fina e
depois por um
prisma

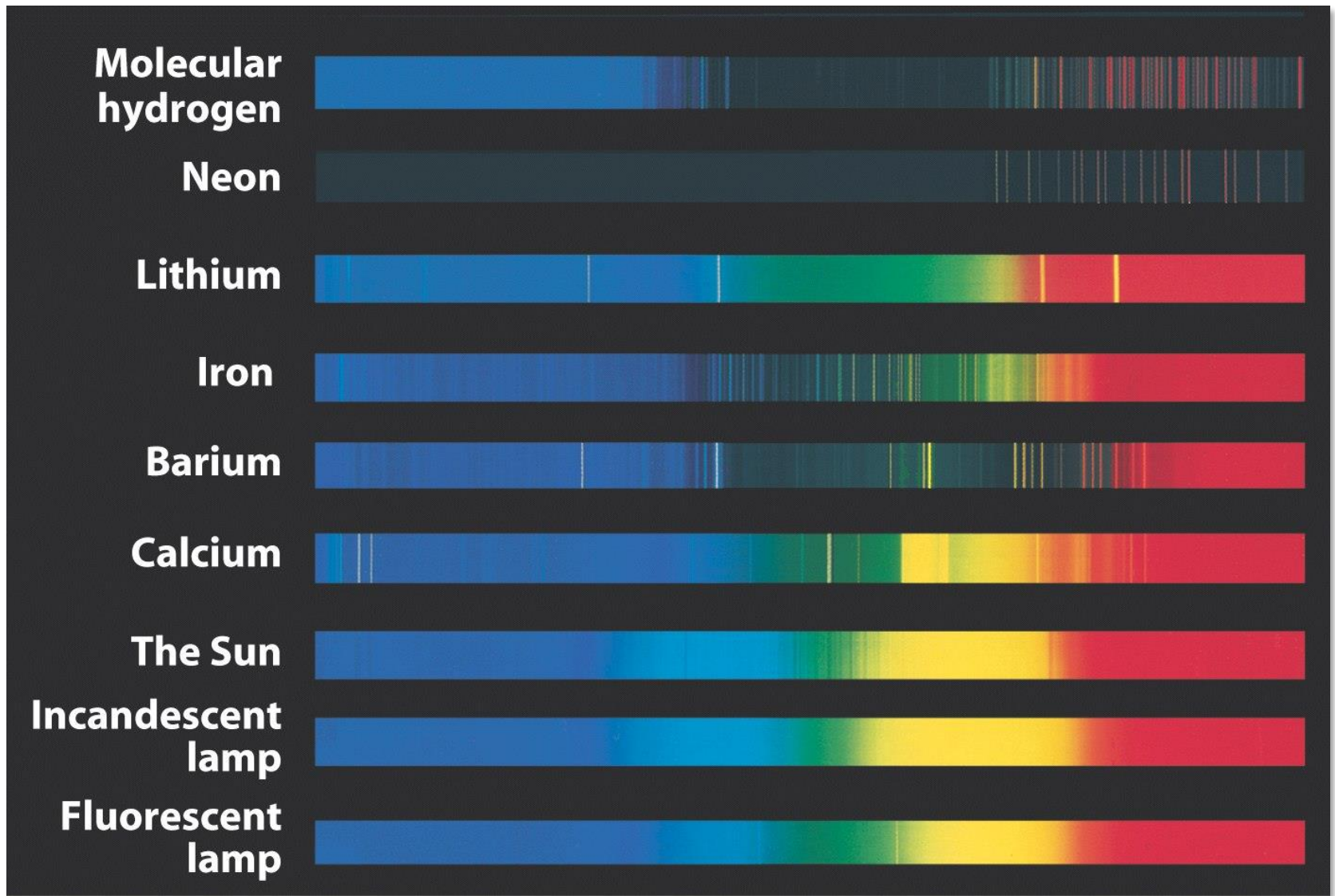
As linhas brilhantes
observadas
correspondem a
emissão de radiação
em comprimentos de
ondas específicos

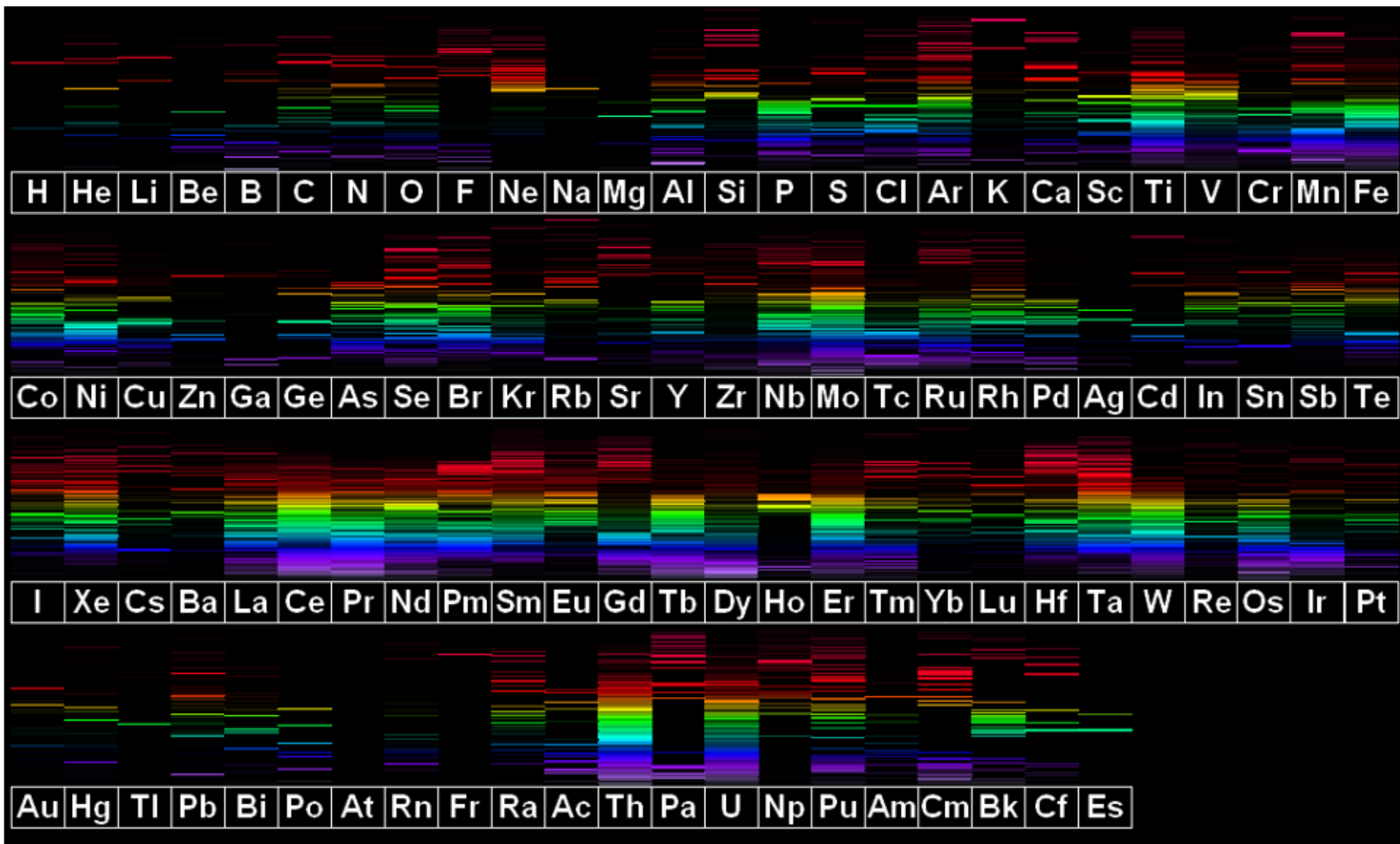
De onde vem e porque aparecem as linhas brilhantes?

A mecânica clássica não podia responder.

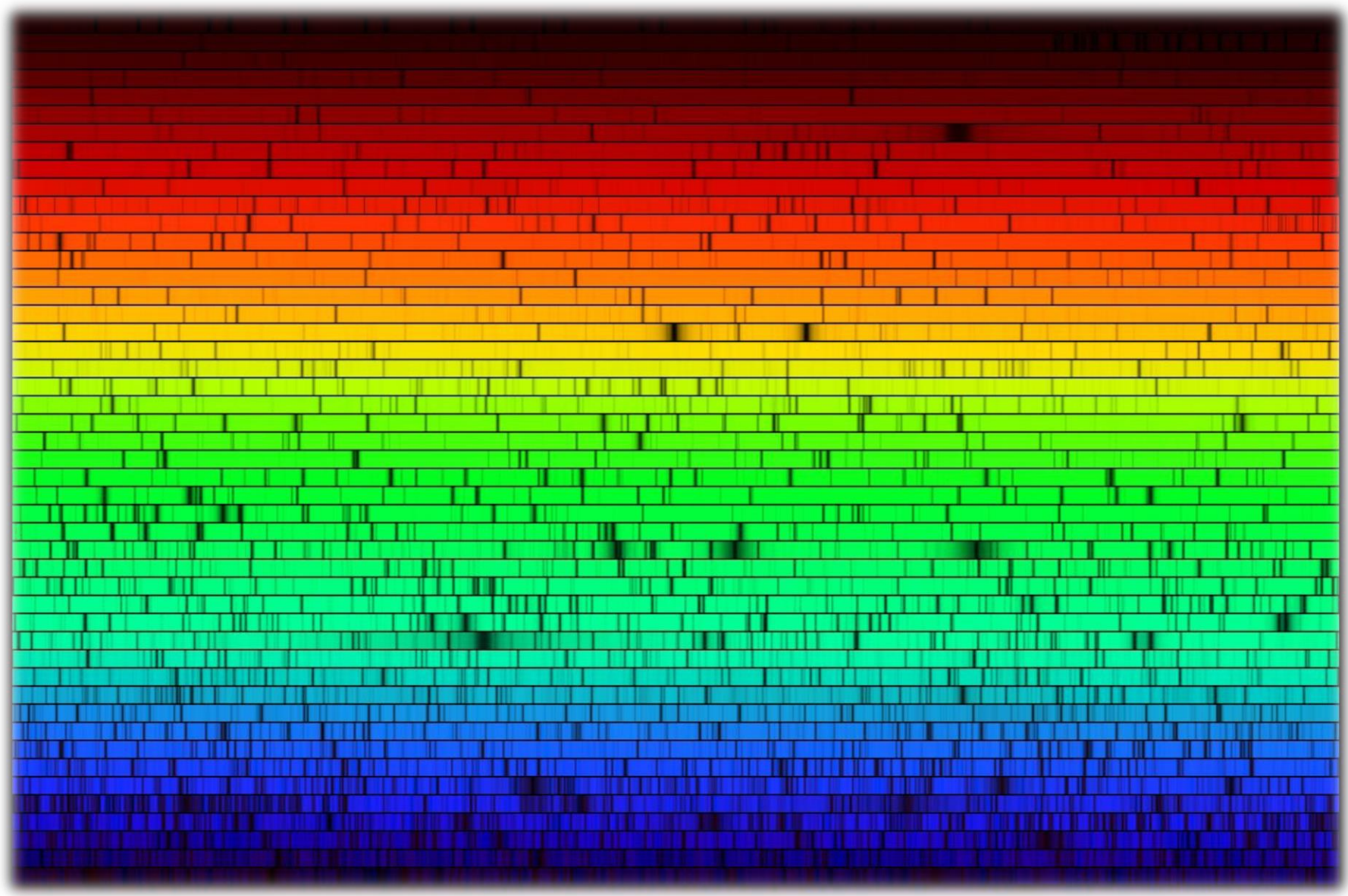
- ❑ Um gás **transparente** aquecido produz um espectro de **linhas** brilhantes (linhas de emissão).
- ❑ Se um espectro contínuo passar por um gás frio observamos a presença de linhas escuras (linhas de absorção).
- ❑ O número e a posição destas linhas depende dos elementos químicos



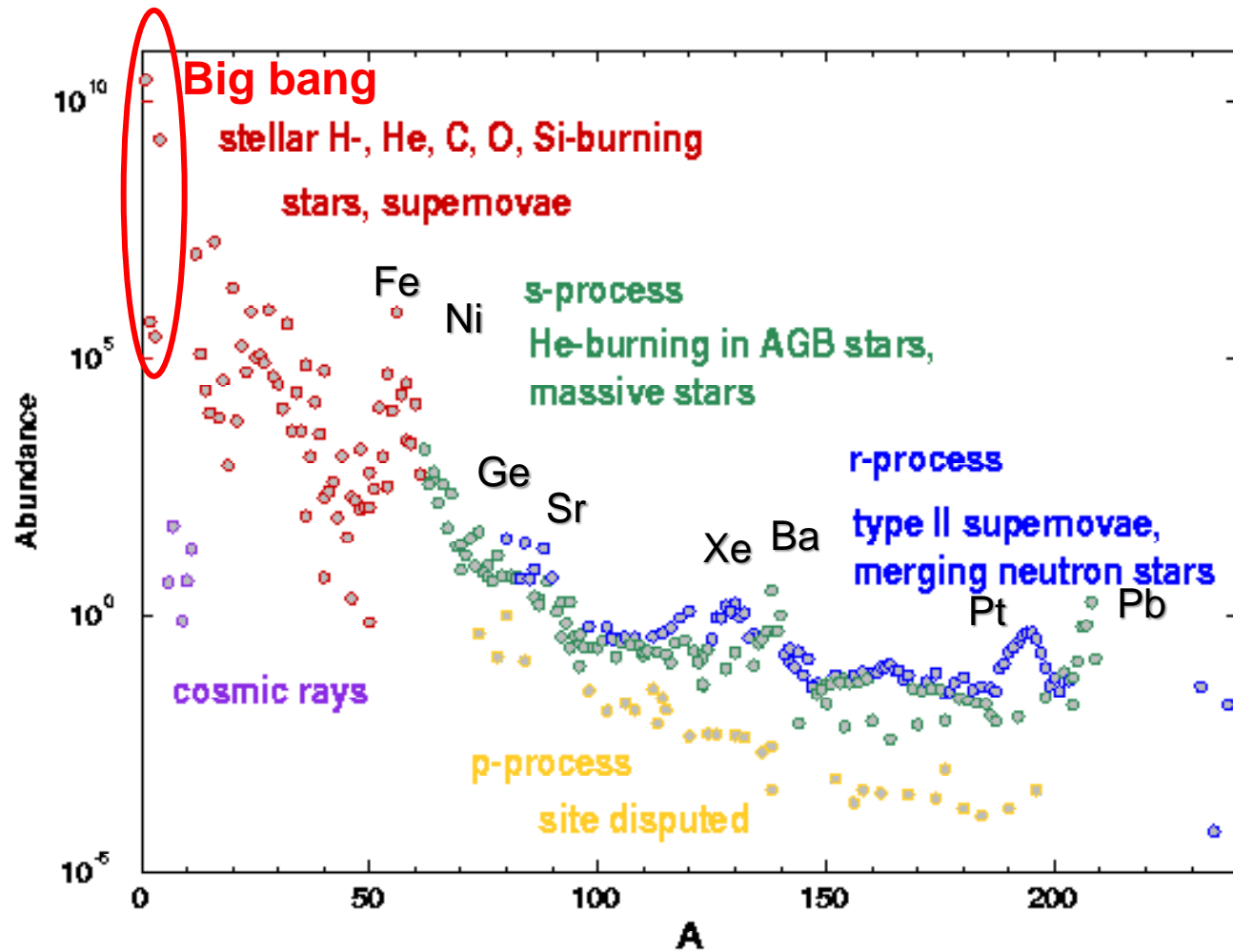




Linhas (absorção) de Fraunhofer do Sol



Abundância dos elementos

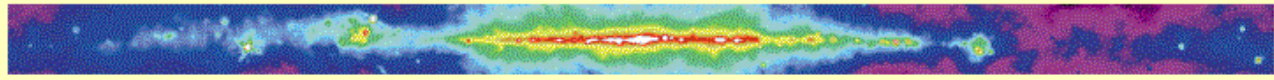


Céu noturno a olho nu

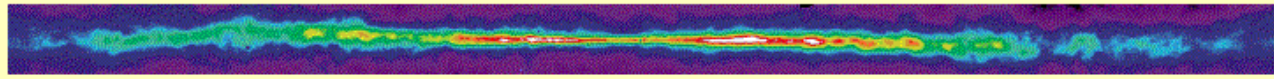


Como cientistas veem o céu

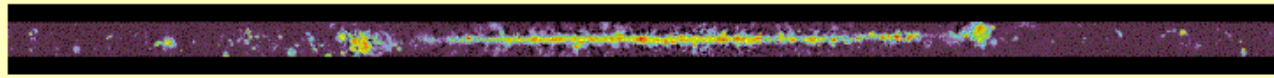
[Radio \(0.4 GHz\)](#)



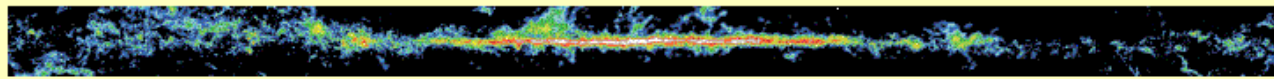
[Atomic Hydrogen](#)



[Radio \(2.7 GHz\)](#)



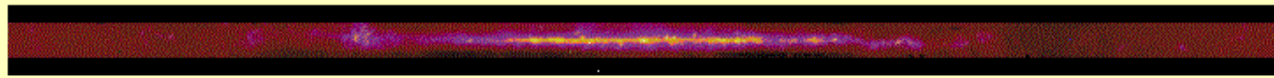
[Molecular Hydrogen](#)



[Infrared](#)



[Mid Infrared](#)



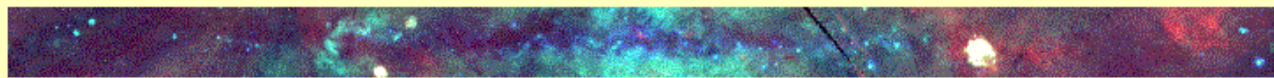
[Near Infrared](#)



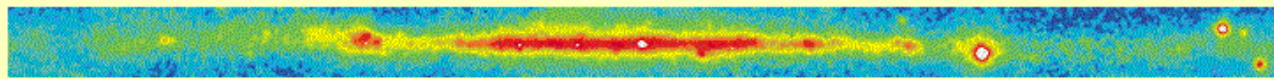
[Optical](#)



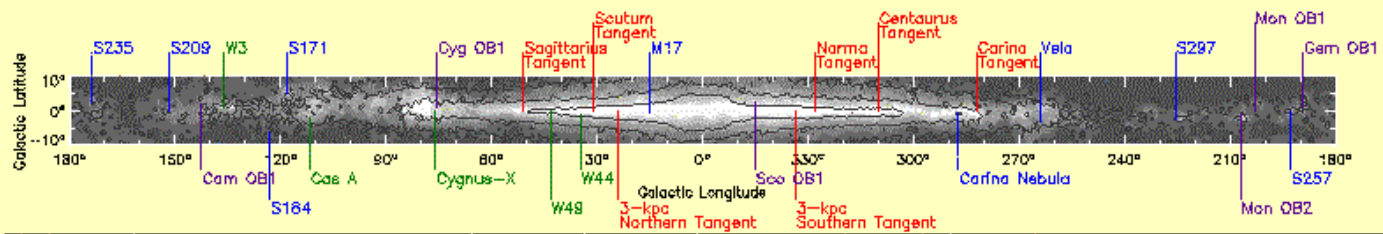
[X-Ray](#)



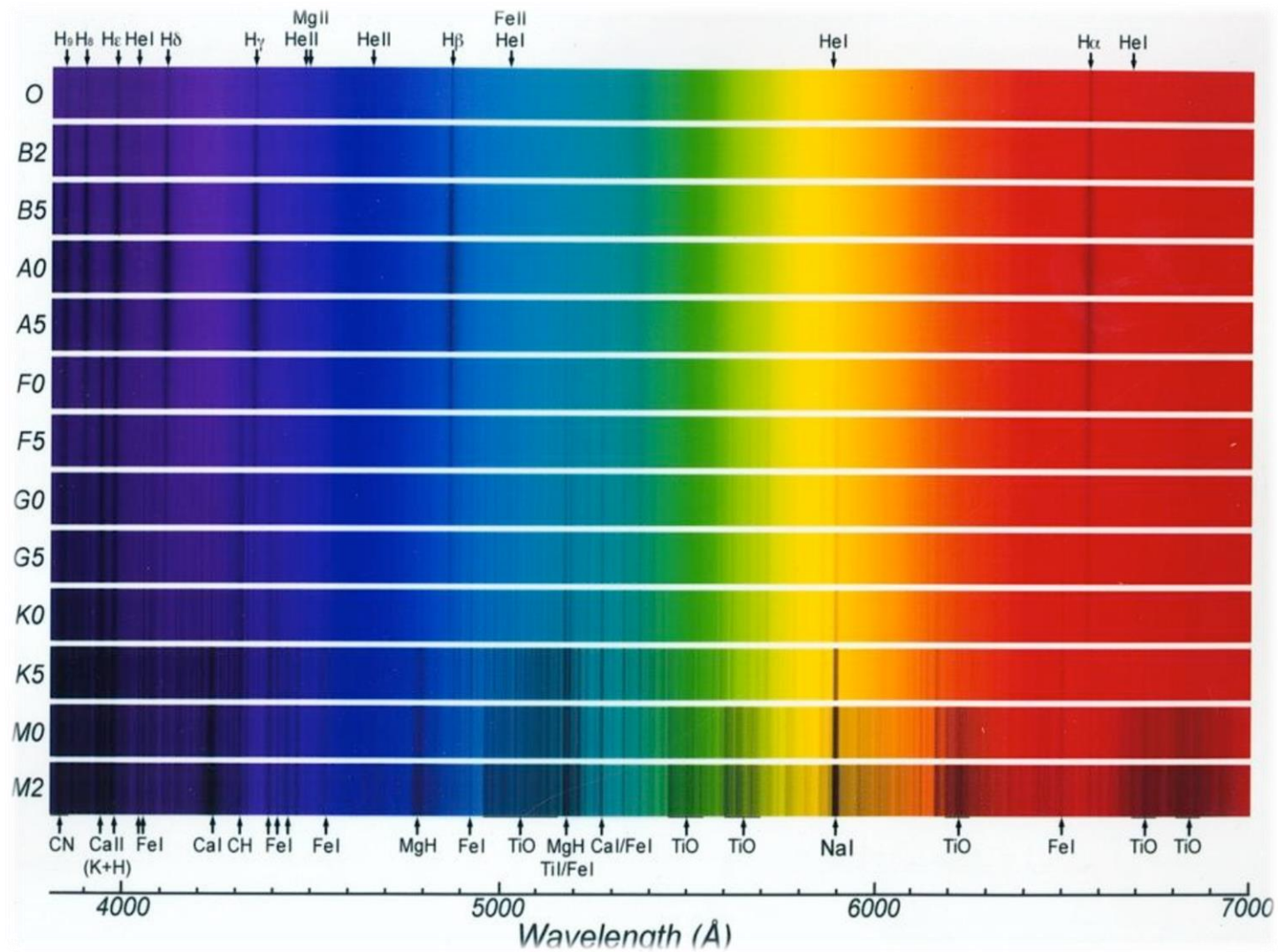
[Gamma Ray](#)



[Finder](#)



Linhas das Estrelas

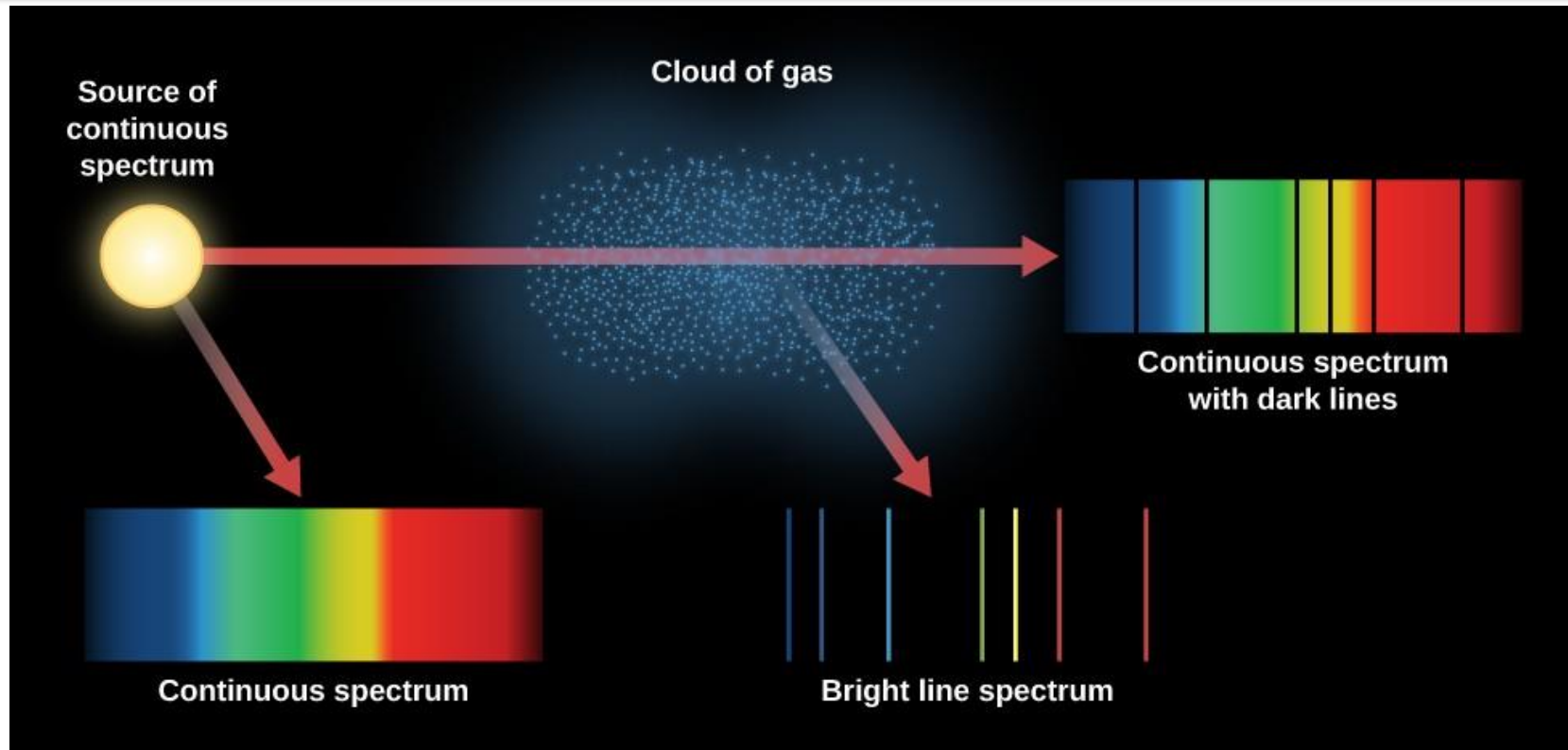


Classificação espectral das estrelas

O	estrelas azuis , $T_{ef}=20\ 000$ a $35\ 000$ K, apresentam linhas de HeII (hélio uma vez ionizado) e ultravioleta forte. (Orion, uma das Três Marias).
B	estrelas branco-azuladas , $T_{ef}=15\ 000$ K, com linhas de HeI .
A	estrelas brancas , $T_{ef}=9000$ K, com linhas de HI forte ; Sírius e Vega
F	estrelas branco-amareladas , $T_{ef}=7000$ K, com linhas de metais observadas. Exemplos: Canopus
G	estrelas amarelas , $T_{ef}=5500$ K, como o Sol , com fortes linhas de metais e HI fraco . CaI (H e K) fortes.
K	estrelas alaranjadas , $T_{ef}=4000$ K, com linhas metálicas dominantes . Contínuo azul fraco. Exemplos: Aldebarã e Arcturus
M	estrelas vermelhas , com $T_{ef}=3000$ K, com bandas moleculares (TiO) muito fortes . Exemplos: Betelgeuse

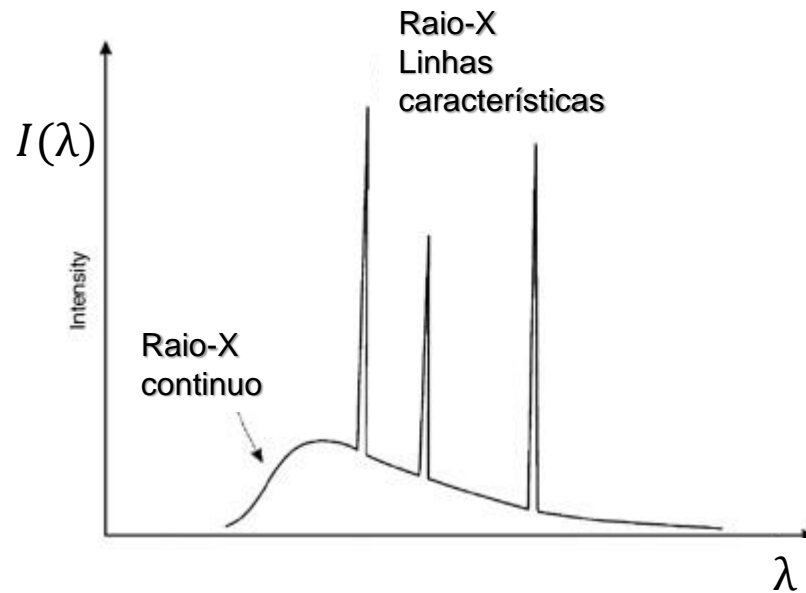
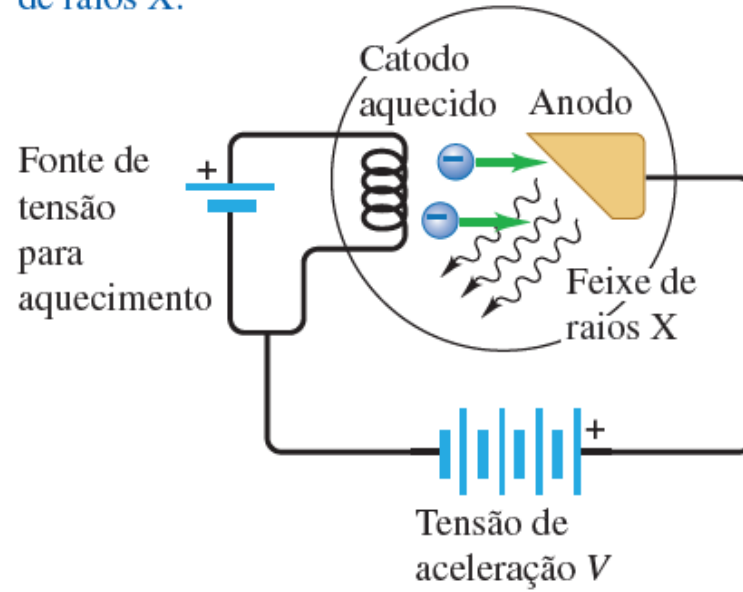


- ❑ Como explicar essas linhas ?
- ❑ A Mecânica clássica não tinha nenhuma explicação
- ❑ Tudo indicava que a explicação deveria estar relacionada com a estrutura interna dos átomos.
- ❑ Espectro discreto atômico



Produção e espectro de raio-X

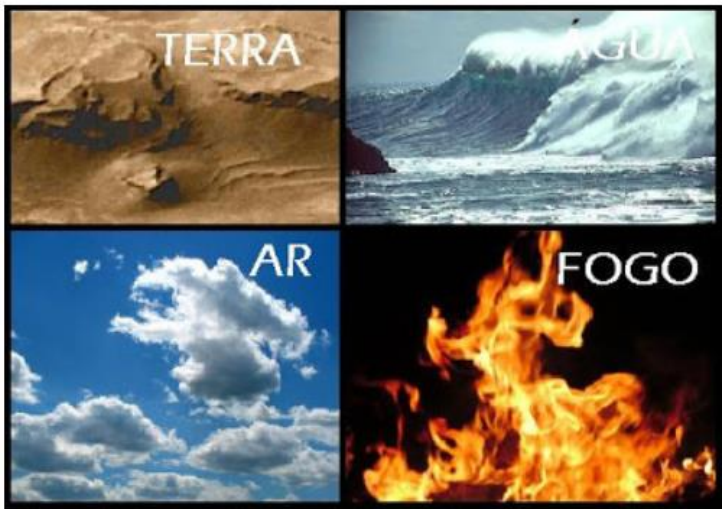
de raios X.



Modelo atômico de Demócrito e Leucipo (400 AC)



Leucipo
(480 a.C. – 420 a.C.)



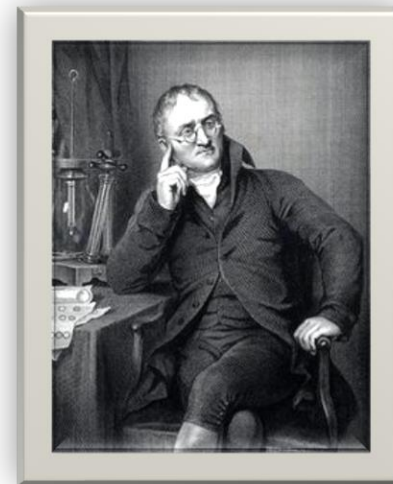
- ❑ A matéria é descontínua e formada por partículas indivisíveis.

A = não + Tomo = partes

= Atomo = não divisível

Modelo Atômico de Dalton (1803)

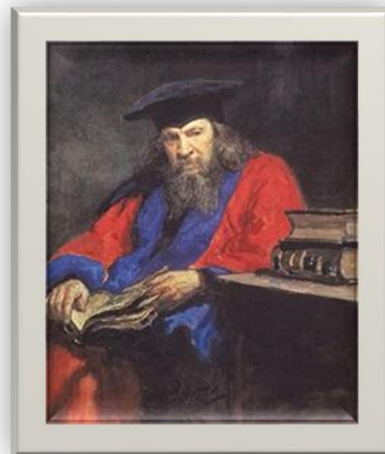
- ❑ John Dalton foi o criador da primeira teoria Atômica moderna.
- ❑ Propôs uma teoria, baseada em observações empíricas que explicava as leis da conservação de massa e da composição definida.
- ❑ Dalton acreditava que o átomo era uma esfera maciça, homogênea, indestrutível, indivisível e de carga elétrica neutra. Os átomos seriam semelhantes a bolinhas de gude: maciças e esféricas.



John Dalton
(1766 – 1844)

Primeira Tabela periódica dos elementos Medeleev (1869)

Dimitri Mendeleev organizou uma tabela periódica pela massa atômica.



Dmitri Mendeleev
(1834 – 1907)

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
	Mn = 55	Rh = 104,1	Pt = 197,1.
	Fe = 56	Rn = 104,1	Ir = 198.
	Ni = 59	Pi = 106,5	O = 199.
	Cu = 63,1	Ag = 108	Hg = 200.
H = 1	Be = 9,1	Mg = 24	Zn = 65,2
	B = 11	Al = 27,1	? = 68
	C = 12	Si = 28	? = 70
	N = 14	P = 31	As = 75
	O = 16	S = 32	Se = 79,1
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80
	Li = 7	Na = 23	K = 39
			Rb = 85,1
			Cs = 133
			Ca = 40
			Sr = 87,6
			Ba = 137
			? = 45
			Ce = 92
			? Er = 56
			La = 94
			? Yt = 60
			Di = 95
			? In = 75,5
			Th = 118?

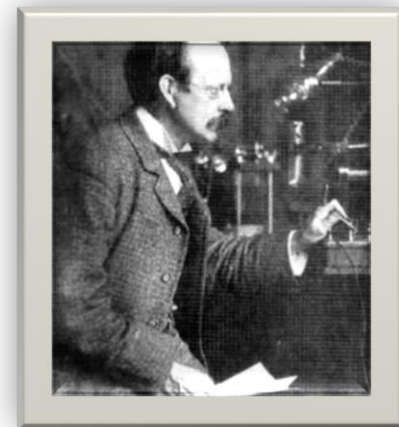
Д. Менделѣевъ

THE PERIODICITY OF THE ELEMENTS

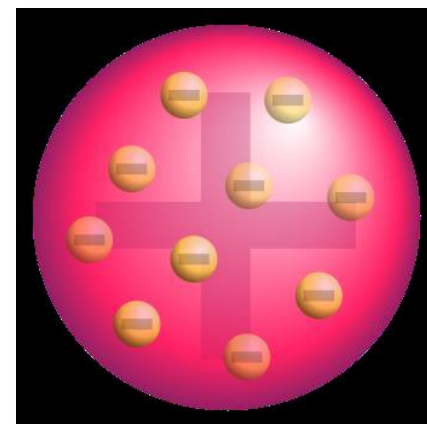
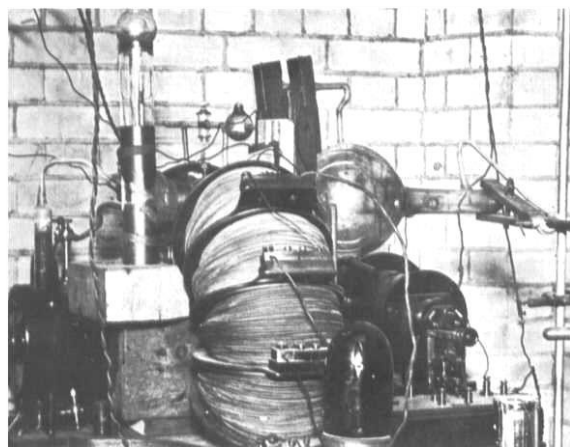
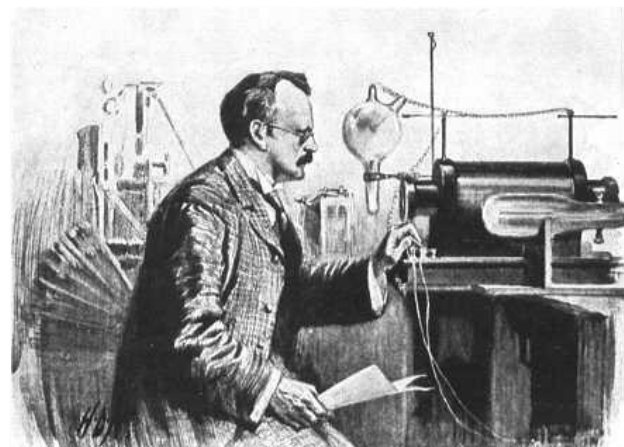
The Elements	Their Properties in the Free State				The Composition of the Hydrogen and Organo-metallic Compounds		Symbols and Atomic Weights		The Composition of the Saline Oxides		The Properties of the Saline Oxides				Small Periods or Series
	t	a	d	A	RH _n or R(CH ₃) _m	R	A	R ₂ O _n	d'	(2A + n'16)	v	[11]			
Hydrogen	[1]	[2]	[3]	[4]		H	1	1 = n		[8]	[9]	[10]	1		
Lithium	< -200°	< -200°	< 0°	> 30		Li	7	1+		0.917	19.6	< -20	1		
Beryllium	180°	0.59	12			Be	9	2		2.0	15	- 9	2		
Boron	(900°)	1.64	5.5			B	11	3		2.06	16.3	+ 2.6			
Carbon	(1800°)	2.5	4.4		4	C	12	4		1.8	39	10			
Nitrogen	> (2500°)	< 2.0	6			N	14	5*		> 1.0	< 88	< 19			
Oxygen	-203°	< 0.7	20		3	O	16	6*		1.64	66	< 5			
Fluorine	< -200°	< 1.0	16			F	19								
Sodium	96°	0.71	0.98	23		Na	23	1+		Na ₂ O	2.6	34	- 22	3	
Magnesium	500°	0.27	1.74	14		Mg	24	2+			3.6	22	- 3		
Aluminium	600°	0.23	2.6	11		Al	27	3+		Al ₂ O ₃	4.0	26	+ 1.3		
Silicon	(1300°)	0.08	2.3	12		Si	28	4			2.65	45	5.2		
Phosphorus	44°	1.28	2.2	14		P	31	5*			2.29	59	6.2		
Sulphur	114°	0.67	2.07	15		S	32	6*			1.96	82	6.7		
Chlorine	-75°	1.3	3.7			Cl	35.5	7*							
Potassium	58°	0.84	0.87	45		K	39	1+			2.7	35	- 55	4	
Calcium	(800°)	1.6	2.5			Ca	40	2+			3.15	36	- 7		
Scandium		(2.5)	(18)			Sc	44	3+			3.86	35	(0)		
Titanium	(2500°)	(5.1)	(9.4)			Ti	48	4			4.2	38	(+ 3)		
Vanadium	(2000°)	5.5	9.2			V	51	5			3.49	52	6.7		
Chromium	(3000°)	5.5	8.0			Cr	52	6*			2.74	73	9.5		
Manganese	(1500°)	7.5	7.3			Mn	55	7*							
Iron	1400°	0.12	7.8	7.2		Fe	56	6*							
Cobalt	(1400°)	0.13	8.6	6.8		Co	58.9	6*							
Nickel	1350°	0.17	8.7	6.8		Ni	59	6*							
Copper	1054°	0.29	8.9	7.2		Cu	63	1+		Cu ₂ O	5.9	24	9.8	5	
Zinc	(720°)	7.1	9.2			Zn	65	2+			3.7	25	4.8		
Gallium	30°	5.96	12			Ga	70	3		Ga ₂ O ₃	(5.1)	(36)	(4.0)		
Germanium	900°	5.47	13			Ge	72	4			4.7	44	4.5		
Arsenic	500°	0.06	5.7	13		As	75	5*			4.1	56	6.0		
Selenium	217°	4.8	16			Se	79	6*							
Bromine	-7°	3.1	26			Br	80	7*							
Rubidium	39°	1.5	5.7			Rb	85	1+						6	
Strontium	(600°)	2.5	35			Sr	87	2+			4.3	48	- 11		
Yttrium		(3.4)	(26)			Y	89	3+			3.05	45	(- 2)		
Zirconium	(1500°)	4.1	22			Zr	90	4			5.7	43	- 0.2		
Niobium		7.1	13			Nb	94	5*			4.7	57	+ 6.2		
Molybdenum		8.6	12			Mo	96	6*			4.4	65	6.8		
Ruthenium	(2000°)	0.10	13.2	8.4		Ru	101	6 - 8							
Rhodium	(1900°)	0.08	12.1	8.6		Rh	104	6 - 8							
Palladium	1500°	0.12	11.4	8.3		Pd	106	4							
Silver	950°	0.19	10.5	10		Ag	108	1+		Ag ₂ O	7.5	31	11	7	
Cadmium	320°	0.31	8.6	13		Cd	112	2+			8.15	31	2.5		
Indium	175°	0.46	7.4	14		In	113	3		In ₂ O ₃	7.18	38	2.7		
Tin	230°	0.29	7.2	16		Sn	118	4			6.95	43	2.8		
Antimony	482°	0.12	6.7	18		Sb	120	5*			6.5	49	2.6	8	
Tellurium	455°	0.17	6.4	20		Te	125	6*			5.1	68	4.7		
Iodine	114°	4.9	26			I	127	7*							
Cesium	27°	1.88	7.1			Cs	133	1+							
Barium		3.75	36			Ba	137	2+			5.1	60	- 6.0		
Lanthanum	(600°)	6.1	23			La	138	3+			6.5	50	+ 1.3		
Cerium	(700°)	6.6	21			Ce	140	4			6.74	50	+ 2.0		
Didymium	(800°)	6.5	22			Di	142	5							
Ytterbium		(6.9)	(25)			Yb	173	3			9.18	43	(- 2)	10	
Tantalum		10.4	18			Ta	182	5			7.5	59	4.6		
Tungsten	(1500°)	19.1	9.6			W	184	6			6.9	67	8		
Osmium	(2500°)	0.07	22.5	8.5		Os	191	6 - 8							
Iridium	2000°	0.07	22.4	8.6		Ir	193	6 - 8							
Platinum	1775°	0.05	21.5	9.2		Pt	196	4							
Gold	1045°	0.14	19.3	10		Au	198	3							
Mercury	-39°	15.6	15			Hg	200	2+		An ₂ O	(12.5)	(33)	(13)	11	
Thallium	294°	0.31	11.8	17		Tl	204	3		Tl ₂ O ₃	(9.7)	(47)	(4.3)		
Lead	326°	0.29	11.3	18		Pb	206	4			8.9	53	4.2		
Bismuth	268°	0.14	9.8	21		Bi	208	5							
Thorium		11.1	21			Th	232	4			9.80	54	2.0	12	
Uranium	(800°)	18.7	13			U	240	6			(7.2)	(80)	(9)		

Modelo Atômico de Thompson (1898)

- ❑ O físico inglês Joseph John Thomson, realizou experimentos científicos com descargas elétricas de gases e com a radioatividade.
- ❑ Estudando os raios catódicos, descobriu o elétron e sugeriu um modelo atômico:
- ❑ Segundo ele: a tendência da matéria é ficar neutra, o número de cargas positivas teria que ser igual ao número de cargas negativas.
- ❑ O modelo atômico de Thomson consiste em uma esfera carregada positivamente e que elétrons de carga negativa ficam incrustados.



Joseph J. Thomson
(1856 – 1940)

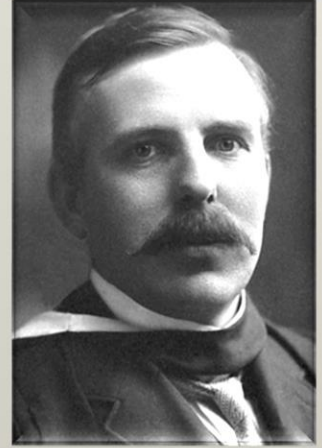


Modelo de Pudim de passas

Modelo Atômico de Rutherford (1911)

- ❑ Rutherford foi considerado um dos maiores cientistas que já existiu.
- ❑ Em seu obituário (ao lado de Newton).

“Poucos homens atingiram em vida a imortalidade, e menos ainda o Olimpo. Rutherford conseguiu ambos”
- ❑ Iniciou a Física Nuclear.
- ❑ Foi conhecido como senhor radioatividade e ganhador do premio Nobel.



Ernest Rutherford
(1871 – 1937)

RUTHERFORD

Scientist Supreme



JOHN CAMPBELL

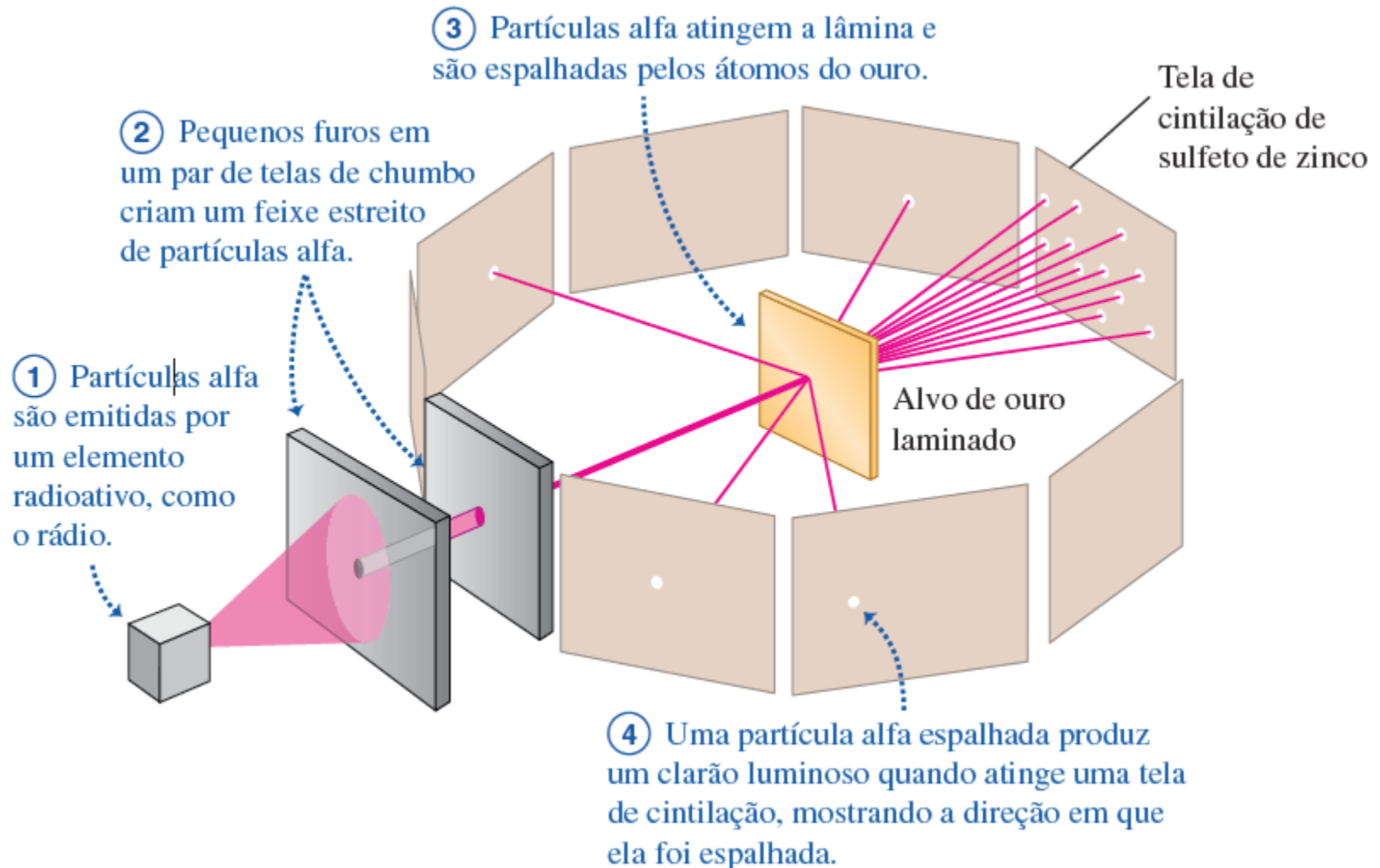
Rutherford bombardeou uma finíssima lamina de ouro (de aproximadamente 0,0001cm) com pequenas partículas de carga positivas, denominada partículas alfa, emitidas por um material radioativo (Polonio).

Biografia oficial por John Campbell

www.rutherford.org.nz

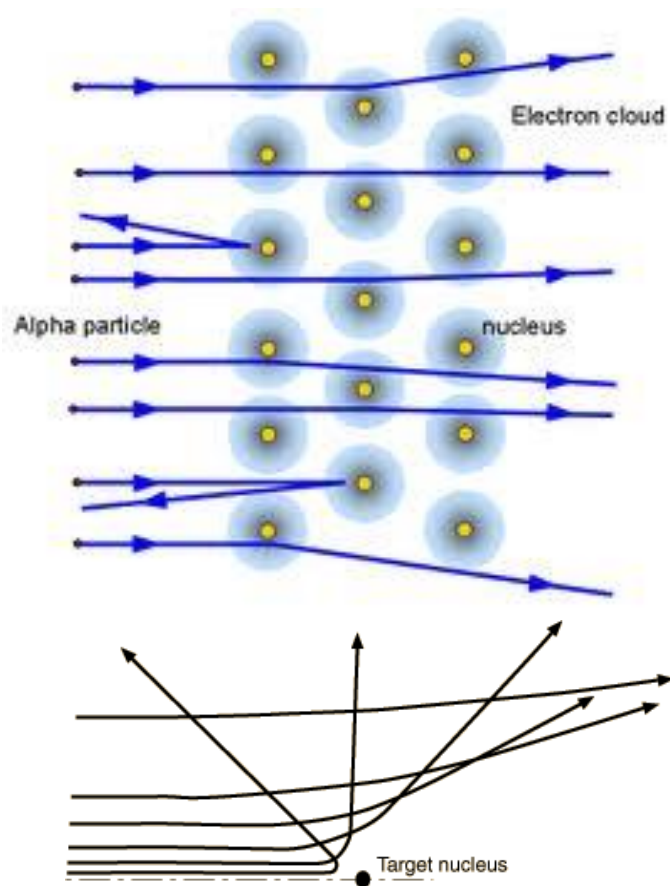
livro Rutherford Scientist Supreme

Experiência de Rutherford

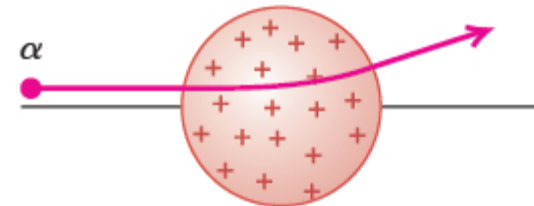


Experiência de Rutherford - observações

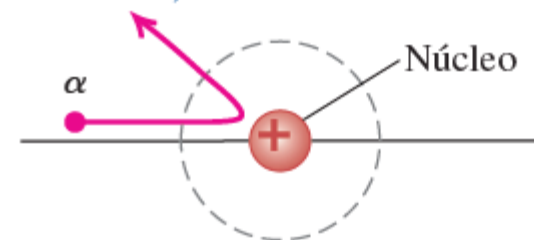
- ❑ Grande parte das partículas alfa atravessa a lâmina sem desviar o curso.
- ❑ Poucas partículas alfa (1 em 20000) não atravessam a lâmina e voltavam.
- ❑ Algumas partículas alfa sofriam desvios de trajetória ao atravessar a lâmina



(a) Modelo do átomo de Thomson: uma partícula alfa é espalhada apenas por um ângulo pequeno.



(b) Modelo do átomo de Rutherford: uma partícula alfa pode ser espalhada por um grande ângulo pelo núcleo compacto, carregado positivamente (não desenhado em escala).



1911 - Início da Física Nuclear



Influenciado pelo modelo atômico saturniano de Nagaoka propoe o modelo solar.



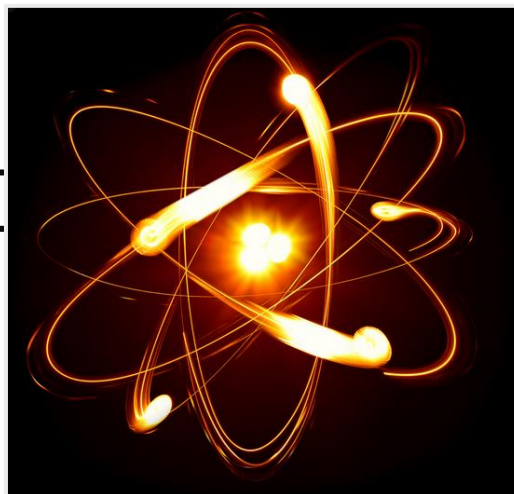
"The scattering of α and β particles by Matter and the Structure of the Atom.
E. Rutherford
Philosophical Magazine, Series 6, vol. 21 (May 1911), p. 669-688

elétrons

Núcleo

10^{-15} m

fentometro



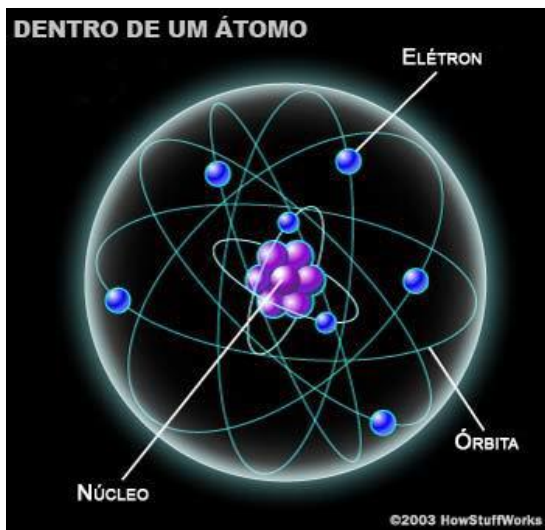
Átomo

10^{-10} m

Angstrom

Experiência de Rutherford - conclusões

- ❑ Boa parte do átomo é vazio.
- ❑ No espaço vazio (eletrosfera) provavelmente estão localizados os elétrons.
- ❑ Deve existir no átomo uma pequena região onde esta concentrada sua massa (o núcleo).
- ❑ O núcleo do átomo deve ser positivo, o que provoca repulsão nas partículas alfa (positivas).



O Núcleo

10,000 vezes menor que o átomo,

99,9% do peso do átomo

da ordem de fento-metros (fm)

$1\text{fm} = 10^{-15}\text{m}$

As partículas presentes no núcleo, chamadas prótons, apresentam carga positiva. A partícula conhecida como nêutron foi isolada em 1932 por Chadwick, embora sua existência já fosse prevista por Rutherford.

Rutherford - Legado

- ❑ Radioatividade (1904), 2nd ed. (1905)
- ❑ Transformações Radioativas (1906)
- ❑ Radiações de substâncias radioativas, com James Chadwick e CD Ellis (1919)
- ❑ A estrutura elétrica da matéria (1926)
- ❑ As transmutações artificiais dos Elementos (1933)
- ❑ A Nova Alquimia (1937)

A idéia de se lançar partículas contra um alvo foi tão espetacular que continua sendo até hoje a base para experimentos de investigação da Física Nuclear (interior do átomo).

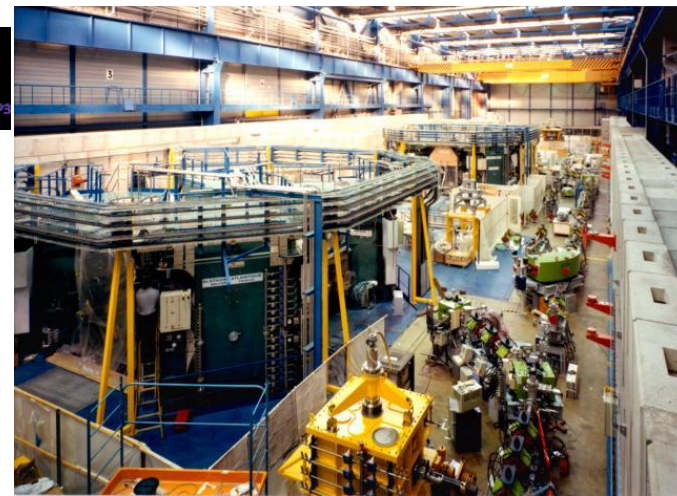


Tabela periódica

Henry Moseley descobriu que o número de prótons de um determinado núcleo era sempre o mesmo e com isso reorganizou a tabela periódica.

Periodic Table of the Elements

1 H Hydrogen 1.008																	13 B Boron 10.811	14 C Carbon 12.011	15 N Nitrogen 14.007	16 O Oxygen 15.999
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999					
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.06					
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.96					
37 Rb Rubidium 84.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6					
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71 Lanthanides	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.227	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [209]					
87 Fr Francium [223]	88 Ra Radium [226]	89-103 Actinides	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [265]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [271]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [284]	114 Fl Flerovium [289]	115 Uu Ununpentium [288]	116 Lv Livermorium [293]					
<p>Superpesados:</p> <p>Z=113 Nh Nihonium</p> <p>Z=114 Fl Flerovium</p> <p>Z=115 Mc Moscovium</p> <p>Z=116 Lv Livermorium</p> <p>Z=117 Ts Tennessine</p> <p>Z=118 Og Oganesson</p>																				
62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.967	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 Lv Livermorium [262]		
<p>Semimetal Nonmetal Halogen Noble Gas Lanthanide Actinide</p>																				

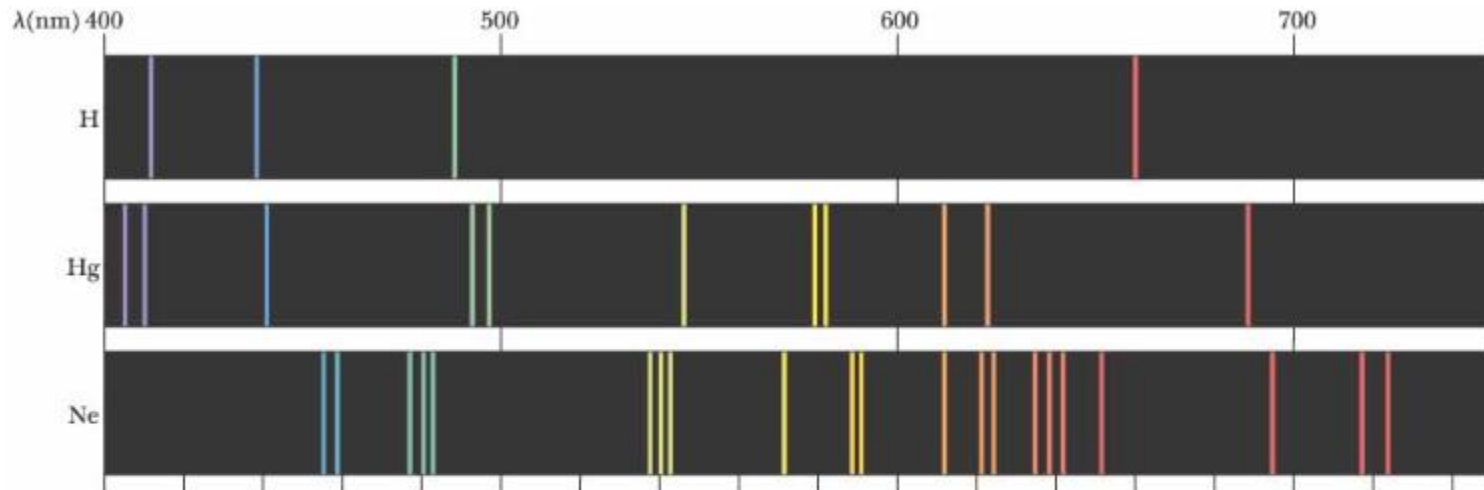


Dezembro 2018

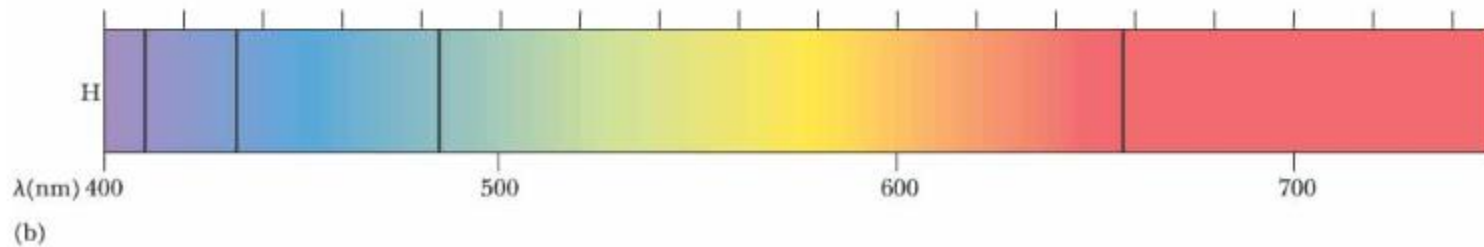
Voltando as linhas atômicas

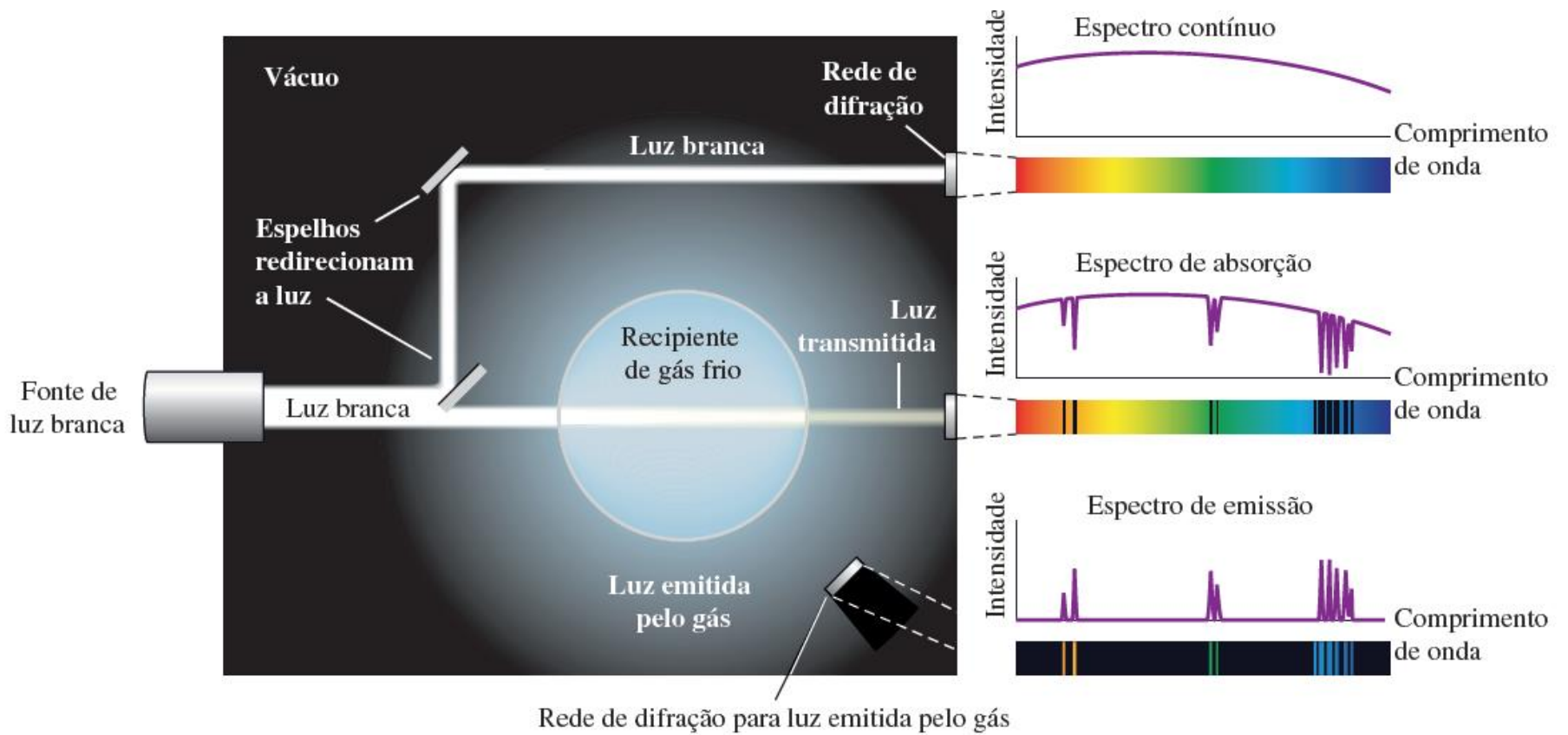
O modelo de Rutherford não explica as linhas observadas para alguns elementos

Espectro emissão



Espectro absorção^(a)





Linhas do hidrogênio - serie de Balmer

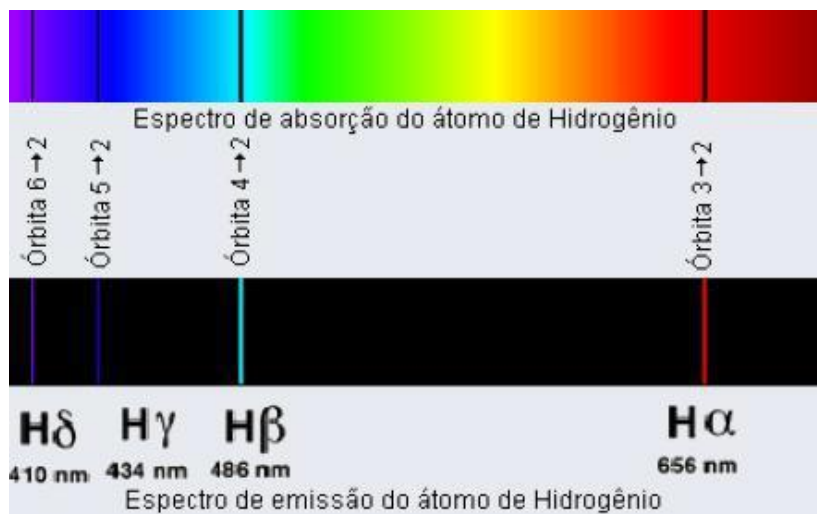
Em 1885 Joham Balmer apresentou uma fórmula que ele havia obtido empiricamente, e que fornecia com precisão os valores dos comprimentos de onda correspondentes as quatro raias visíveis do hidrogênio.

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

R é uma constante

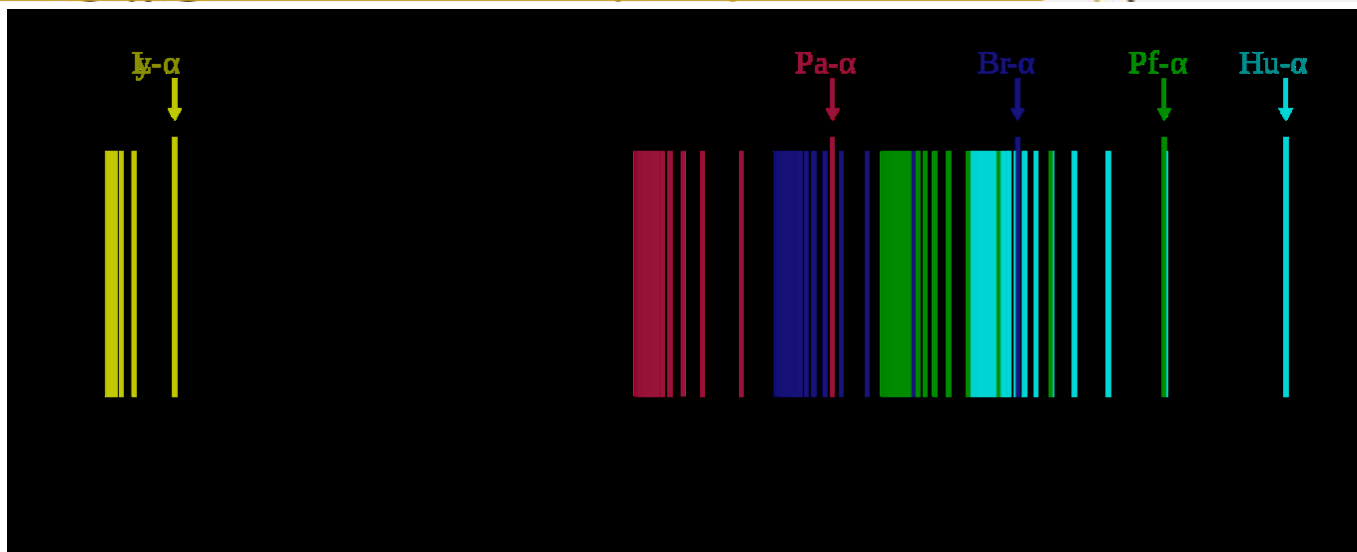


Johann Jacob Balmer
(1825 – 1898)



COR	NOME	λ (em Angstroms)	n
VERMELHO	H α	6563	3
VERDE	H β	4858	4
AZUL	H γ	4340	5
VIOLETA	H δ	4101	6

Mas existem outras linhas do hidrogênio



Em 1890, Rydberg generalizou esse estudo criando uma expressão mais geral para várias séries observadas

Lyman, na região do ultravioleta $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n=2,3,4,\dots$

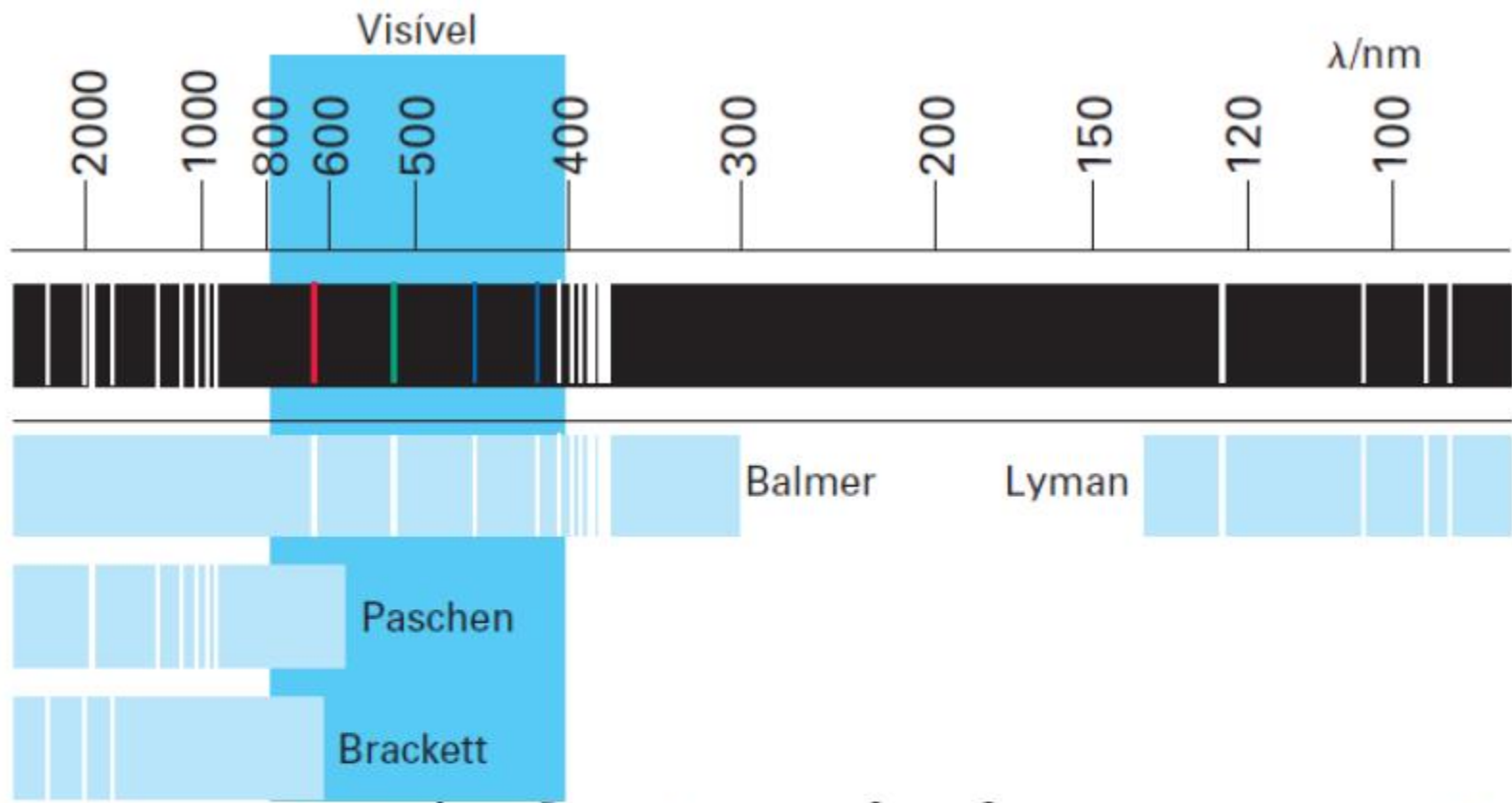
Paschen, na região do infravermelho $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n=4,5,6,\dots$

Brackett, na região do infravermelho $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n=5,6,7,\dots$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$R_H = 109,677560 \text{ cm}^{-1}$$

Constante de Rydberg



Os n são números inteiros com $n_1 = 1, 2, \dots$ e $n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots$. A série com $n_1 = 1$ é chamada de *série de Lyman* e encontra-se no ultravioleta. A série com $n_1 = 2$ situa-se na região do visível e é chamada de série de Balmer. As séries que se encontram no infravermelho incluem a *série de Paschen* ($n_1 = 3$) e a *Brackett* ($n_1 = 4$).

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$R = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{cm}^{-1}$$

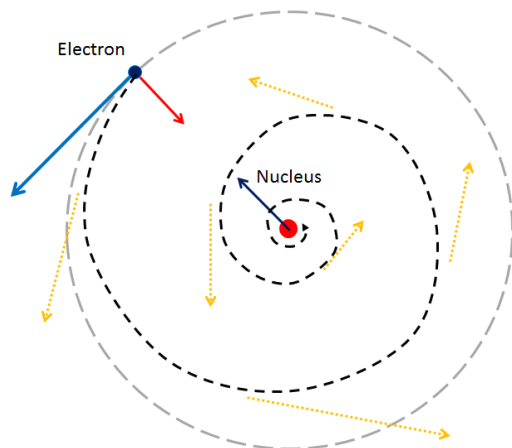
Nome	n_1	n_2	Região do espectro eletromagnético
Lyman	1	$n = 2, 3, 4, \dots$	Ultravioleta
Balmer	2	$n = 3, 4, 5, \dots$	Visível
Paschen	3	$n = 4, 5, 6, \dots$	Infravermelho
Bracket	4	$n = 5, 6, 7, \dots$	Infravermelho
Pfund	5	$n = 6, 7, 8, \dots$	Infravermelho
Humphreys	6	$n = 7, 8, 9, \dots$	Infravermelho



Como os modelos atômicos interpretam essas equações empíricas ?

Problema com o modelo de Rutherford

Da teoria clássica do eletromagnetismo, uma carga elétrica acelerada irradia energia. Sua energia total deve diminuir e com isso o raio da órbita deve diminuir.



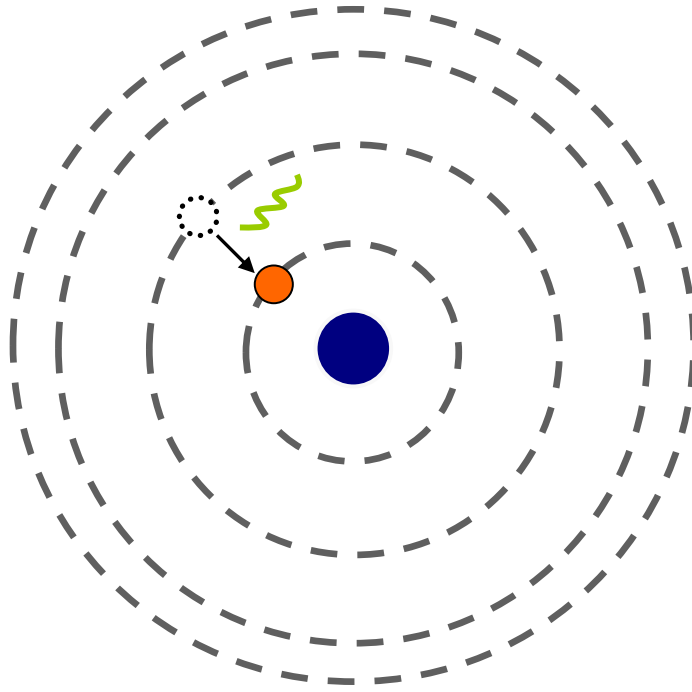
Note: Not to Scale!
Electron and Nucleus drawn too large. M. Strassler 2013



- ❑ Planck já tinha proposto uma mudança radical para a estrutura do átomo com um comportamento quântico (energia discreta para explicar corpo negro).
- ❑ Bohr aperfeiçoou essa idéia

Modelo Atômico de Bohr

- Níveis eletrônicos de energia discretos (quantizados)
- Momentos angulares (quantizados)



Niels Bohr
(1885-1962)

Nobel 1922

- Elétrons só ganham ou perdem energia transitando entre os níveis discretos de energia
- Emissão e absorção de fótons
- As orbitas seriam dadas por momentos angulares dos elétrons que seriam quantizados

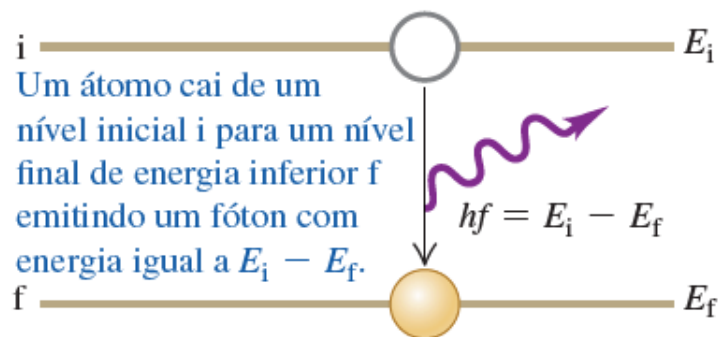
Energia dos fótons

$$h\nu = E_i - E_f$$

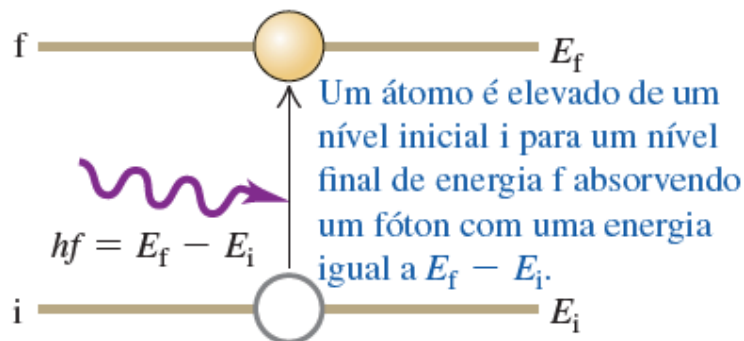
Momento angular

$$L = nh/2\pi = n\hbar$$

Emissão de fótons



Absorção de fótons



Por exemplo, um átomo de lítio excitado emite luz vermelha com comprimento de onda $\lambda = 671 \text{ nm}$. A energia do fóton correspondente é

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{671 \times 10^{-9} \text{ m}}$$
$$= 2,96 \times 10^{-19} \text{ J} = 1,85 \text{ eV}$$

Esse fóton é emitido durante uma transição como a mostrada na Figura 39.16 entre dois níveis do átomo que diferem em energia por $E_i - E_f = 1,85 \text{ eV}$.

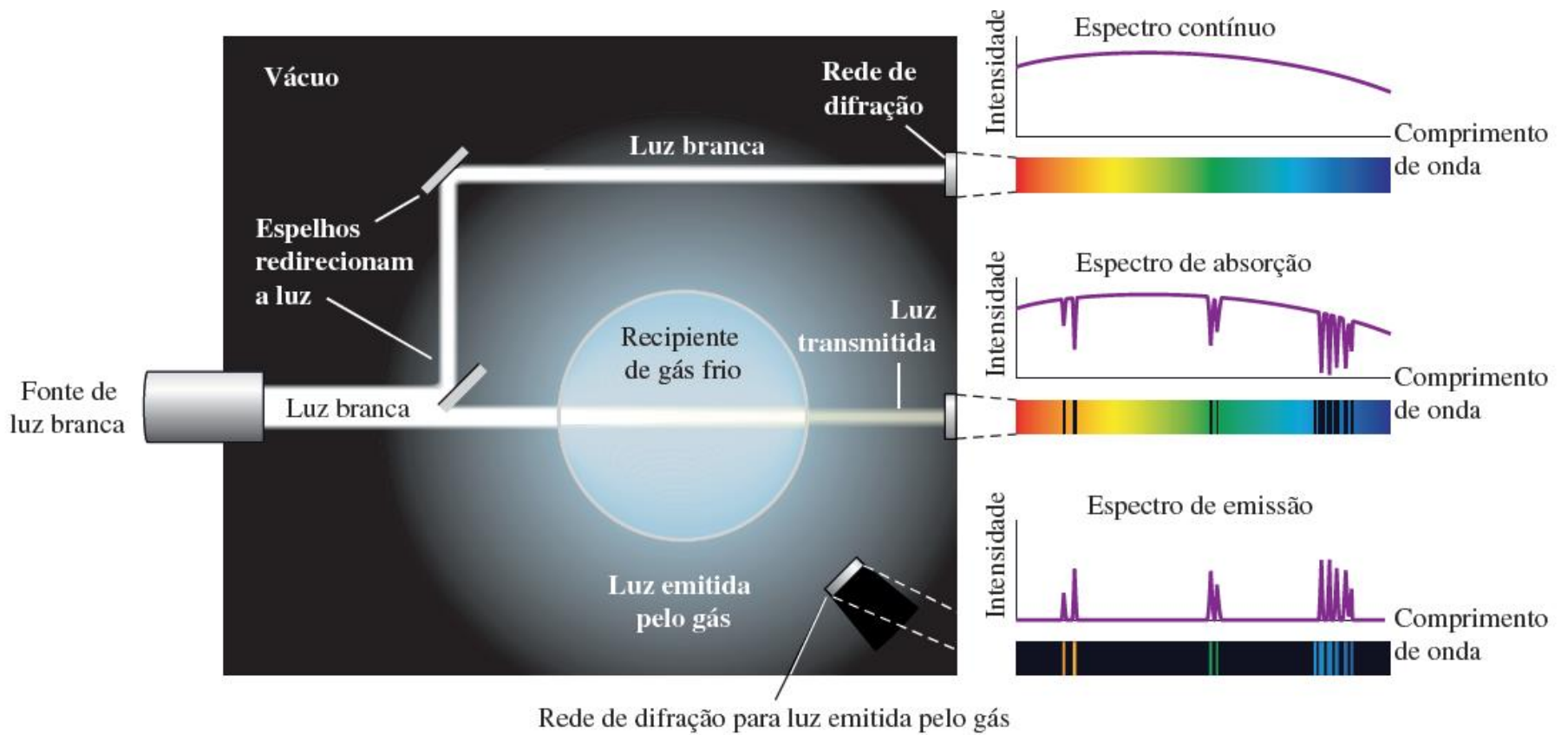
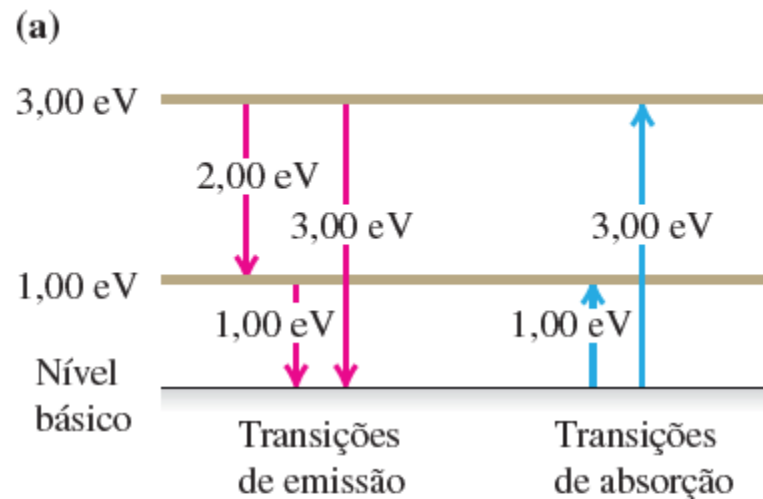


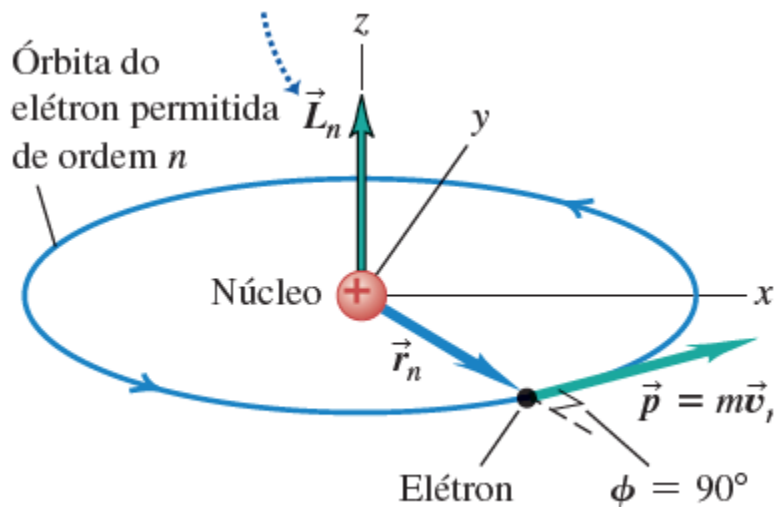
Diagrama de energia

- ❑ Diagrama de nível de energia para o átomo hipotético, mostrando as transições possíveis para emissão a partir dos níveis excitados e para absorção a partir do nível básico.
- ❑ Espectro de emissão desse átomo hipotético



Momento angular quantizado

- ❑ Como determinar os valores de energia a partir do modelo de Bohr
- ❑ A partir da quantização do momento angular

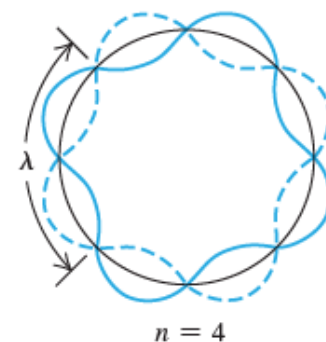
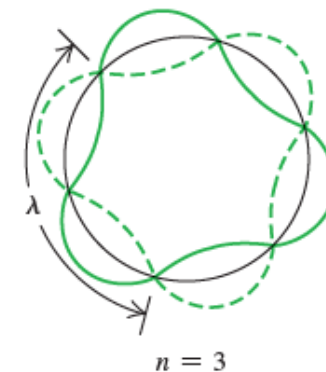
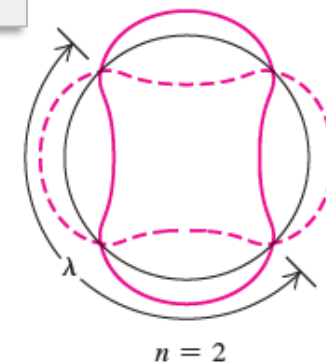


$$L_n = nh/2\pi = n\hbar$$

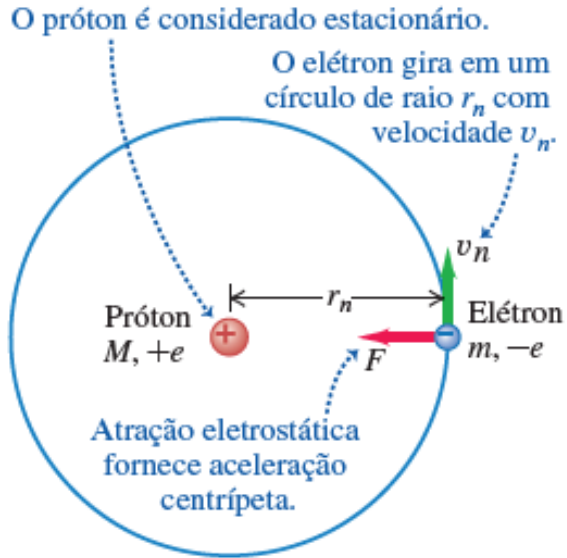
$$\vec{L} = \vec{r} \cdot m\vec{v}$$



$$L_n = mv_n r_n = n\hbar$$



Raio dos átomos de Bohr



$$F_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r_n^2} = F_c = \frac{mv_n^2}{r_n}$$

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r_n^2} = \frac{mv_n^2}{r_n} \quad v_n = \frac{n\hbar}{mr_n}$$



$$r_n = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{me^2} n^2$$



$$r_n = a_0 n^2$$

a_0

É chamado de raio de Bohr. É o raio do átomo de hidrogênio no seu estado de mais baixa energia, ou estado fundamental.

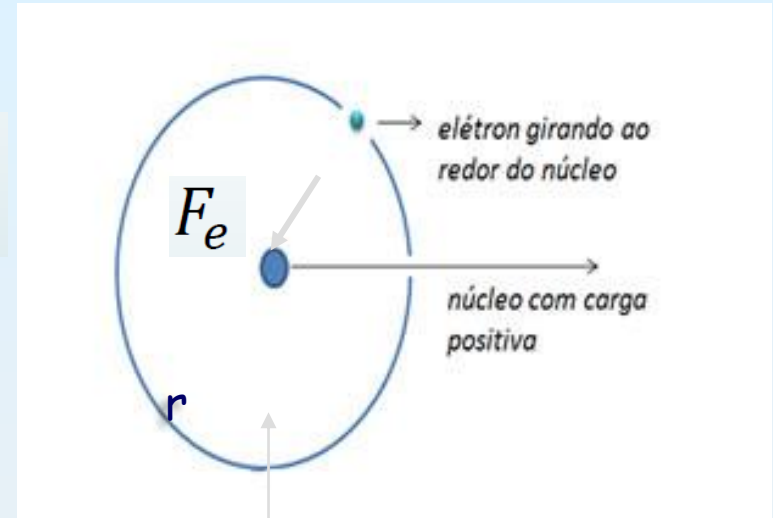
Modelo atômico clássico (Rutherford)

Força elétrica

$$F_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$



$$v = \frac{e}{\sqrt{4\pi\epsilon_0 mr}}$$



Energia Cinética

$$K = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

Energia Potencial

$$U = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$



Energia Total

$$E = K + U = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

$r =$ raio da orbita

As energias das linhas de hidrogênio pelo modelo de Bohr

Usando o resultado clássico para a energia

$$E = K + U = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

Com o valor do raio de Bohr:

$$r_n = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{me^2} n^2$$

$$r_n = n^2 a_0$$

$$E_n = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 a_0 n^2} = -\frac{E_0}{n^2}$$

$E_0 = -13.6 \text{ eV}$ (para $n = 1$)
estado fundamental

Constante de Rydberg

A emissão de radiação ocorre quando o átomo está num estado excitado e decai para um estado de menor energia.

$$hf = E_i - E_f$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = \frac{hf}{hc} = \frac{E_i - E_f}{hc}$$

$$E_n = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 a_0 n^2} \quad a_0 = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{me^2}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_\infty \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$R_\infty = \frac{me^2}{(4\pi\hbar)^3 c \epsilon_0^2} = \text{constante de Rydberg}$$

Como determinar as energias do espectro de hidrogênio

☐ Energia a partir do modelo de Bohr

Energia de transição entre níveis

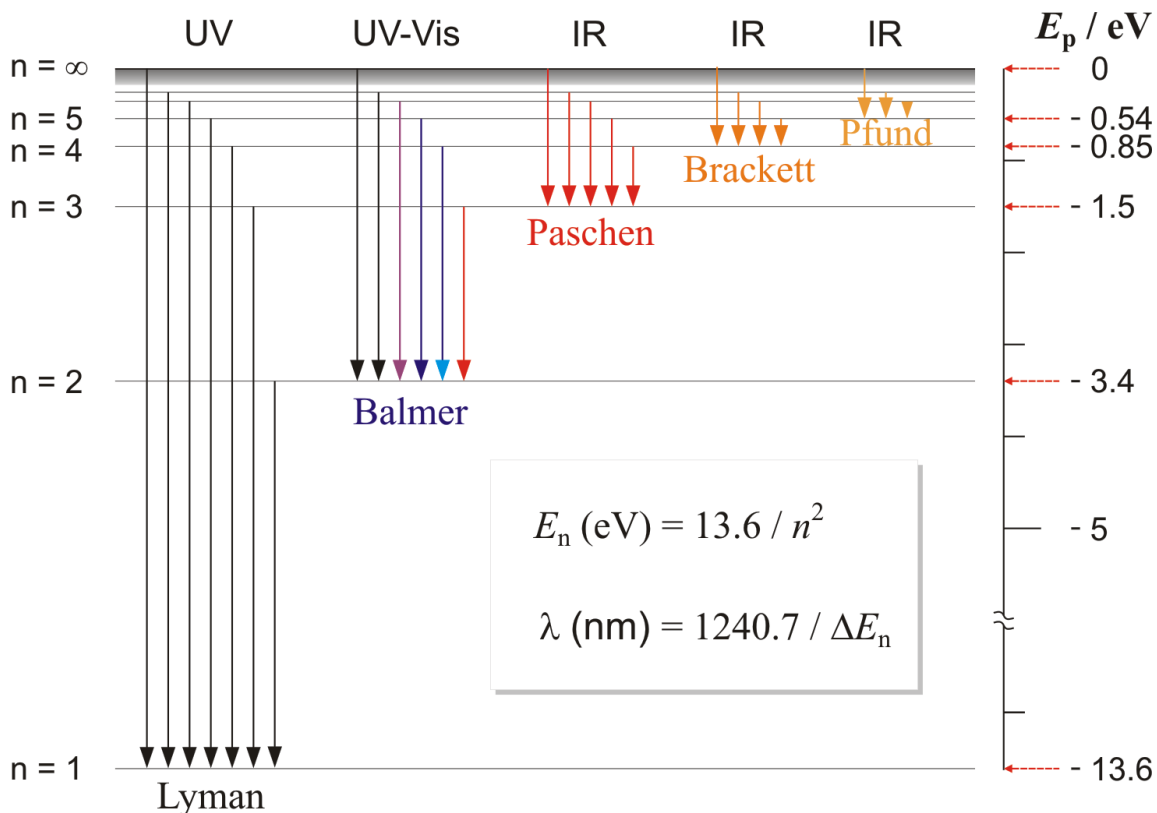
$$E = \frac{me^4}{4\pi\epsilon_0^2 2\hbar^2} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Ionização $n_f = \text{infinito}$

$$E_n = -\frac{me^4}{4\pi\epsilon_0^2 2\hbar^2} \frac{1}{n^2}$$

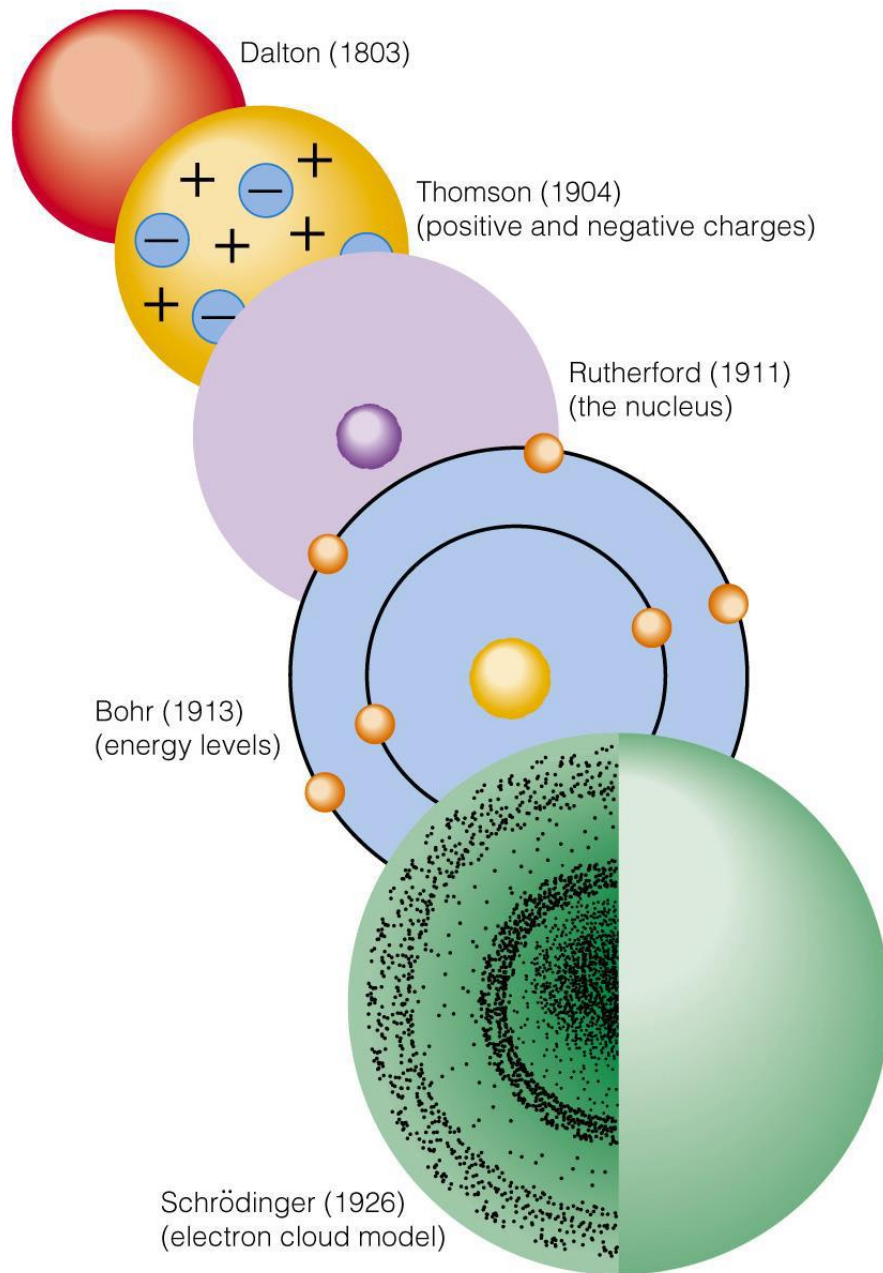


$$E_n = -13,60 \frac{1}{n^2}$$



Considerações sobre modelo de Bohr

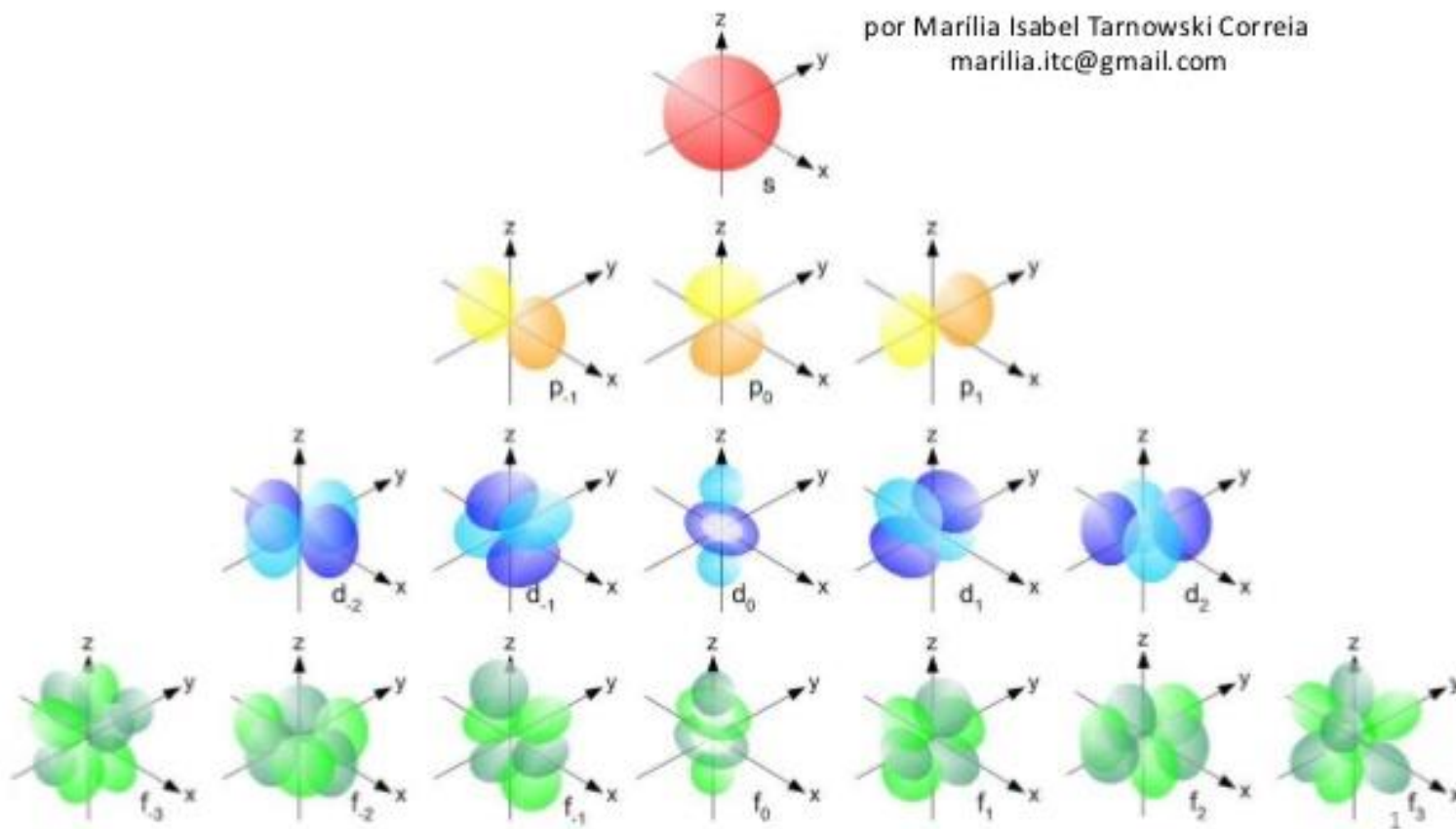
- ❑ A contribuição principal do modelo de Bohr são as equações de energia e do número de onda.
- ❑ O estado normal de um átomo é quando o elétron tem menor energia ou $n=1$ (estado fundamental).
- ❑ Em uma descarga elétrica, ou algum outro processo, o átomo recebe energia devido a colisões, etc. O elétron deve sofrer uma transição para um estado de maior energia, ou estado excitado $n>1$.
- ❑ Obedecendo a lei natural dos sistemas físicos, o átomo tenderá a voltar ao seu estado de menor energia (estado fundamental).
- ❑ Explicou os processos de excitação e desexcitação, e diagrama de nível de energia para os átomos.
- ❑ Sucesso para explicar as linhas do hidrogênio
- ❑ Teoria de Bohr não conseguia explicar as intensidades relativas das linhas espectrais, não conseguia explicar as linhas espectrais de átomos mais complexos.
- ❑ Dificuldades começaram a ser superadas na década de 20 do século passado com de Broglie, Schroedinger, Heisenberg, Pauli, Dirac e vários outros cientistas.

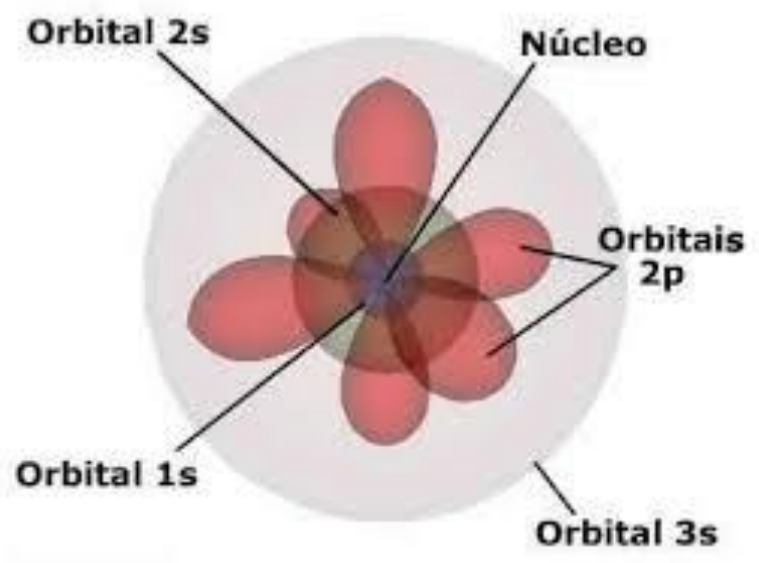


Átomos

Estrutura eletrônica e orbitais atômicos

por Marília Isabel Tarnowski Correia
marilia.itc@gmail.com





Isótopos

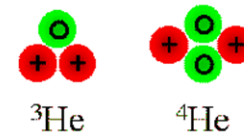
Mesmo número atômico (protons) mas diferente número de neutrons
Massa Total = neutrons + protons

- Hidrogênio (1 proton)
 - neutron □ deuteron ^2H
 - 2 neutrons □ triton ^3H
- Lítio (3 protons)
 - usualmente 3 or 4 neutrons (^6Li , ^7Li)
 - Mas também existe com
 - 5, 6 e 8 neutrons (^8Li , ^9Li , ^{11}Li)
 - Mas não com 2 ou 7. Porque ?

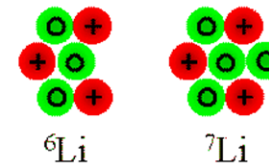
Hydrogen
1 proton





Helium
2 protons



Lithium
3 protons



Proton: 

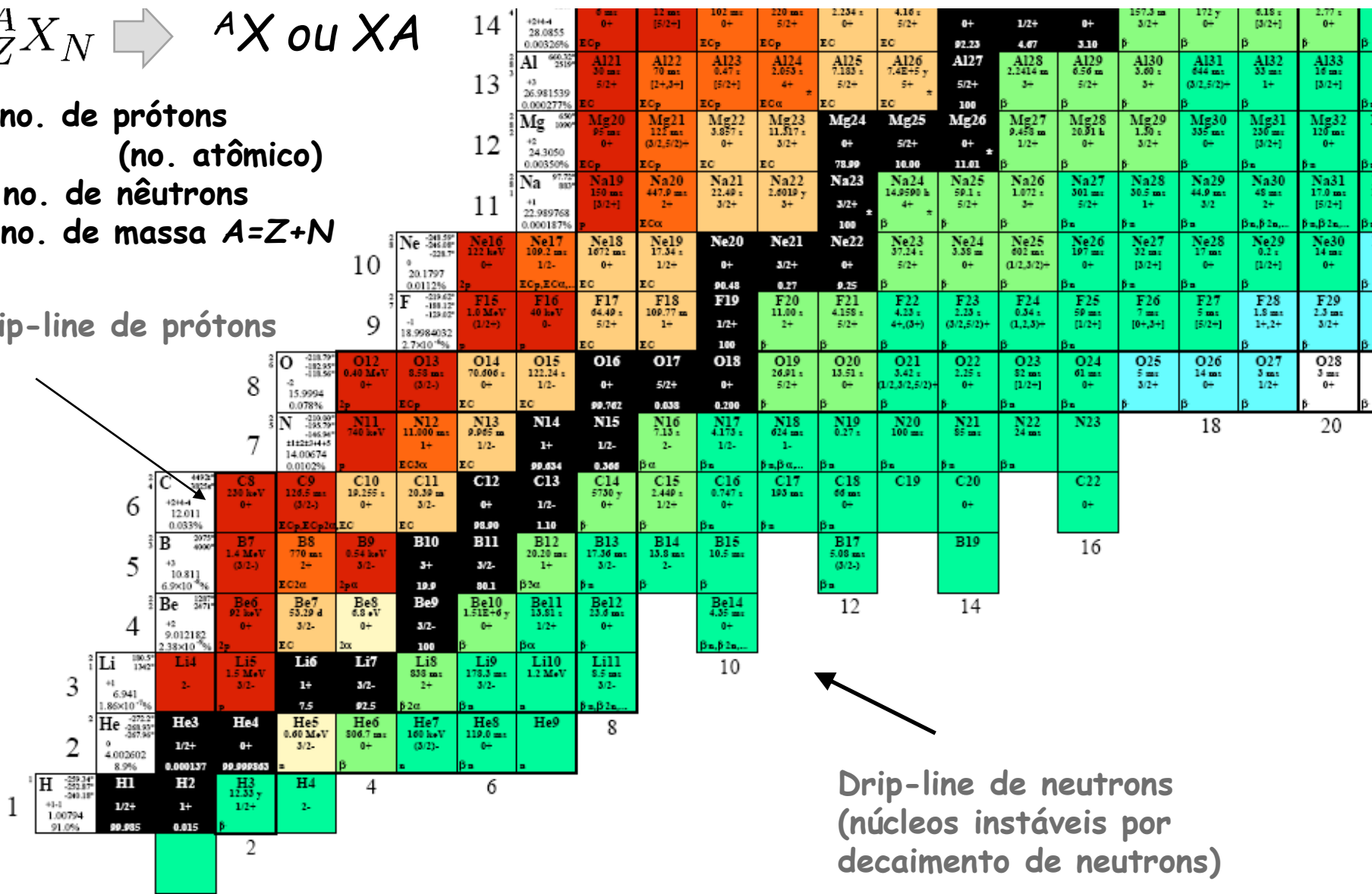
Neutron: 

Carta de nuclídeos - núcleos leves



Z: no. de prótons
(no. atômico)
N: no. de nêutrons
A: no. de massa $A=Z+N$

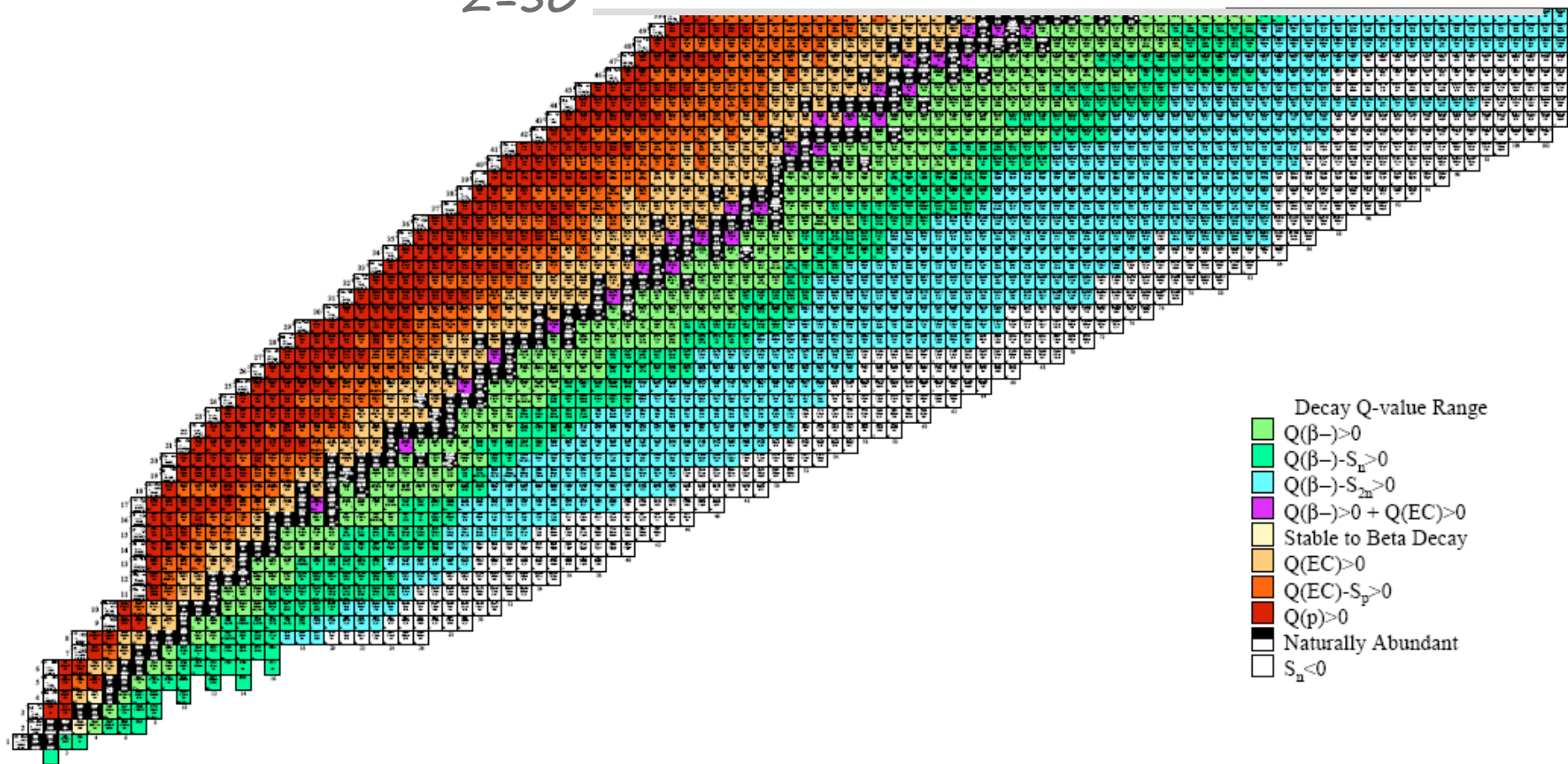
Drip-line de prótons



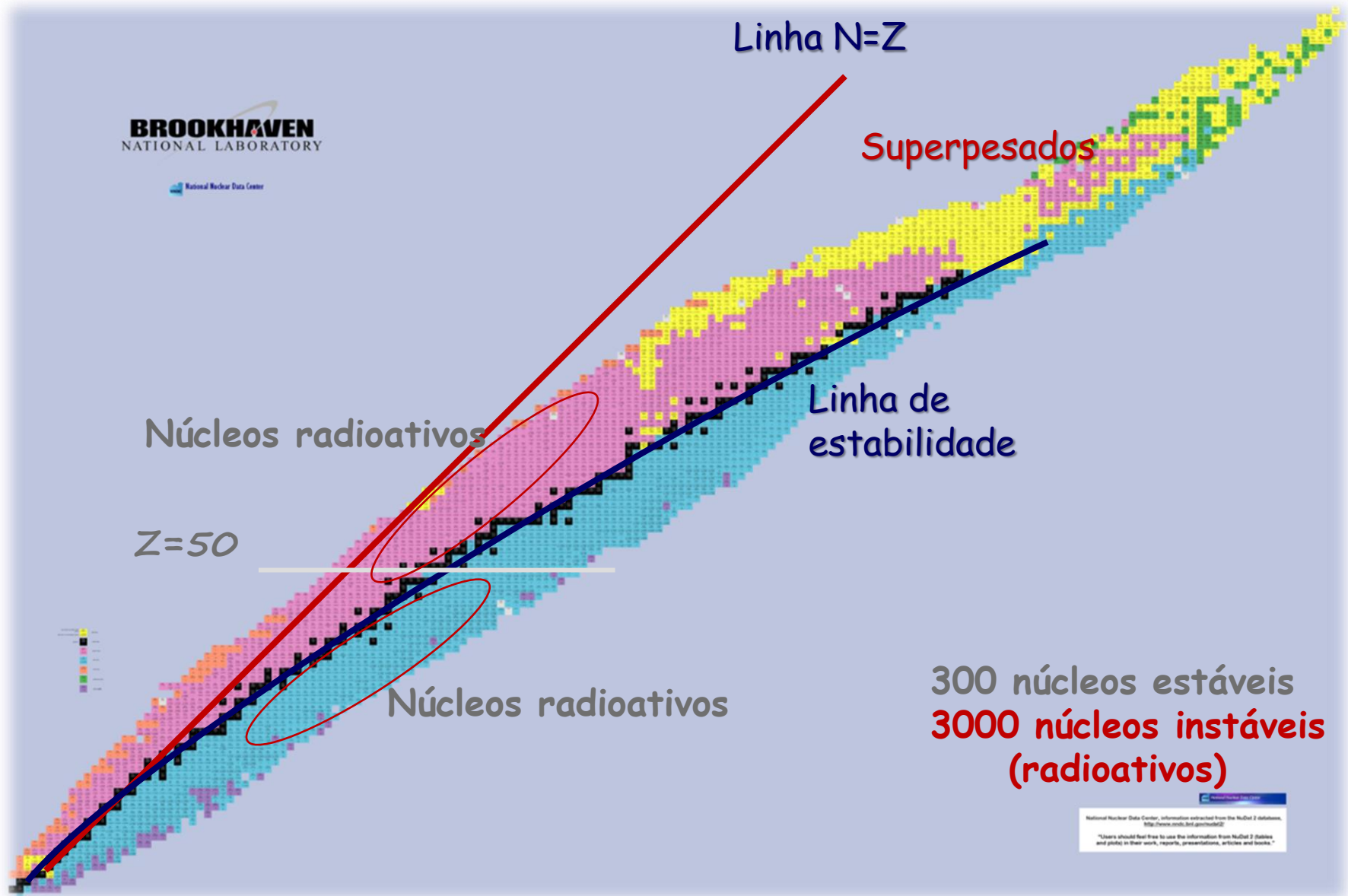
Drip-line de nêutrons
(núcleos instáveis por decaimento de nêutrons)

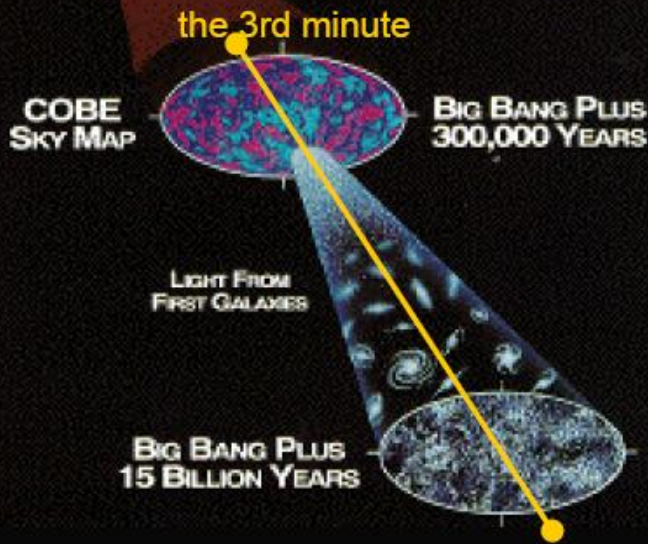
Carta de núclídeos

Z=50



Carta de núclídeos





cataclysmic binaries

Red giant Star

stellar evolution

Nuclear Astrophysics

Asymptotic Giant Branch

AGB stars

Supernovae

Origin and fate of the elements in our universe
Origin of radiation and energy in our universe

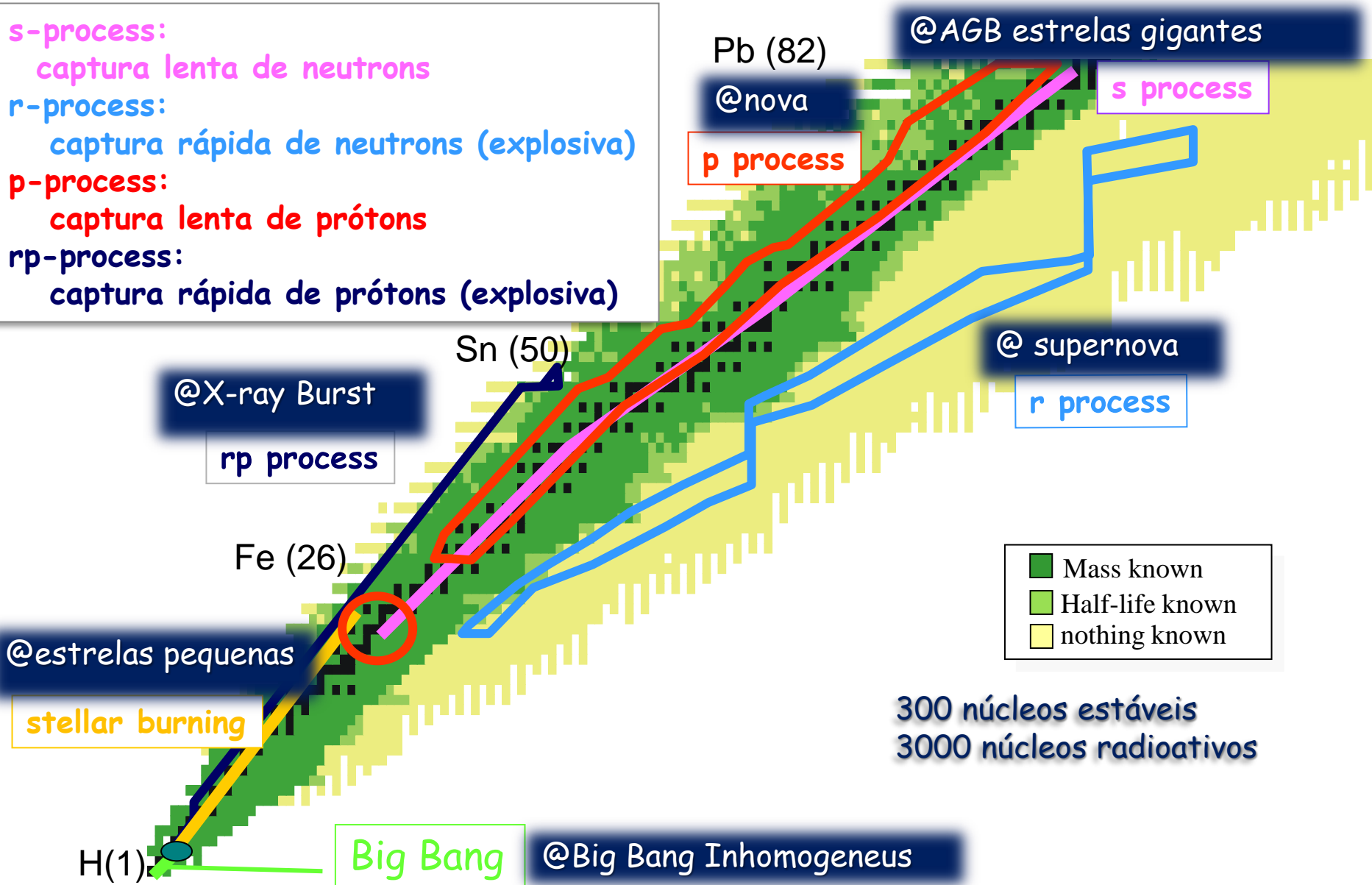
Supermassive stars

Origem dos elementos no Universo

X-ray bursts

Tabela de núcleos e a Astrofísica

- s-process:**
captura lenta de neutrons
- r-process:**
captura rápida de neutrons (explosiva)
- p-process:**
captura lenta de prótons
- rp-process:**
captura rápida de prótons (explosiva)



Pb (82)

@AGB estrelas gigantes

@nova

p process

s process

@ supernova

r process

@X-ray Burst

rp process

Sn (50)

Fe (26)

@estrelas pequenas

stellar burning

- Mass known
- Half-life known
- nothing known

300 núcleos estáveis
3000 núcleos radioativos

H(1)

Big Bang

@Big Bang Inhomogeneous