

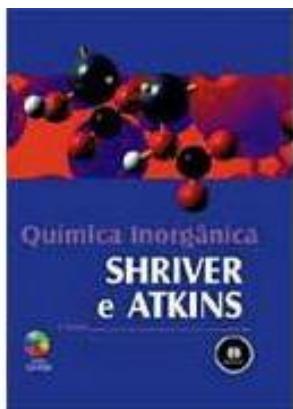
# Modelos atômicos e Ligações Químicas

Prof. Vanderlei Inácio de Paula

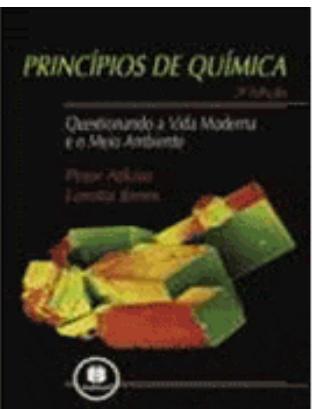
# Ligações Químicas

- O professor recomenda:

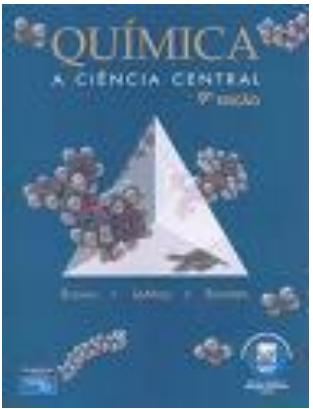
Estude pelos seguintes livros/páginas sobre a Ligações químicas e faça os exercícios!



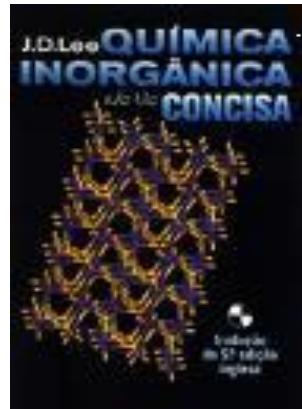
Shriver Ed 3.  
Cap.3  
p. 87-126  
Shriver Ed 4  
Cap.2  
p.57-91



Atkins & Jones  
Cap. 3  
p. 219-258



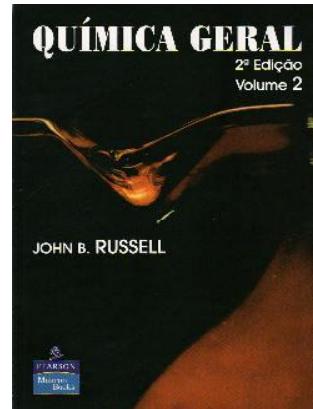
Brown Cap. 9  
p. 290-334



Lee Cap. 4  
p. 38-61



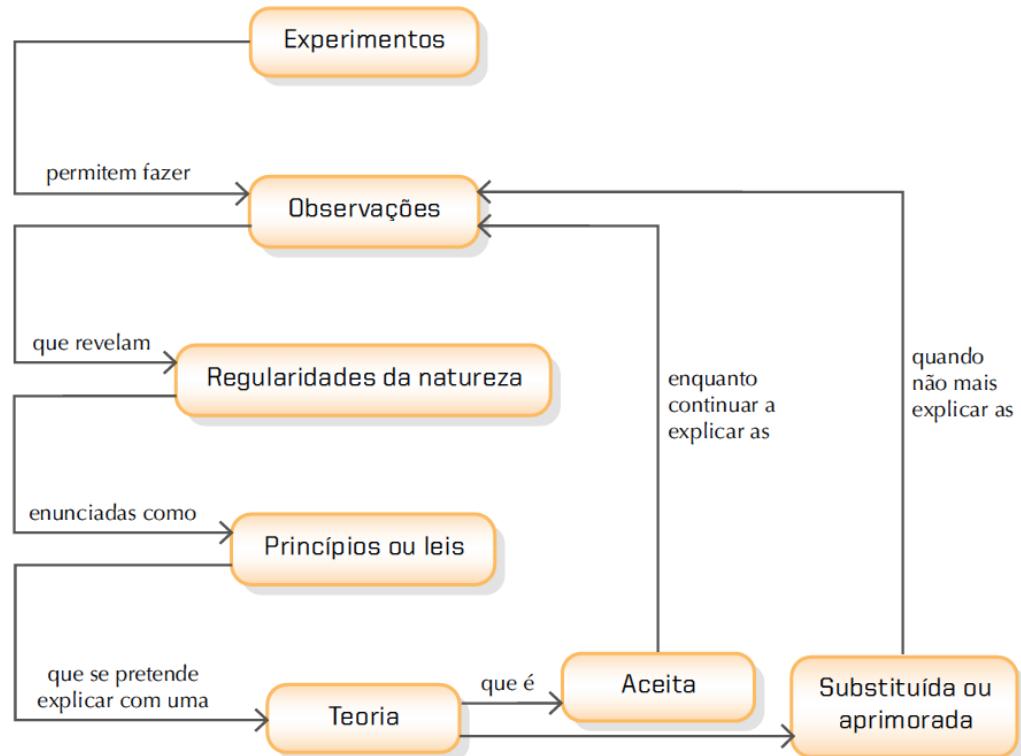
Mahan Cap.11 e 12  
p. 306-351



Russel v2  
Cap.19  
p. 926-966

# Transformação Química

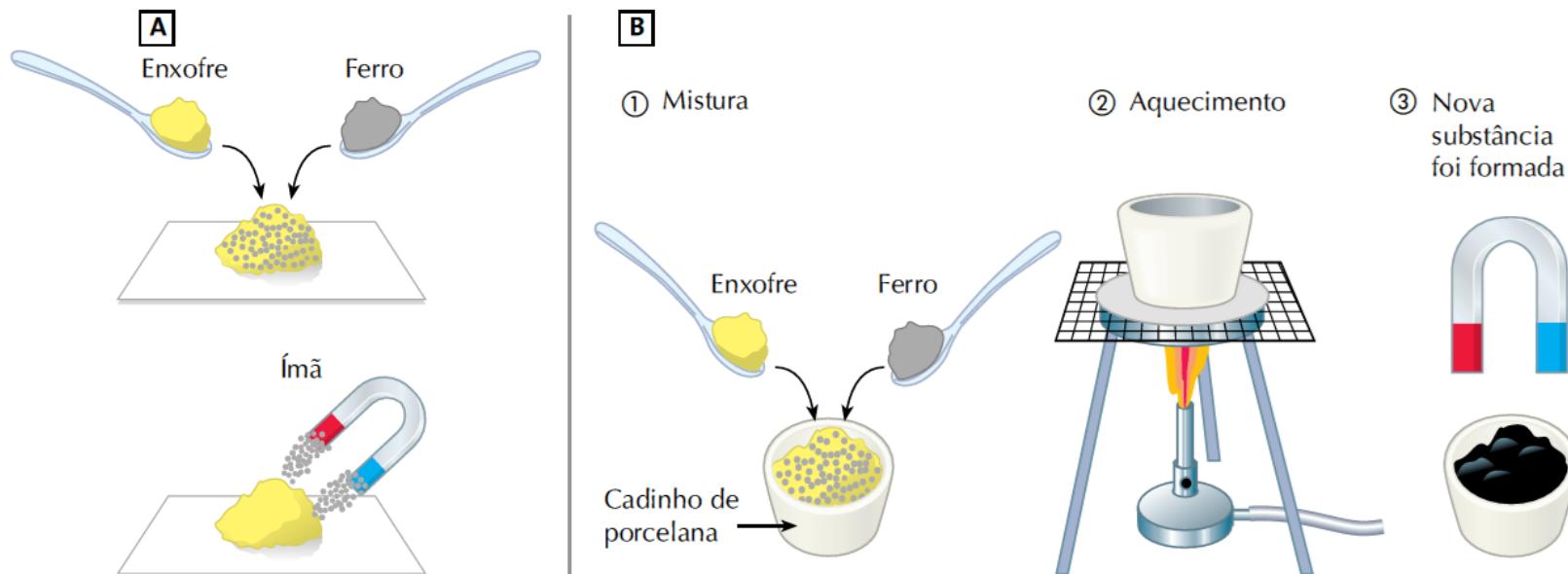
- Método científico:

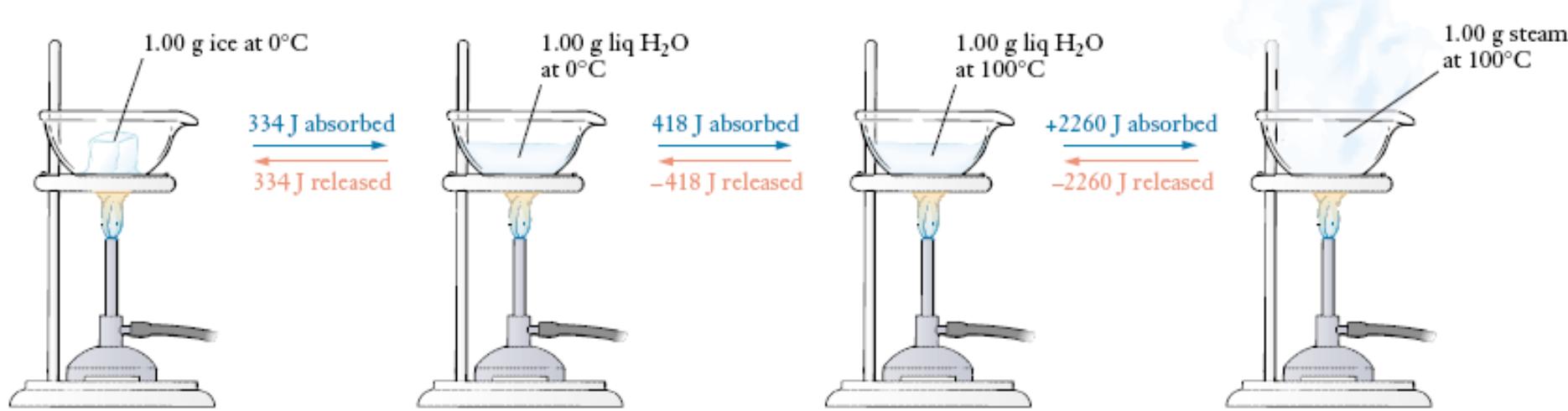




# Transformação Química

- Reações Químicas





# Transformação Química

- Reações Químicas

	enxofre	+	ferro	→	sulfeto ferroso
<b>Ponto de fusão</b>	115 °C		1.538 °C		1.188 °C
<b>Estado físico a 20 °C</b>	sólido		sólido		sólido
<b>Densidade a 20 °C</b>	2,07 g/cm <sup>3</sup>		7,87 g/cm <sup>3</sup>		4,74 g/cm <sup>3</sup>
<b>Cor</b>	amarelo		cinza-metálico		preto
<b>Atraído pelo ímã?</b>	não		sim		não

# Transformação Química

## • Reações Químicas

- mudança de cor – por exemplo, quando um alvejante é derrubado, por descuido, numa roupa colorida;



- mudança de odor – por exemplo, quando frutas, carnes e outros alimentos se estragam;

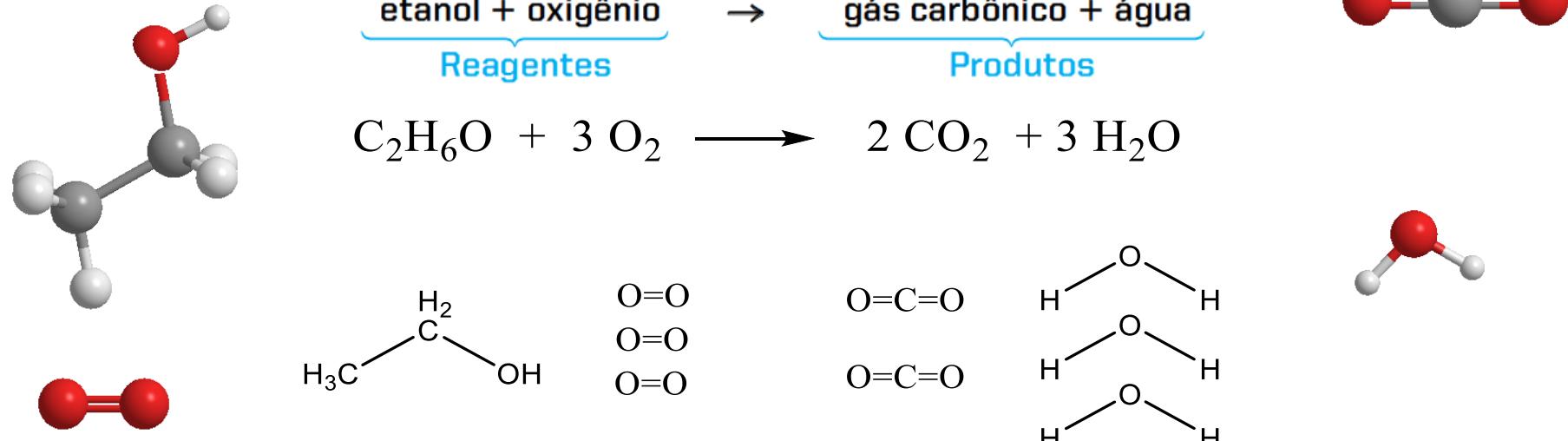


- liberação de gás – por exemplo, ao jogar um comprimido efervescente em água;



# Transformação Química

- Reações Químicas



# Evolução dos Modelos Atômicos

**Demócrito** (470-360 a.C.)



Imagen: Giuseppe Antonio Petrini / Disponibilizado por web.madritel.es / Laughing Democritus, c. 1750 / National Museum in Wrocław / domínio público

**Leucipo** (séc. V a.C.)



Imagen: autor desconhecido / domínio público.

**1. A matéria NÃO pode ser dividida infinitamente.**

**2. A matéria tem um limite com as características do todo.**

**3. Este limite seriam partículas bastante pequenas que não poderiam mais ser divididas, os ÁTOMOS INDIVISÍVEIS.**

# Aristóteles rejeita o modelo de Demócrito

AR



Imagen: Michael Jastremski / Creative Commons Attribution 1.0 Generic.

TERRA



Imagen: Thorsten Hartmann / GNU Free Documentation License.



Imagen: Janne Karaste / GNU Free Documentation License.



Imagen: Romeo Koitmäe / Creative Commons Attribution-Share Alike 3.0 Unported.

Aristóteles acreditava que toda matéria era contínua e composta por quatro elementos: AR, ÁGUA, TERRA e FOGO.

**Aristóteles** (384 a.C. - 322 a.C.)



Imagen: Raphael / Disponibilizado por Web Gallery of Art / School of Athens, 1750 / Stanza della Segnatura, Vaticano / domínio público.

O **Modelo de Demócrito permaneceu na sombra durante mais de 20 séculos.**

# Modelo Atômico de Dalton (Modelo da Bola de Bilhar)

As ideias de Demócrito permaneceram inalteradas por aproximadamente 2200 anos. Em 1808, Dalton retomou-as sob uma nova perspectiva: A EXPERIMENTAÇÃO.

**John Dalton** (1766 - 1844)

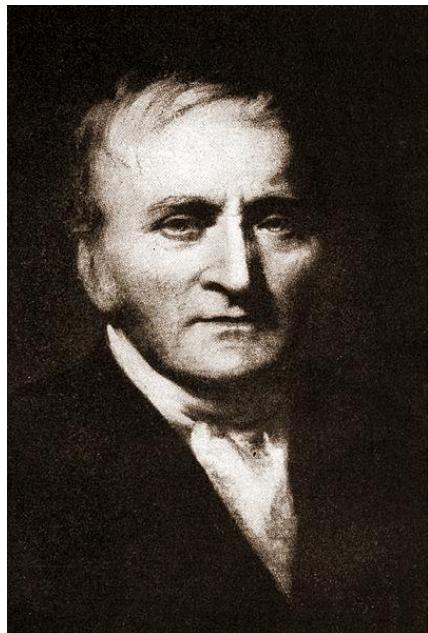
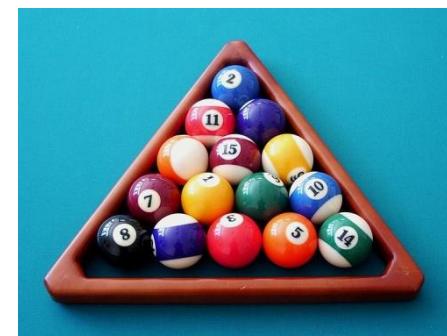
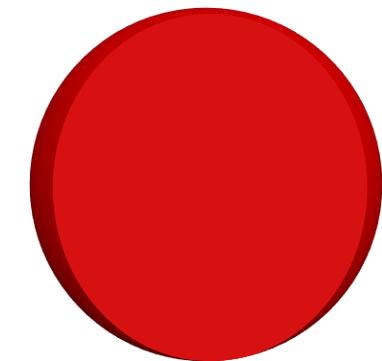


Imagen: Arthur Shuster & E. Arthur Shipley / A Temple of Worthies / John Dalton, 1917 / Londres / domínio público.

1. Os átomos são esféricos, maciços, indivisíveis e indestrutíveis.
2. Os átomos de elementos diferentes têm massas diferentes.
3. Os diferentes átomos se combinam em várias proporções, formando novas substâncias.
4. Os átomos não são criados nem destruídos, apenas trocam de parceiros para produzirem novas substâncias.

**PROBLEMAS DO MODELO**  
Não explicou a Eletricidade nem a Radioatividade.



# Modelo Atômico de Thomson

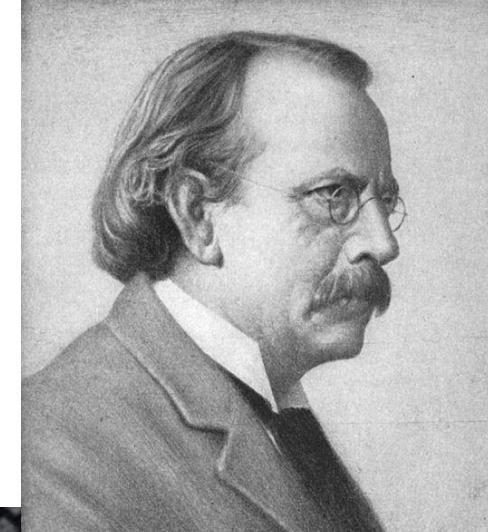
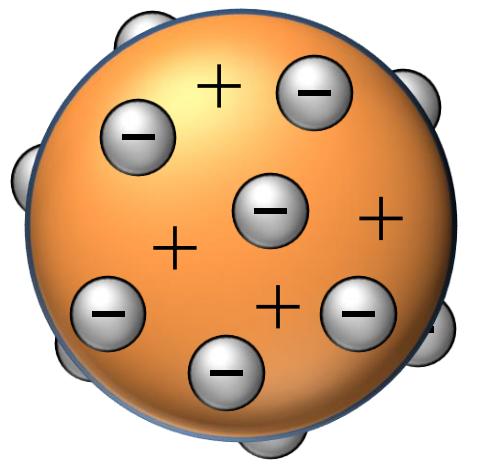
## (Modelo do Pudim de Passas)

Thomson propôs que o átomo seria uma espécie de bolha gelatinosa, completamente macia na qual haveria a totalidade da carga POSITIVA homogeneamente distribuída.

Incrustada nessa gelatina estariam os Elétrons de carga NEGATIVA.

A Carga total do átomo seria igual a zero.

O Modelo Atômico de Thomson foi derrubado em 1908 por Ernest Rutherford.



J. J. Thomson (1856-1909)

## A Radioatividade e a derrubada do Modelo de Thomson

W. K. Röntgen (1845 - 1923)



Imagen: autor desconhecido / domínio público.

Röntgen estudava raios emitidos pela ampola de Crookes. Repentinamente, notou que raios desconhecidos saíam dessa ampola, atravessavam corpos e impressionavam chapas fotográficas.



Imagen: Nevit Dilmen / GNU Free Documentation License.

Como os raios eram desconhecidos, chamou-os de RAIOS-X.

Henri Becquerel (1852-1908)

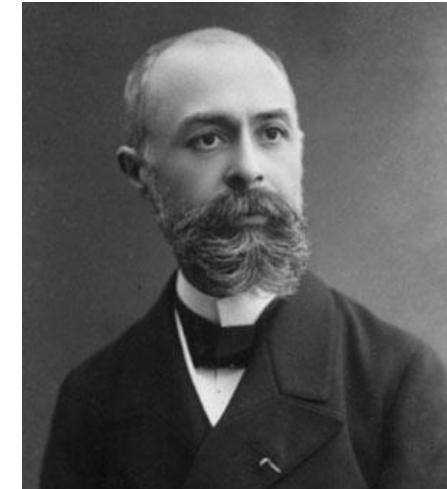


Imagen: Jean-Jacques MILAN / domínio público.

Becquerel tentava relacionar fosforescência de minerais à base de urânio com os raios X. Pensou que dependiam da luz solar. Num dia nublado, guardou uma amostra de urânio numa gaveta embrulhada em papel preto e espesso. Mesmo assim, revelou uma chapa fotográfica.

Iniciam-se, portanto, os estudos relacionados à RADIOATIVIDADE.

# Casal Curie e a Radioatividade

Pierre Curie (1859 – 1906)



Imagen: Nobel Foundation / domínio público.

O casal Curie formou uma notável parceria e fez grandes descobertas, como o polônio, em homenagem à terra natal de Marie, e o rádio, de “radioatividade”, ambos de importância fundamental no grande avanço que seus estudos imprimiram ao conhecimento da estrutura da matéria.

<http://www.biomania.com.br/bio/conteudo.asp?cod=2748>



Imagen: Sarang / domínio público.

Marie Curie (1867 – 1934)



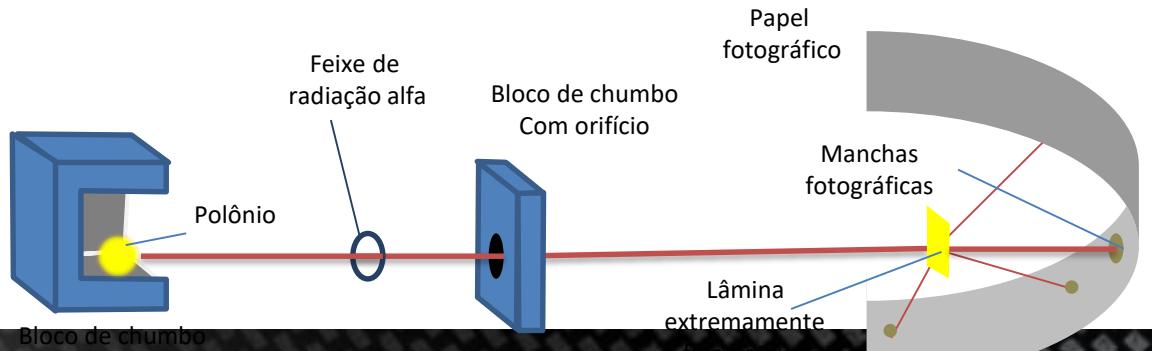
Imagen: desconhecido / domínio público.

Ernest Rutherford, Convencido por J. J. Thomson, começa a pesquisar materiais radioativos e, aos 26 anos de idade, notou que havia dois tipos de radiação: Uma positiva (alfa) e outra negativa (beta). Assim, inicia-se o processo para determinação do NOVO MODELO ATÔMICO.

# Experimento de Rutherford

Rutherford propõe a dois de seus alunos - Johannes Hans Wilhelm Geiger e Ernest Marsden - que bombardeassem finas folhas de metais com as partículas alfa, a fim de comprovar, ou não, a validade do modelo atômico de Thomson.

Como o átomo, segundo Thomson, era uma espécie de bolha gelatinosa, completamente neutra, no momento em que as partículas Alfa (numa velocidade muito grande) colidissem com esses átomos, passariam direto, podendo sofrer pequeníssimos desvios de sua trajetória.



Ernest Rutherford (1871 - 1937)

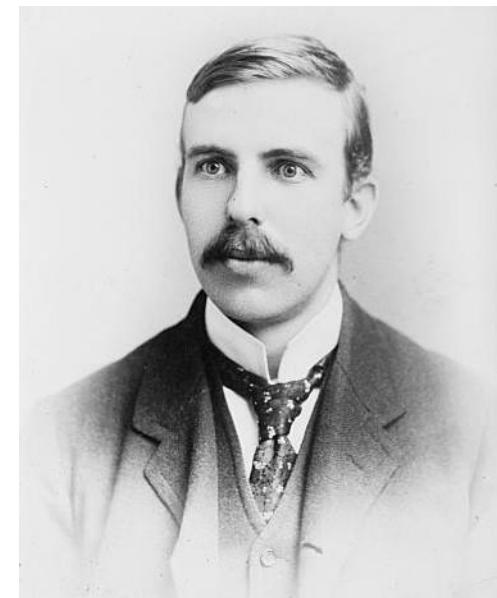


Imagem: Bain News Service / domínio público.

Caso o Modelo de Thomson estivesse CORRETO...

# O que Rutherford observou

A maioria das partículas alfa atravessam a lâmina de ouro sem sofrer desvios.

Algumas partículas alfa sofreram desvios de até 90° ao atravessar a lâmina de ouro.

Ernest Rutherford (1871 - 1937)

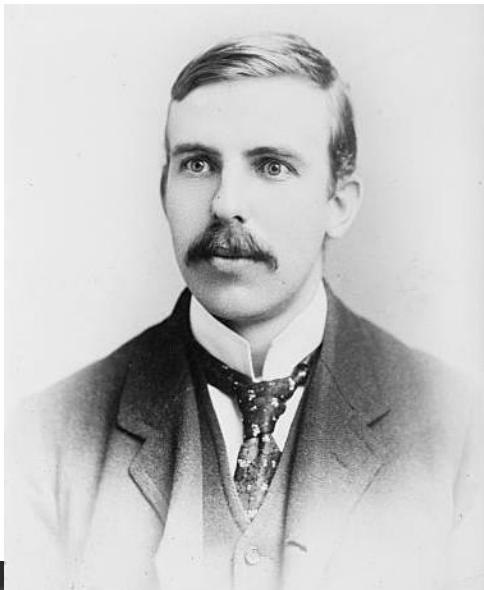


Imagem: Bain News Service / domínio público.

Algumas partículas alfa  
**RETORNARAM.**

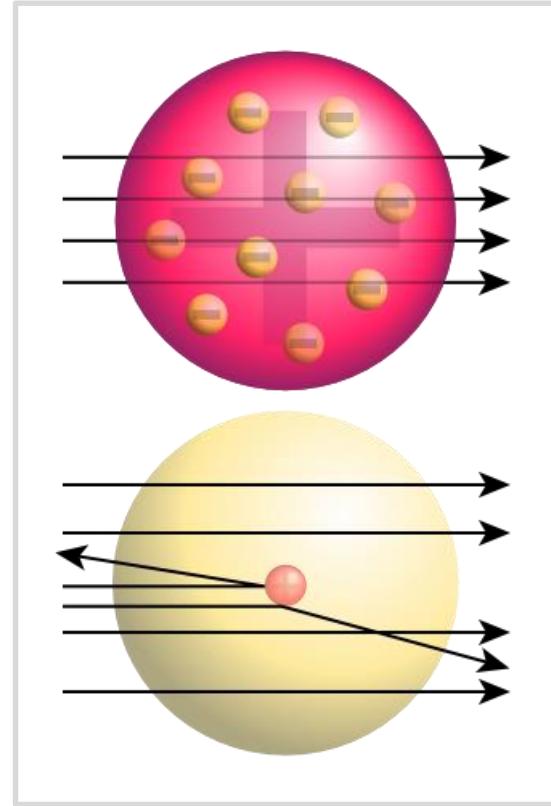


Imagen: Fastfission / domínio público.

**Então, como explicar esse fato?**

## Proposta de Rutherford para explicar as observações do laboratório

Modelo Planetário

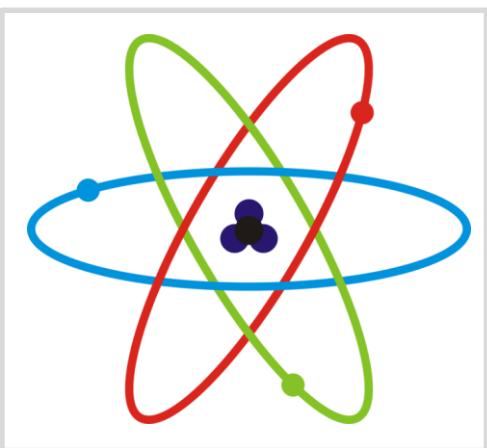


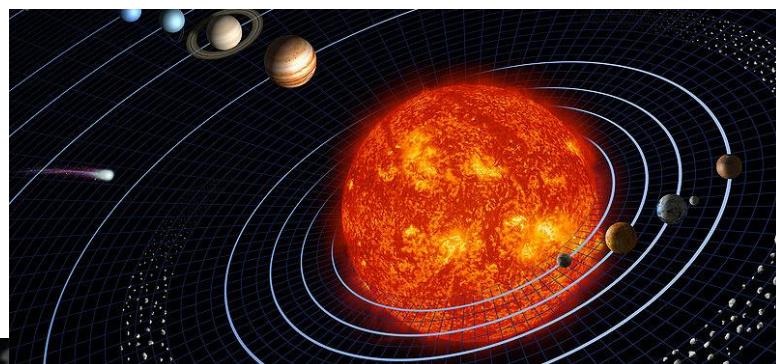
Imagen: Emichan / GNU Free Documentation License.

Para que uma partícula alfa pudesse inverter sua trajetória, deveria encontrar uma carga positiva bastante concentrada na região central (o NÚCLEO), com massa bastante pronunciada.

Rutherford propôs que o NÚCLEO, conteria toda a massa do átomo, assim como a totalidade da carga positiva (chamadas de PRÓTONS).

Os elétrons estariam girando circularmente ao redor desse núcleo, numa região chamada de ELETROSFERA.

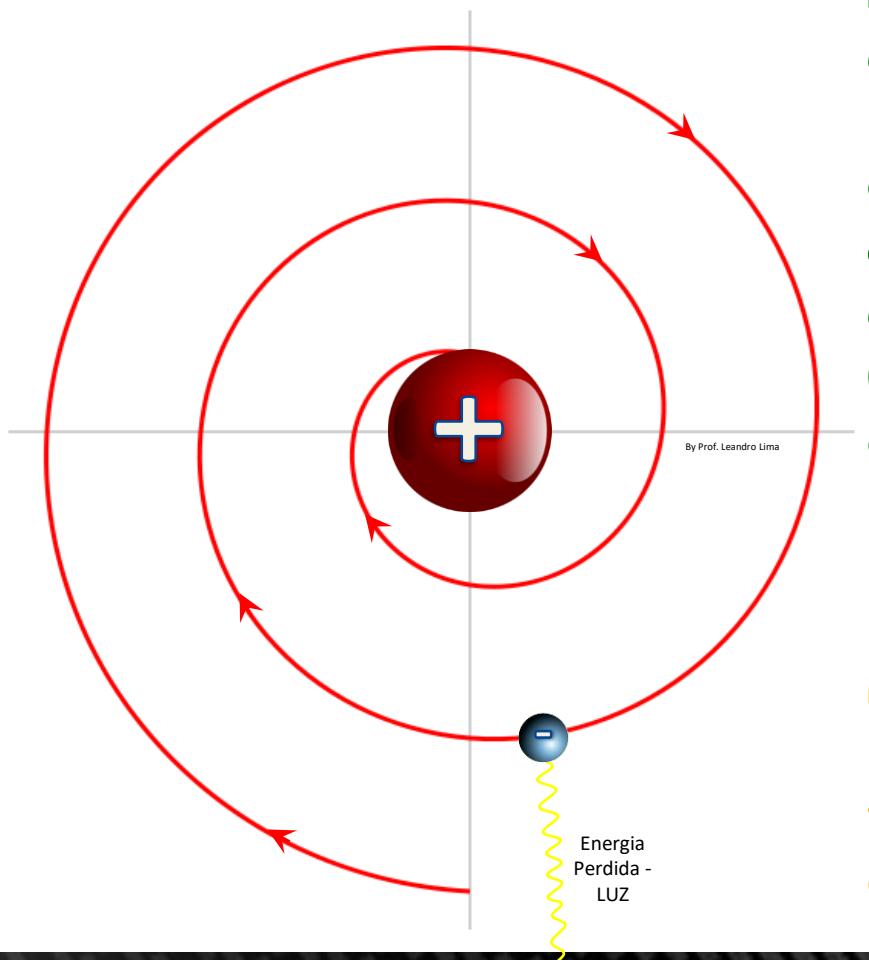
Sistema Solar



Surge assim, o ÁTOMO NUCLEAR!



# O problema do Modelo Atômico de Rutherford

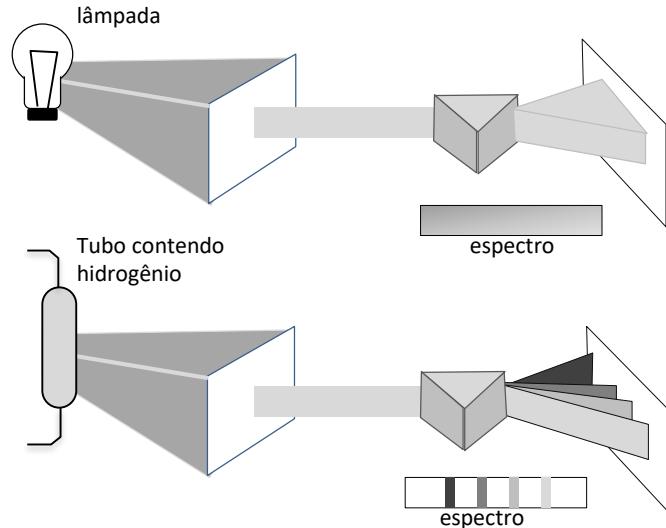


Para os físicos, toda carga elétrica em movimento, como os elétrons, perde energia na forma de luz, diminuindo sua energia cinética e a consequente atração entre prótons e elétrons faria com que houvesse uma colisão entre eles, destruindo o átomo. **ALGO QUE NÃO OCORRE.**

Portanto, o Modelo Atômico de Rutherford, mesmo explicando o que foi observado no laboratório, apresenta uma **INCORREÇÃO**.

# Modelo Atômico de Bohr

Estudava espectros de emissão do gás hidrogênio. O gás hidrogênio aprisionado numa ampola submetida a alta diferença de potencial emitia luz vermelha.

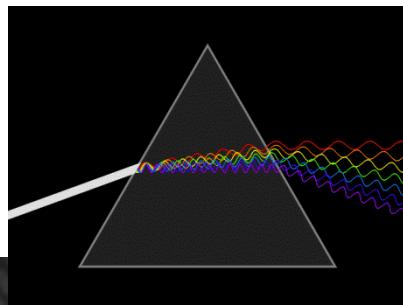


Niels Bohr (1885-1962)



Imagen: AB Lagerlius & Westphal / domínio público.

Imagen: Kalki / domínio público.



Ao passar por um prisma, essa luz se subdividia em diferentes comprimentos de onda e frequência, caracterizando um **ESPECTRO LUMINOSO DESCONTÍNUO**.

# Postulados de Bohr

Imagen: Hinkel / GNU Free Documentation License.

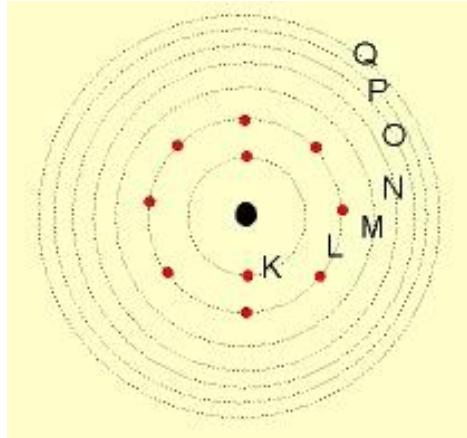
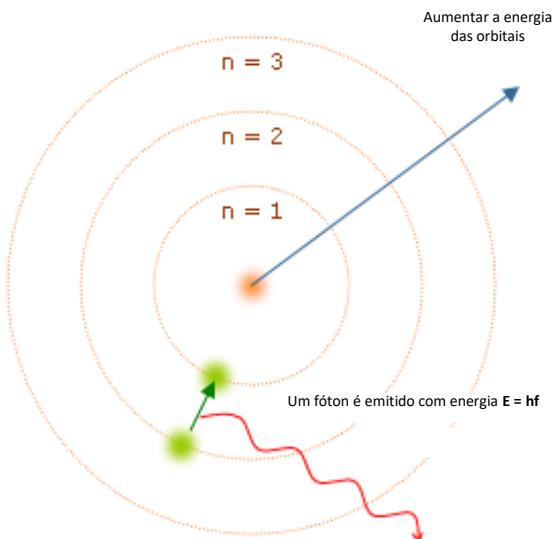


Imagen: Pilaf / GNU Free Documentation License.

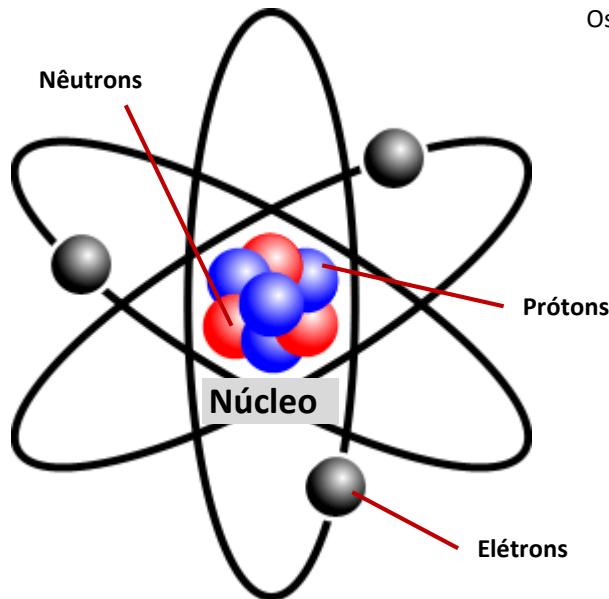


1. A ELETROSFERA está dividida em CAMADAS ou NIVEIS DE ENERGIA (K, L, M, N, O, P e Q), e os elétrons nessas camadas, apresentam energia constante.
2. Em sua camada de origem (camada estacionária), a energia é constante, mas o elétron pode saltar para uma camada mais externa, sendo que, para tal, é necessário que ele ganhe energia externa.
3. Um elétron que saltou para uma camada de maior energia fica instável e tende a voltar a sua camada de origem. Nesta volta, ele devolve a mesma quantidade de energia que havia ganhado para o salto e emite um FÓTON DE LUZ.

**Se o núcleo é formado de partículas positivas, os prótons, por que elas não se repelem?**

# A descoberta do Nêutron

Imagen: Shizhao / GNU Free Documentation License.



## Partículas do átomo

Os prótons têm carga elétrica positiva, os elétrons carga negativa e os nêutrons não têm carga nenhuma.

James Chadwick (1891 - 1974)



Imagen: Fotografia de Bortzells Esselte/ Disponibilizado por Carcharoth / domínio público.

**Em 1932, James Chadwick descobriu a partícula do núcleo atômico responsável pela sua ESTABILIDADE, que passou a ser conhecida por NÊUTRON, devido ao fato de não ter carga elétrica. Por essa descoberta ganhou o Prêmio Nobel de Física em 1935.**

# Modelo Atômico de Sommerfeld

A. J. W. Sommerfeld (1868 – 1951)



Imagem: desconhecido / domínio público.

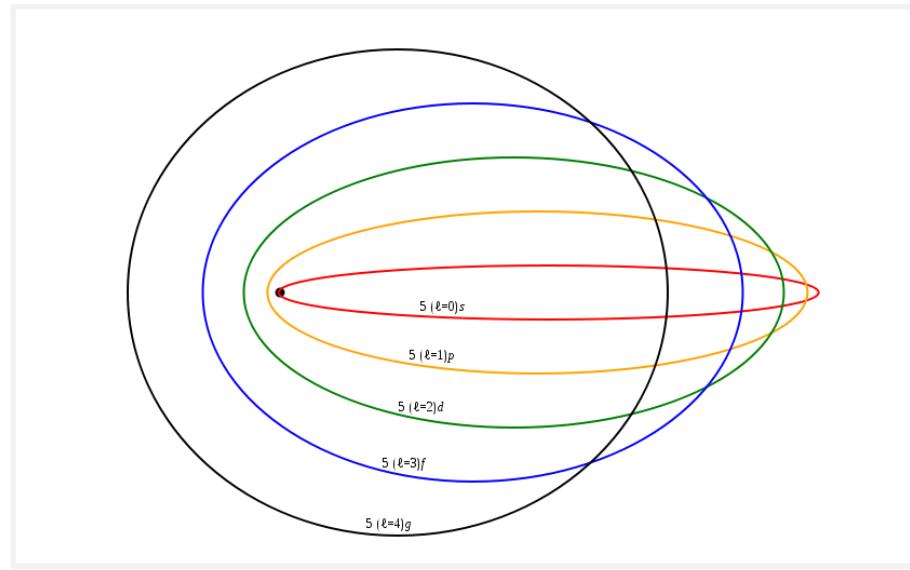
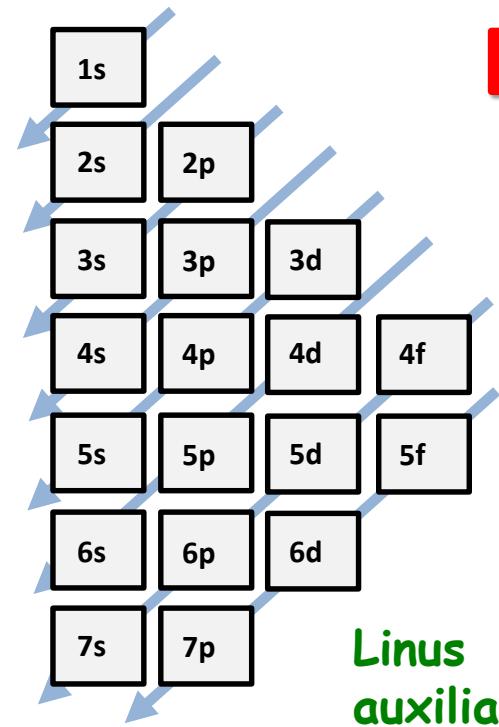


Imagem: Pieter Kuiper / domínio público.

Descobriu que os níveis energéticos são compostos por SUBNÍVEIS DE ENERGIA (s, p, d, f) e que os elétrons percorrem ÓRBITAS ELÍPTICAS na eletrosfera, ao invés de circulares.

# Diagrama de Linus Pauling



<i>Subnível</i>	<i>Número máximo de elétrons</i>
<i>s</i>	2
<i>p</i>	6
<i>d</i>	10
<i>f</i>	14

Linus Pauling criou um diagrama para auxiliar na distribuição dos elétrons pelos subníveis da eletrosfera.

O que representa cada número desse?

Por exemplo:  $3s^2$

Neste caso, o "3" representa o NÍVEL ENERGÉTICO (CAMADA ELETRÔNICA). O "s" representa o SUBNÍVEL ENERGÉTICO. O "2" representa o NÚMERO DE ELÉTRONS na camada.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

Linus Pauling (1901 – 1994)

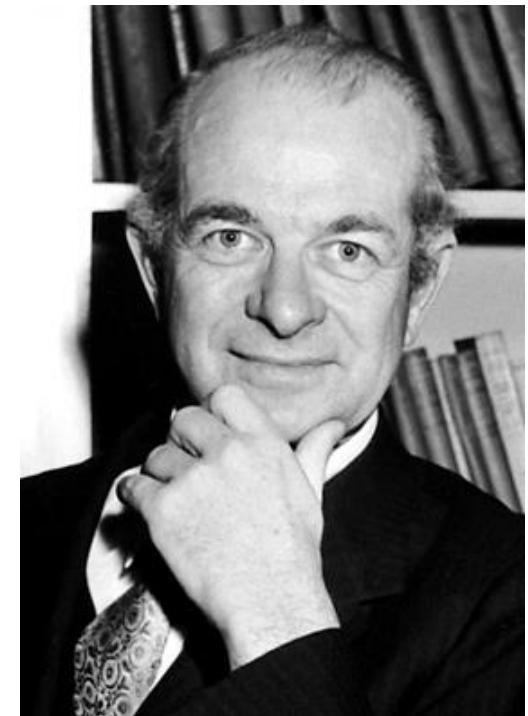


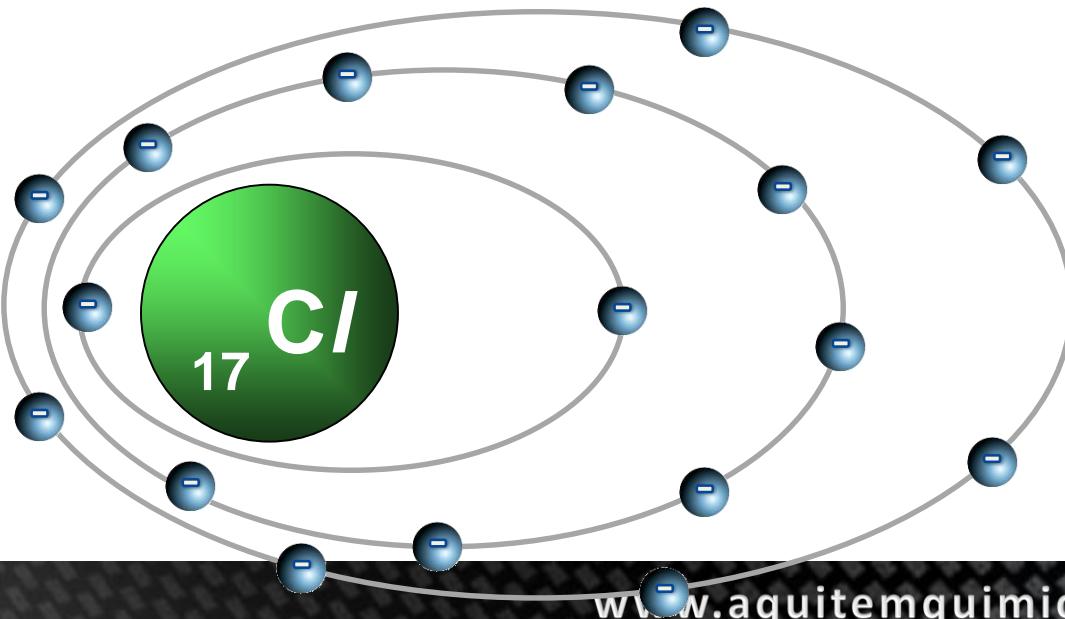
Imagem: Nobel Foundation / domínio público.

# Exemplo de aplicação

Determine a distribuição eletrônica do elemento químico Cloro (Cl)

Como o Cloro possui número atômico  $z = 17$ , o número de prótons também é  $p = 17$ . E como ele está neutro, o número de elétrons vale  $e = 17$ .

Fazendo a distribuição pelo diagrama de Linus Pauling, temos:



$$z = 17 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

O último termo representa a **CAMADA DE VALÊNCIA** (NÍVEL MAIS ENERGÉTICO DO ÁTOMO). Neste caso, a 3ª Camada (camada M) é a mais energética.

# Modelo Atômico Atual

Louis de Broglie - DUALIDADE DA MATÉRIA: Toda e qualquer massa pode se comportar como onda.

Erwin Schrödinger (1887 – 1961)



Louis de Broglie (1892 – 1987)



Imagen: desconhecido / domínio público.

Schrödinger - ORBITAIS: Desenvolve o "MODELO QUÂNTICO DO ÁTOMO" ou "MODELO PROBABILÍSTICO", colocando uma equação matemática (EQUAÇÃO DE ONDA) para o cálculo da probabilidade de encontrar um elétron girando em uma região do espaço denominada "ORBITAL ATÔMICO".

Werner Heisenberg (1901-1976)

Heisenberg - PRINCÍPIO DA INCERTEZA: É impossível determinar ao mesmo tempo a posição e a velocidade do elétron. Se determinarmos sua posição, não saberemos a medida da sua velocidade e vice-versa.



Imagen: desconhecido / domínio público.

# Identificando o átomo



Próton



Nêutron



Elétron



Número de prótons: 2



Nome do elemento: BÉRIO

Esta quantidade de prótons recebe

(elementos químicos)

são identificados por **NÚMERO ATÔMICO** de prótons

e é representado pela letra “Z”

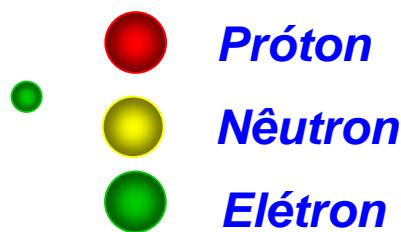
Ao conjunto de átomos com o mesmo número atômico, damos o nome de **ELEMENTO QUÍMICO**.

# Número de Massa (A)

É a SOMA do número de PRÓTONS (p), ou NÚMERO ATÔMICO (z), e o número de NÊUTRONS (n).

$$A = p + n$$

$$A = z + n$$



No nosso exemplo, temos:  
 $p = 4$  e  $n = 5$ . Então:

$$A = p + n \Rightarrow A = 4 + 5$$



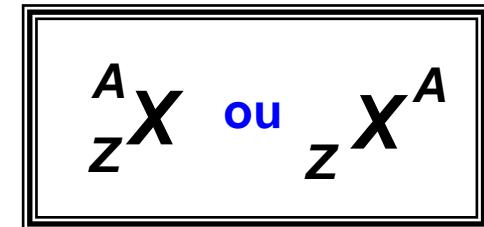
Logo:

$$A = 9$$

- A Massa atômica está praticamente toda concentrada no núcleo, visto que a massa do elétron é desprezível se comparada com a do próton ou a do neutrônio.

# Representação de um Elemento Químico

De acordo com a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), devemos indicar o número atômico ( $Z$ ) e o número de massa ( $A$ ), junto ao símbolo de um elemento químico ao representá-lo.



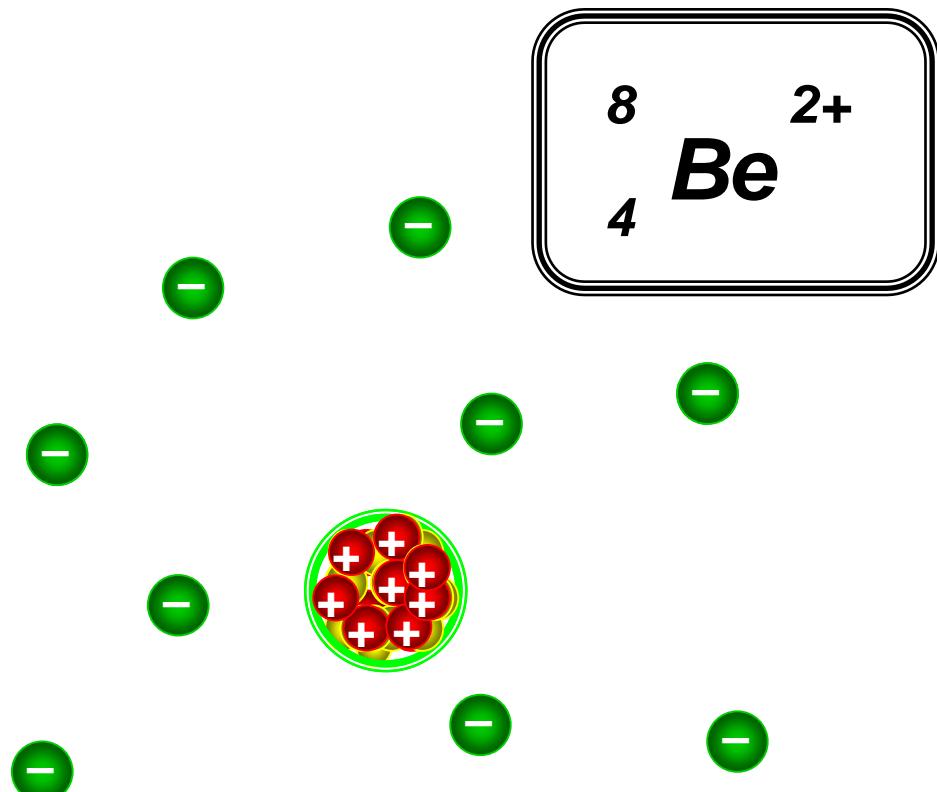
## EXEMPLOS



<b>NOME DO ELEMENTO</b>	<i>Carbono</i>	<i>Ferro</i>	<i>Cloro</i>
<b>NÚMERO DE MASSA (A)</b>	12	56	35
<b>NÚMERO ATÔMICO (z)</b>	6	26	17
<b>NÚMERO DE PRÓTONS (p)</b>	6	26	17
<b>NÚMERO DE ELÉTRONS (e)</b>	6	26	17
<b>NÚMERO DE NEUTRÔNOS (n)</b>	6	30	18

# íons

Elementos químicos que possuem números diferentes de prótons e elétrons, perderam ou ganharam elétrons, gerando uma diferença de cargas.

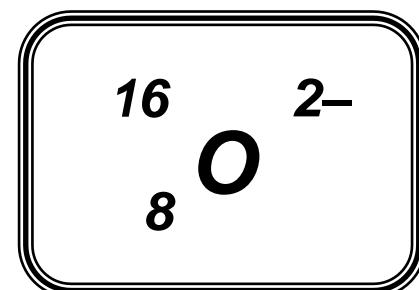


Próton

Nêutron

Elétron

**íon CÁTION – PERDEU dois elétrons – ficou POSITIVO**

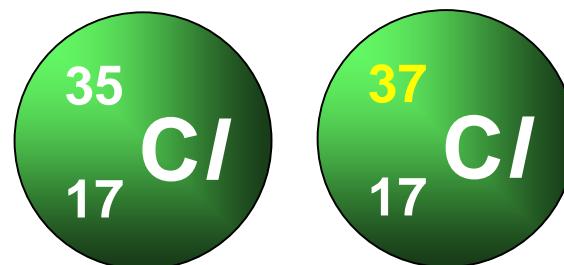


**íon ÂNION – GANHOU dois elétrons – ficou NEGATIVO**

# Elementos ISÓTOPOS

Elementos químicos com os **MESMOS NÚMEROS ATÔMICOS**, porém com **NÚMEROS DE MASSA DIFERENTES** (pois possuem diferentes números de nêutrons).

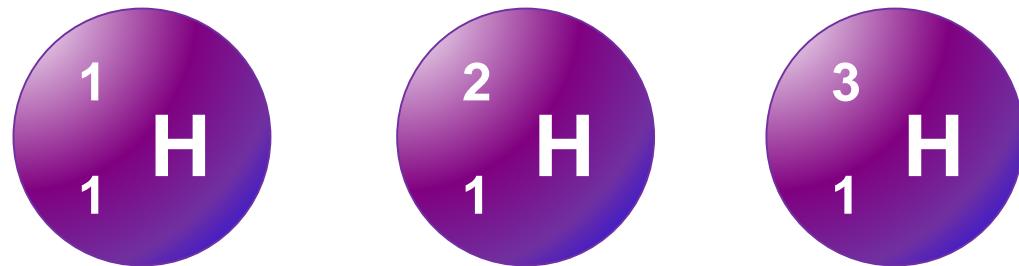
## EXEMPLO



<b>NOME DO ELEMENTO</b>	<i>Cloro</i>	<i>Cloro</i>
<b>NÚMERO DE MASSA (A)</b>	<b>35</b>	<b>37</b>
<b>NÚMERO ATÔMICO (z)</b>	17	17
<b>NÚMERO DE PRÓTONS (p)</b>	17	17
<b>NÚMERO DE ELÉTRONS (e)</b>	17	17
<b>NÚMERO DE NÊUTRONS (n)</b>	<b>18</b>	<b>20</b>

**Alguns isótopos recebem nomes diferentes entre si.**

## EXEMPLO



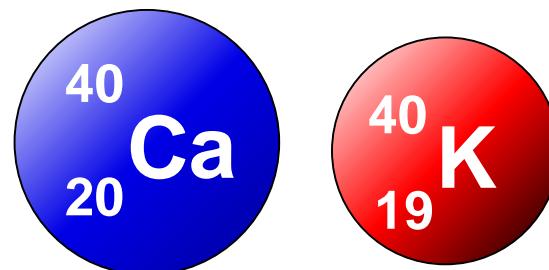
NOME DO ELEMENTO	Hidrogênio 1	Hidrogênio 2	Hidrogênio 3
<b>NOME ESPECIAL</b>	MONOTÉRIO	DEUTÉRIO	TRITÉRIO
	<i>Hidrogênio leve</i>	<i>Hidrogênio pesado</i>	<i>Trítio</i>
NÚMERO DE MASSA (A)	1	2	3
NÚMERO ATÔMICO (z)	1	1	1
NÚMERO DE PRÓTONS (p)	1	1	1
NÚMERO DE ELÉTRONS (e)	1	1	1
NÚMERO DE NÊUTRONS (n)	0	1	2

Dentre outros exemplos, podemos citar o Carbono (C) e o Fósforo (P).

# Elementos ISÓBAROS

Elementos químicos com os MESMOS NÚMEROS DE MASSA, porém com NÚMEROS ATÔMICOS DIFERENTES.

## EXEMPLO

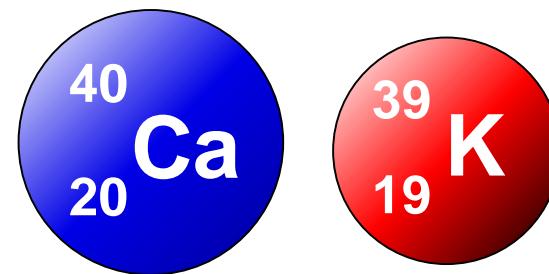


NOME DO ELEMENTO	Cálcio	Potássio
NÚMERO DE MASSA (A)	40	40
NÚMERO ATÔMICO (z)	20	19
NÚMERO DE PRÓTONS (p)	20	19
NÚMERO DE ELÉTRONS (e)	20	19
NÚMERO DE NÊUTRONS (n)	20	21

# Elementos ISÓTONOS

Elementos químicos com os MESMOS NÚMEROS DE NÊUTRONS, porém com NÚMEROS ATÔMICOS e NÚMEROS DE MASSA DIFERENTES.

## EXEMPLO

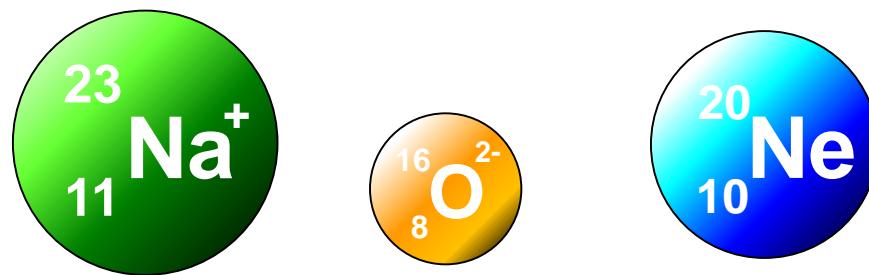


NOME DO ELEMENTO	Cálcio	Potássio
NÚMERO DE MASSA (A)	40	39
NÚMERO ATÔMICO (z)	20	19
NÚMERO DE PRÓTONS (p)	20	19
NÚMERO DE ELÉTRONS (e)	20	19
NÚMERO DE NÊUTRONS (n)	20	20

# Átomos ISOELETRÔNICOS

Elementos químicos com os **MESMOS NÚMEROS DE ELÉTRONS.**

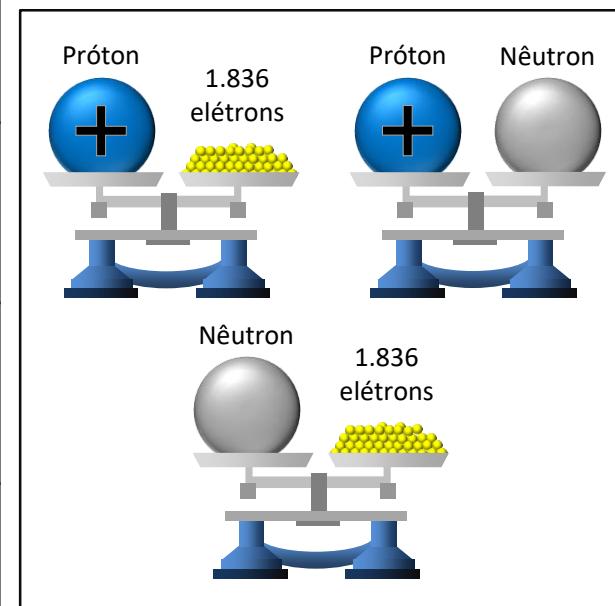
## EXEMPLO



NOME DO ELEMENTO	Sódio	Oxigênio	Neônio
NÚMERO DE MASSA (A)	23	16	20
NÚMERO ATÔMICO (z)	11	8	10
NÚMERO DE PRÓTONS (p)	11	8	10
NÚMERO DE ELÉTRONS (e)	<b>10</b>	<b>10</b>	<b>10</b>
NÚMERO DE NÊUTRONS (n)	12	8	10

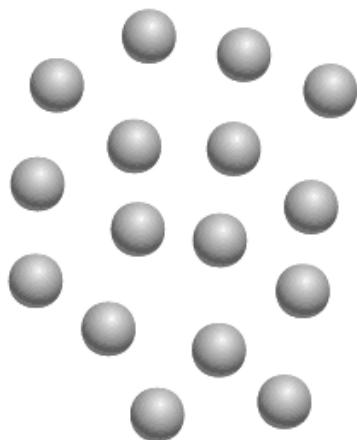
# Principais características das partículas elementares do átomo

Nome	Região do átomo	Símbolo	Carga (C)	Massa relativa ao próton	Massa (g)
Elétron	Eletrosfera	e	$-1,6 \times 10^{-19}$	1/1840	$9,11 \times 10^{-28}$
Próton	Núcleo	p	$1,6 \times 10^{-19}$	1	$1,67 \times 10^{-24}$
Nêutron	Núcleo	n	0	1	$1,67 \times 10^{-24}$

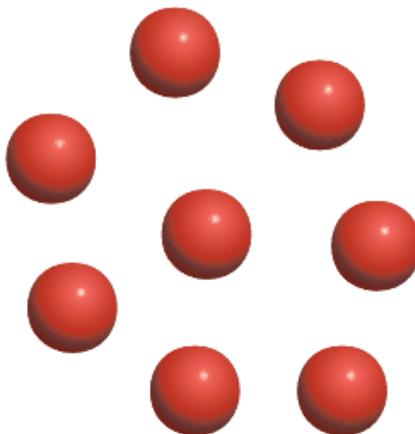


# Modelos Atômicos

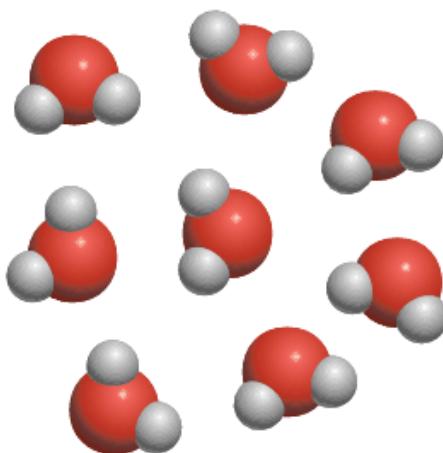
- Átomos



Átomos do elemento X



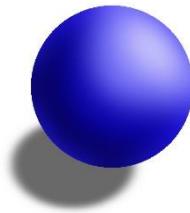
Átomos do elemento Y



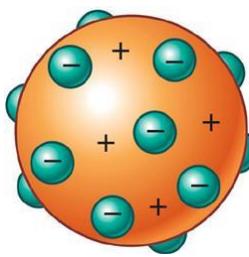
Átomos do composto entre X e Y

# Modelos Atômicos

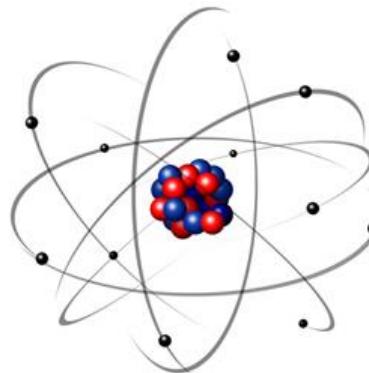
- Modelos atômicos:



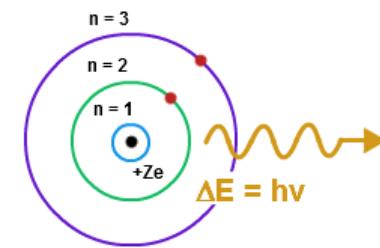
Dalton



Thomson



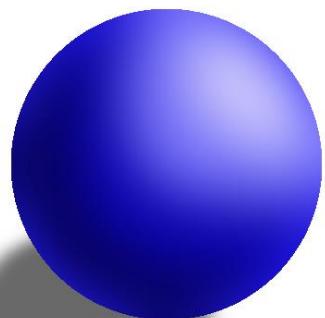
Rutherford



Rutherford - Bohr

# Modelos Atômicos

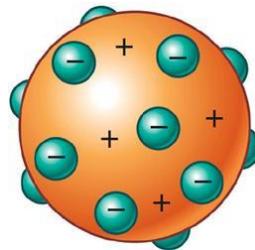
- Modelo de Dalton



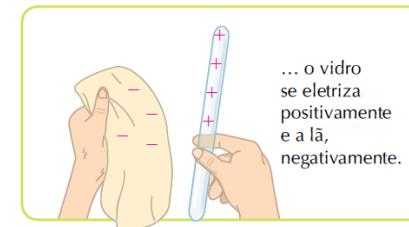
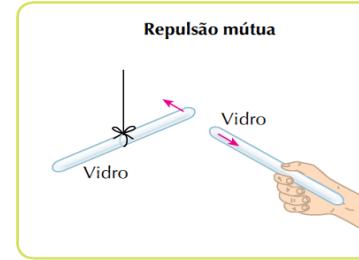
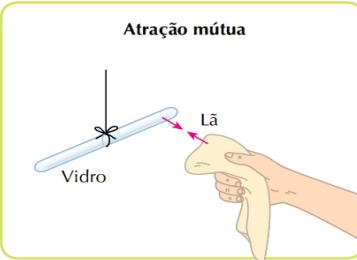
Átomo indivisível (in = não = a // tomo = parte);  
Átomos diferentes;  
Átomos maciços;  
Átomos duros.

# Modelos Atômicos

- Modelo de Thomson

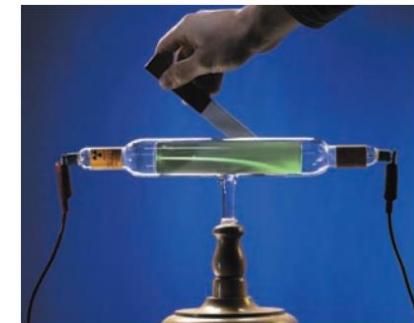
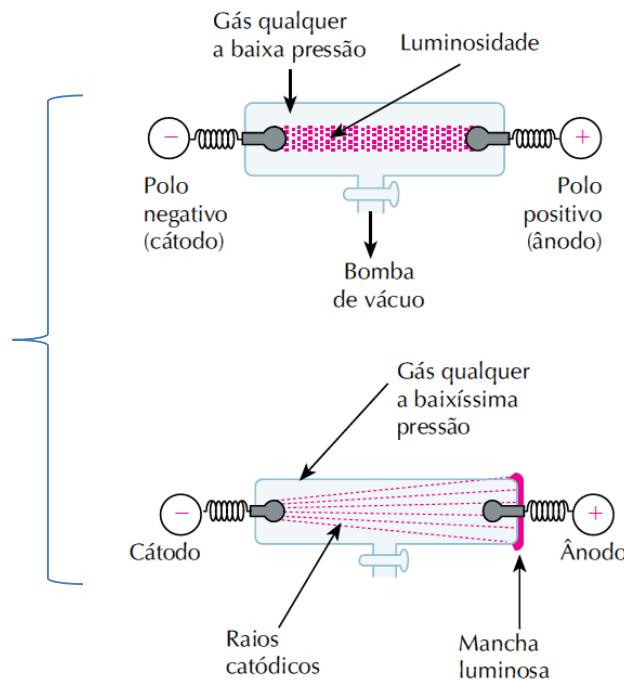
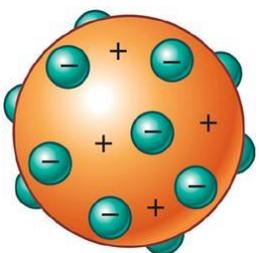


Cargas elétricas dispostas aleatoriamente.



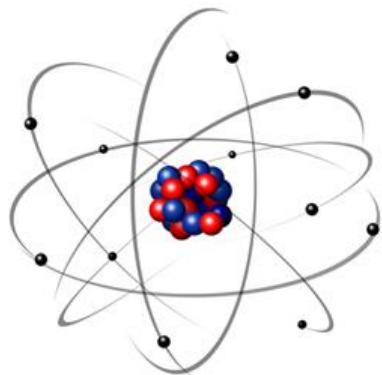
# Modelos Atômicos

- Modelo de Thomson

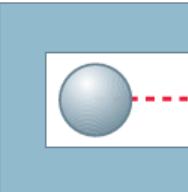


# Modelos Atômicos

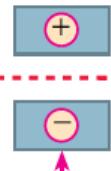
- Modelo de Rutherford



Elétrons e prótons em localização definida.



Emissão  
radioativa

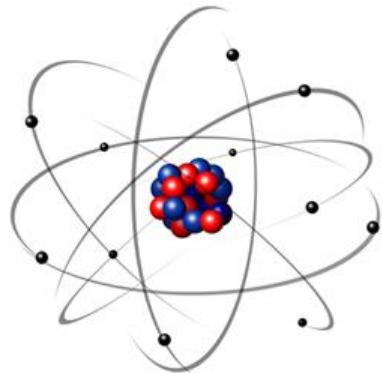


Campo  
elétrico

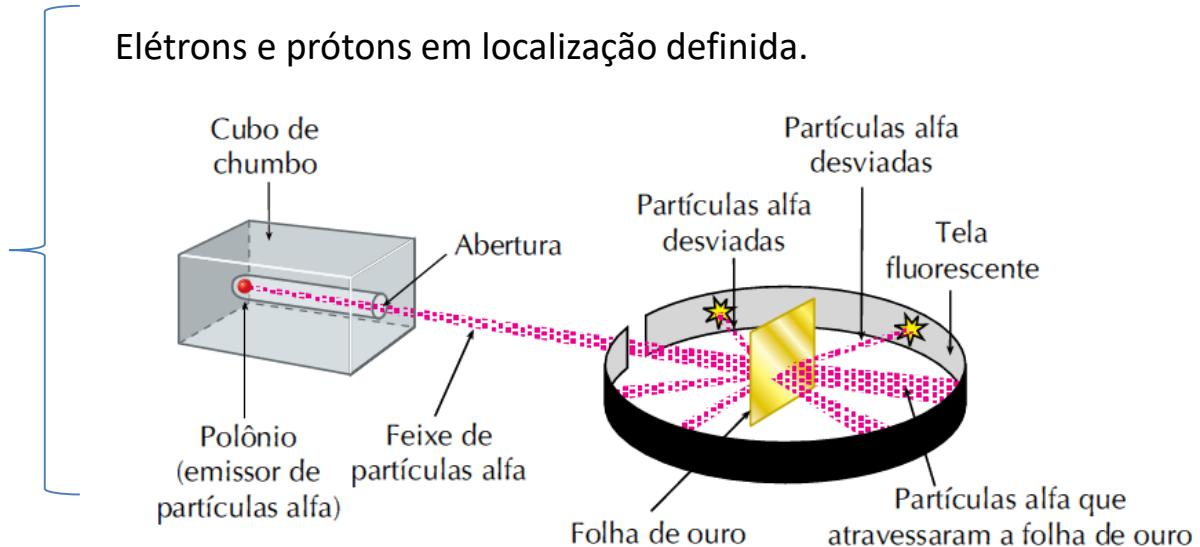
Radiações  
 $\beta$  (beta)  
Radiações  
 $\gamma$  (gama)  
Radiações  
 $\alpha$  (alfa)

# Modelos Atômicos

- Modelo de Rutherford

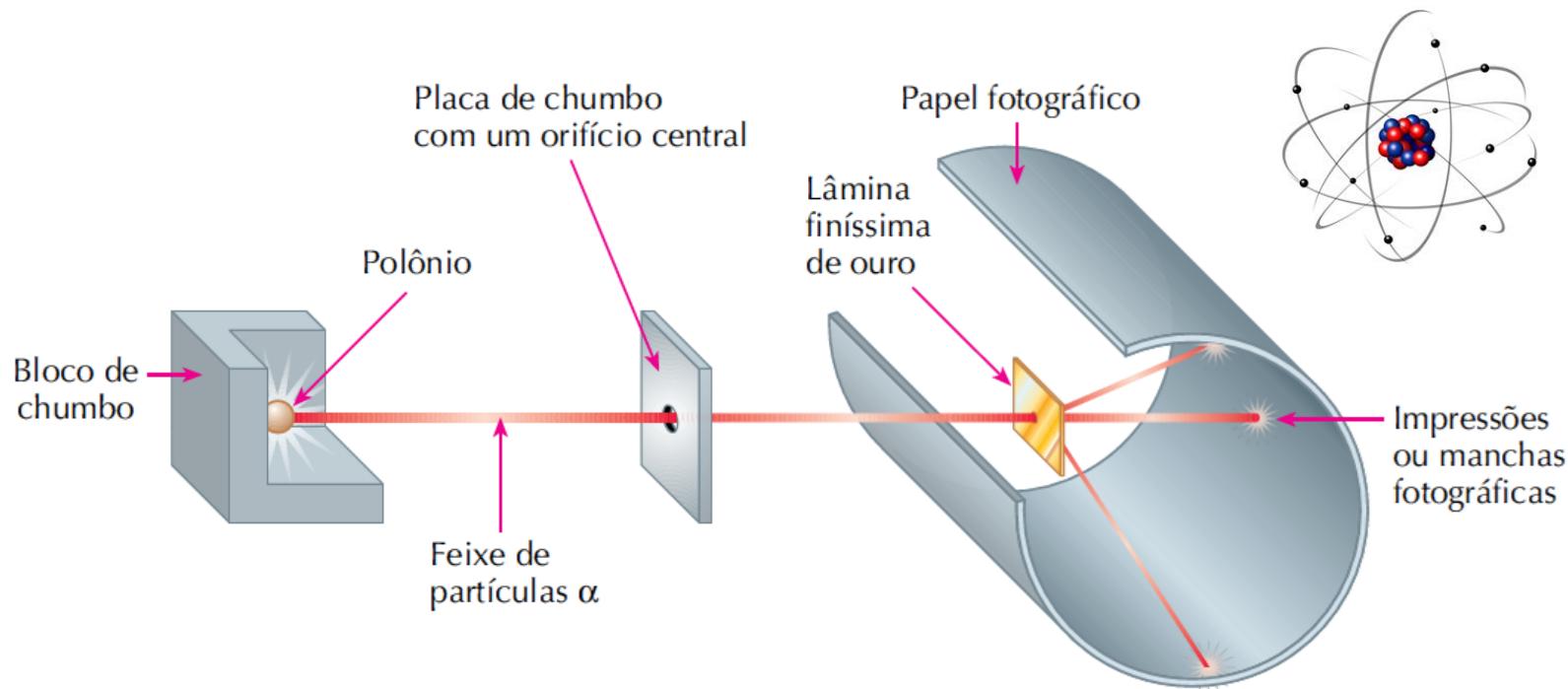


Elétrons e prótons em localização definida.



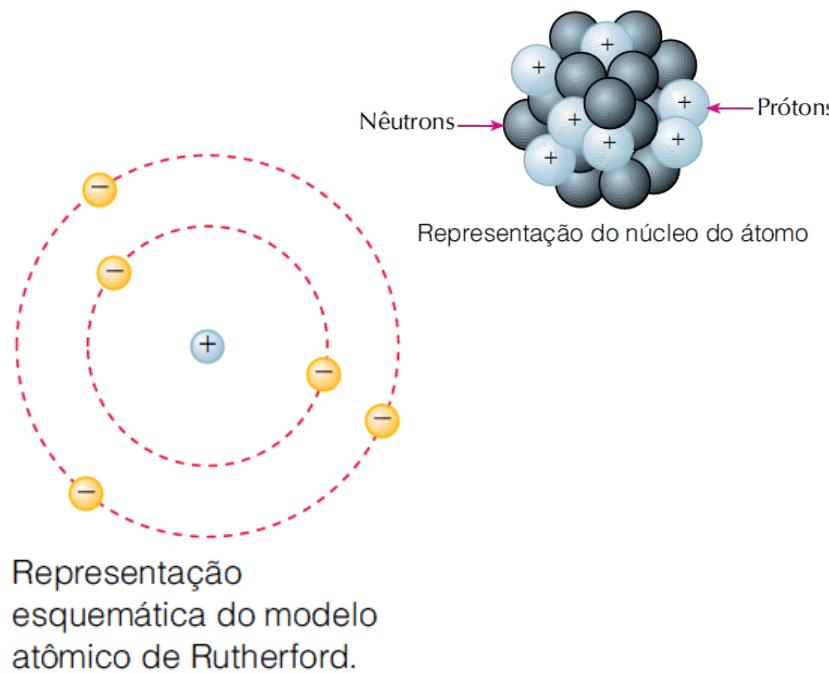
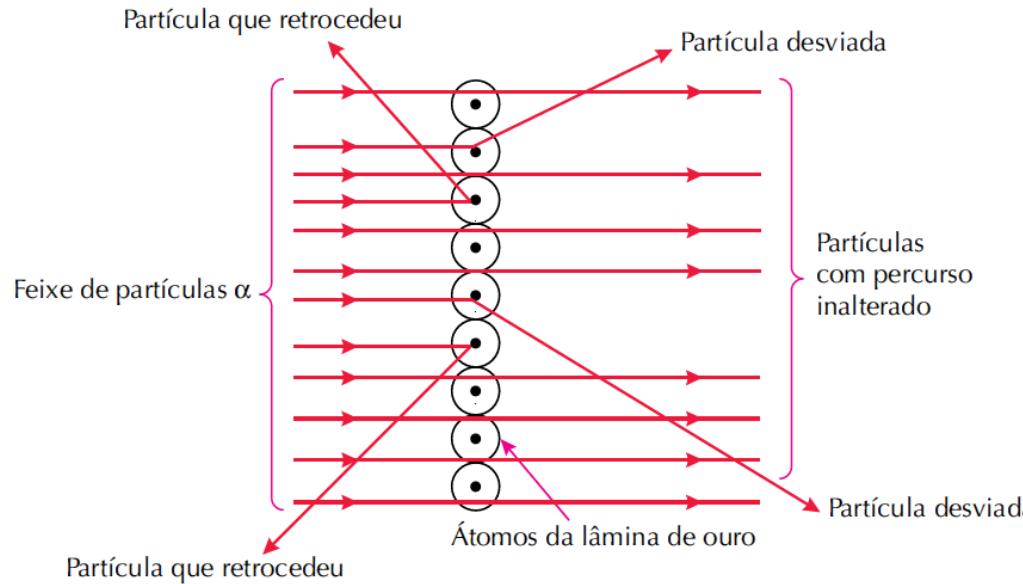
# Modelos Atômicos

- Modelo de Rutherford



# Modelos Atômicos

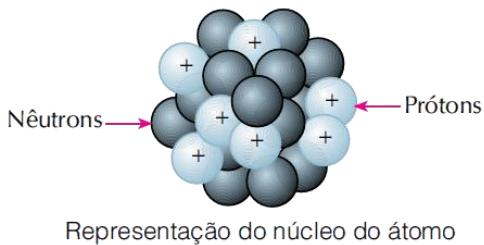
- **Modelo de Rutherford**



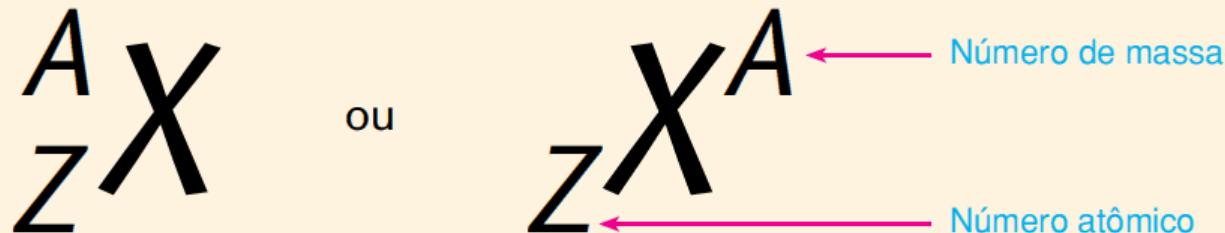
# Modelos Atômicos

- Modelo de Rutherford

$$A = Z + N$$

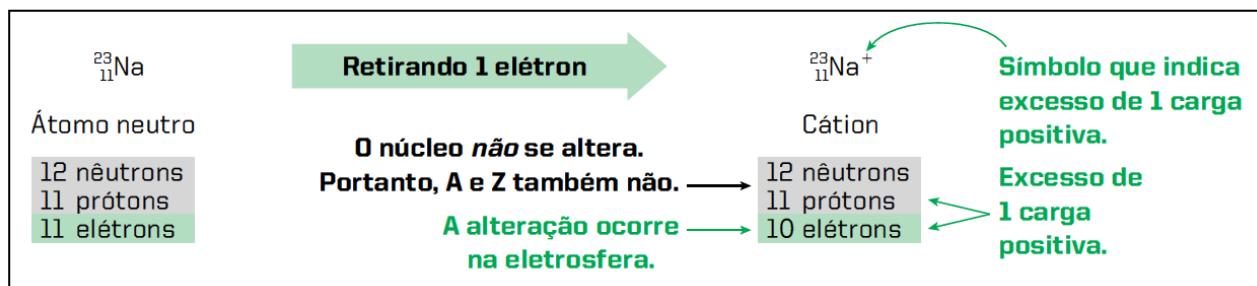
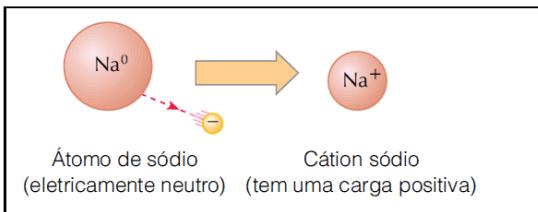
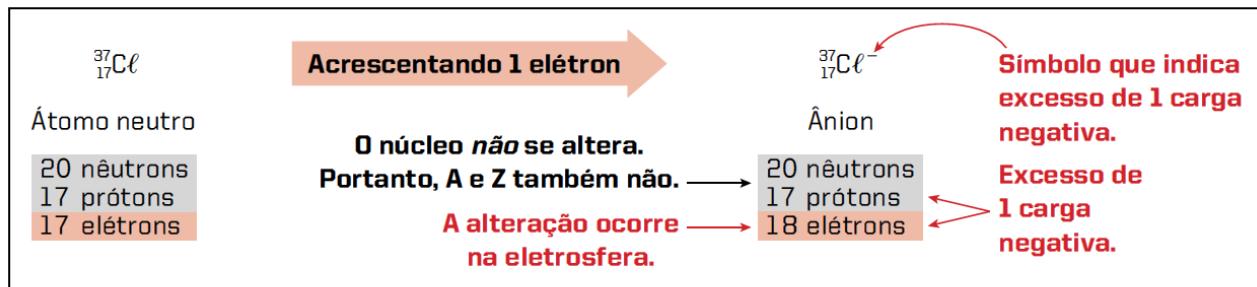
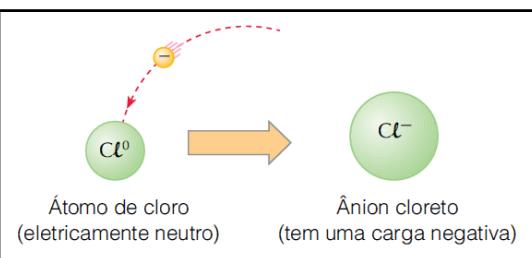


Partícula	Massa	Carga elétrica
Próton	1	+1
Nêutron	1	0
Elétron	$\frac{1}{1.836}$	-1

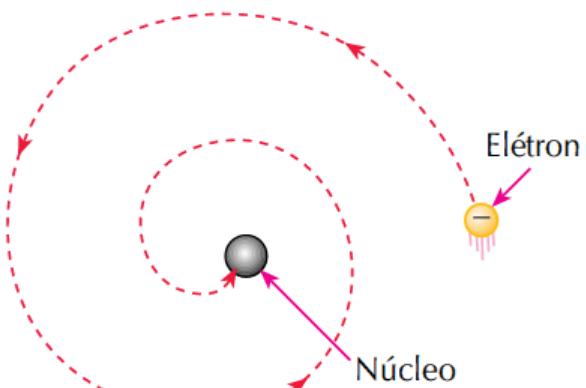


# Modelos Atômicos

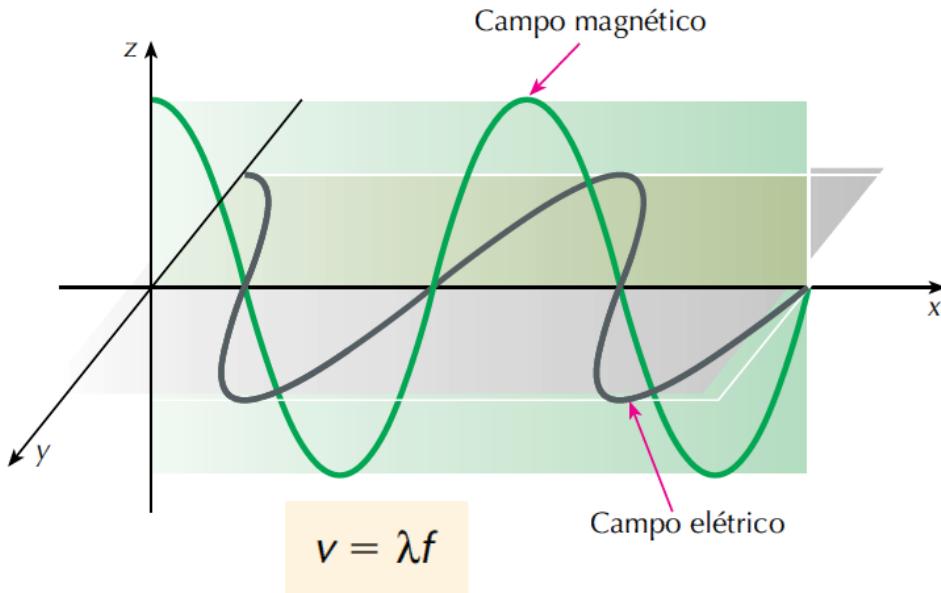
- Íons



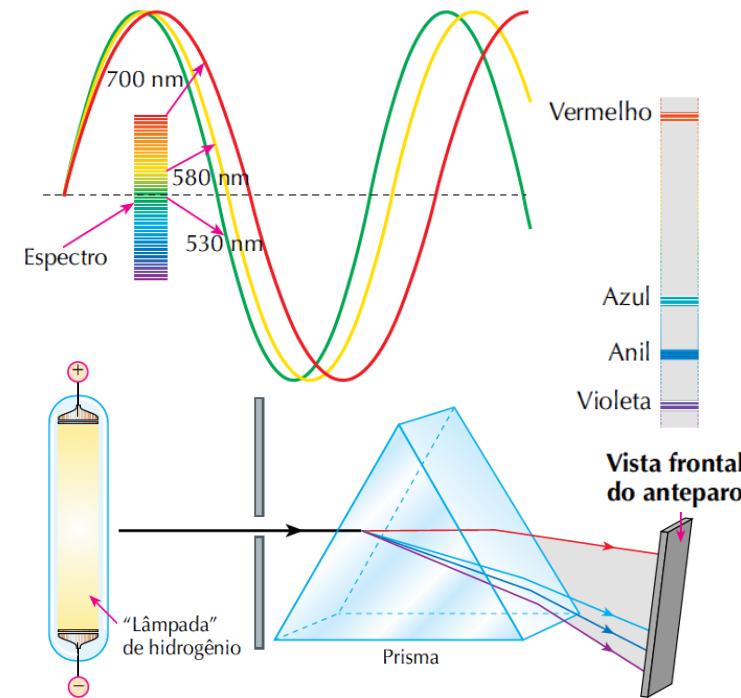
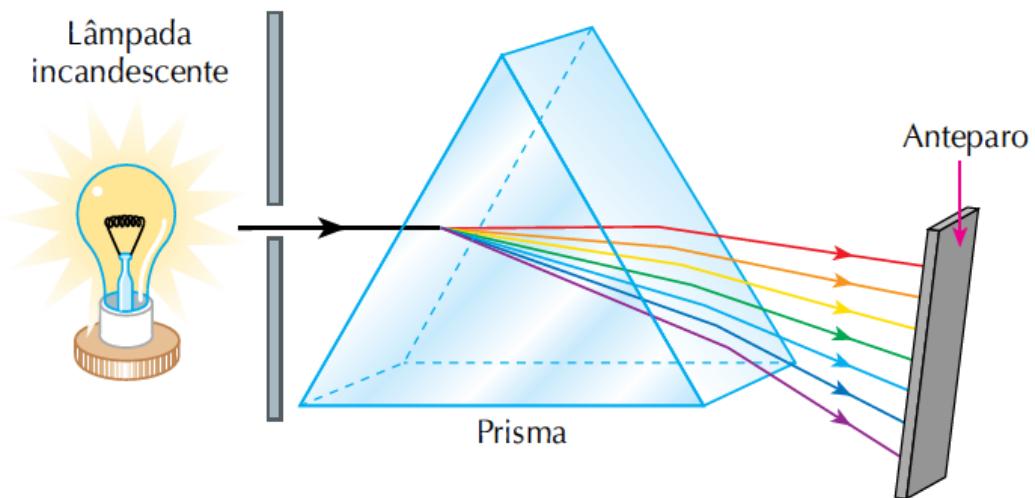
# Distribuição eletrônica



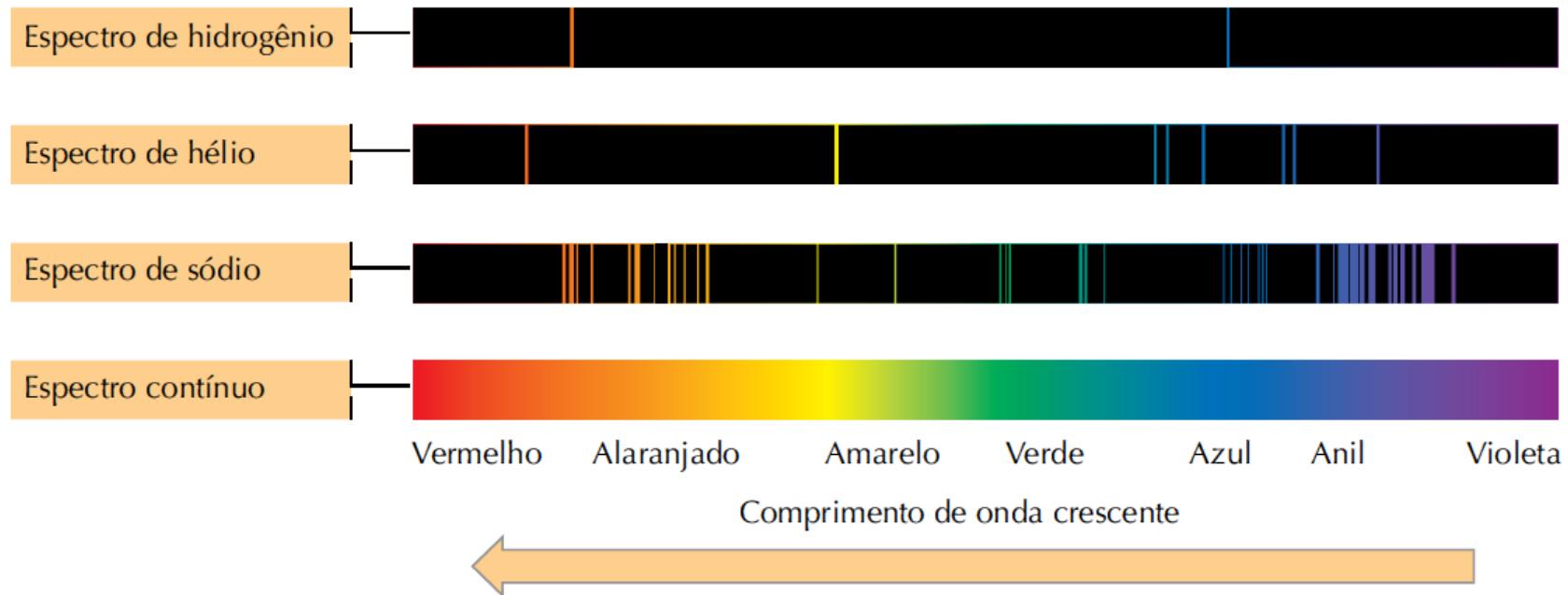
?



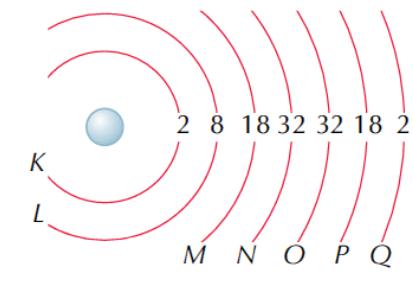
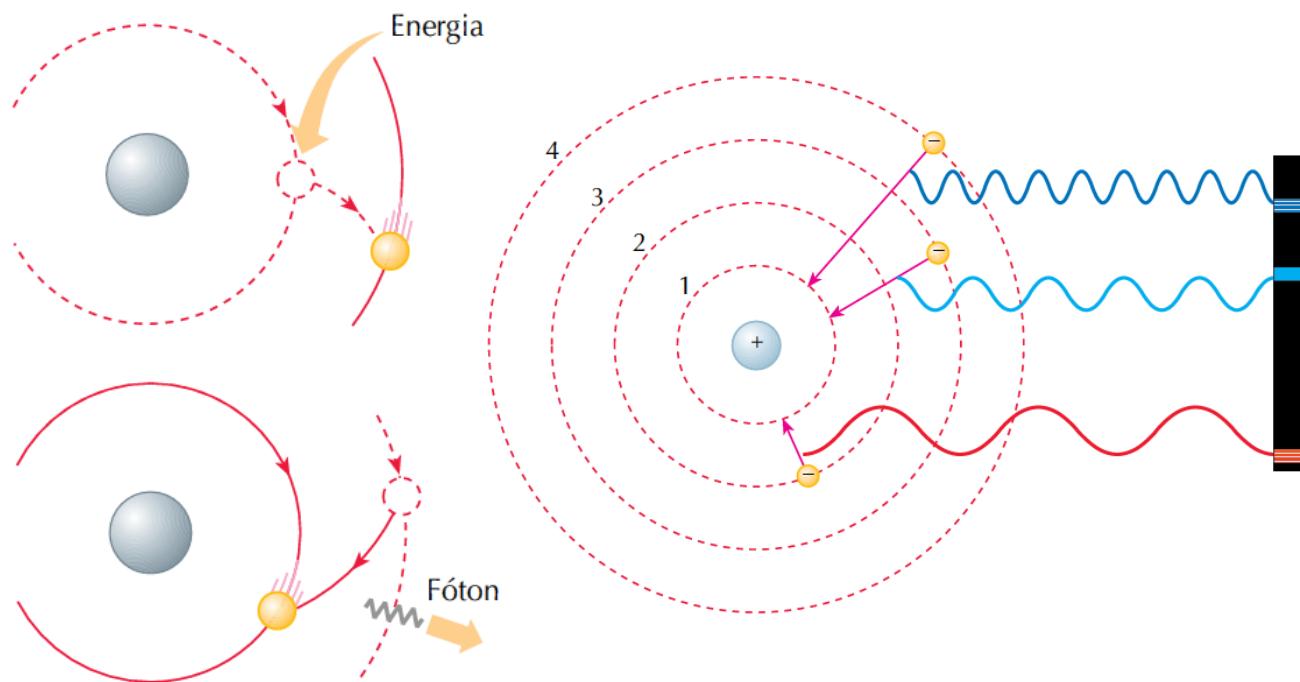
# Distribuição eletrônica



# Distribuição eletrônica



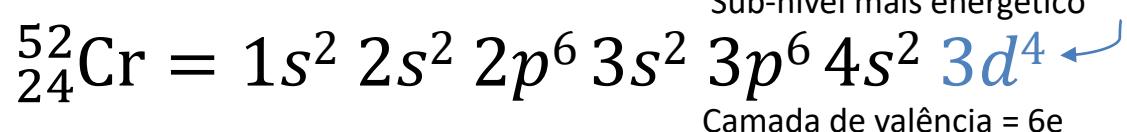
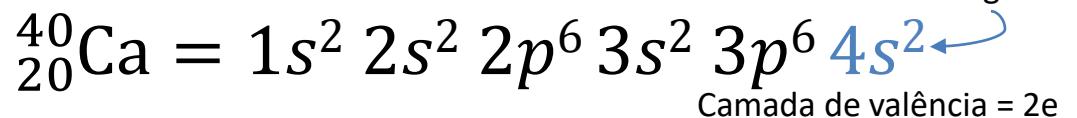
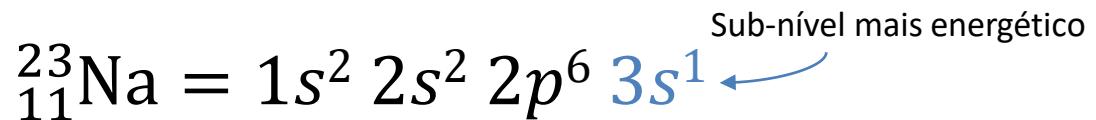
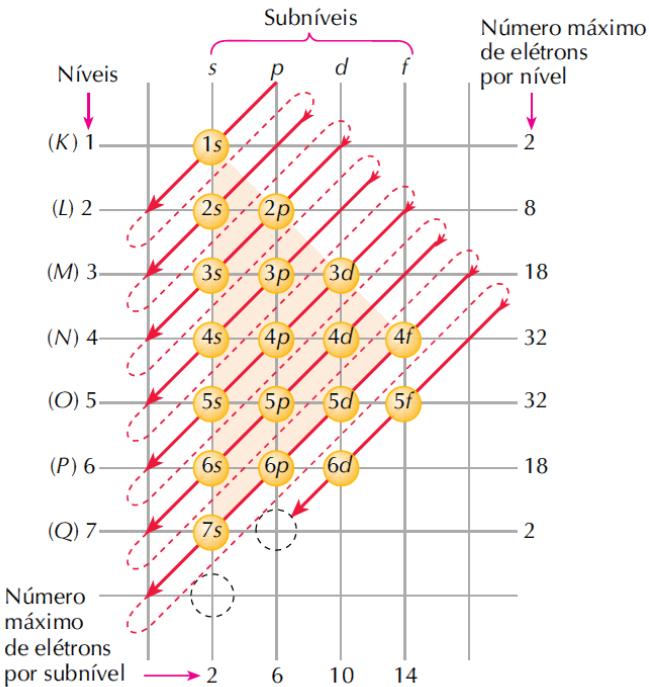
# Distribuição eletrônica



Camada	Número máximo de elétrons
K	2
L	8
M	18
N	32
O	32
P	18
Q	2

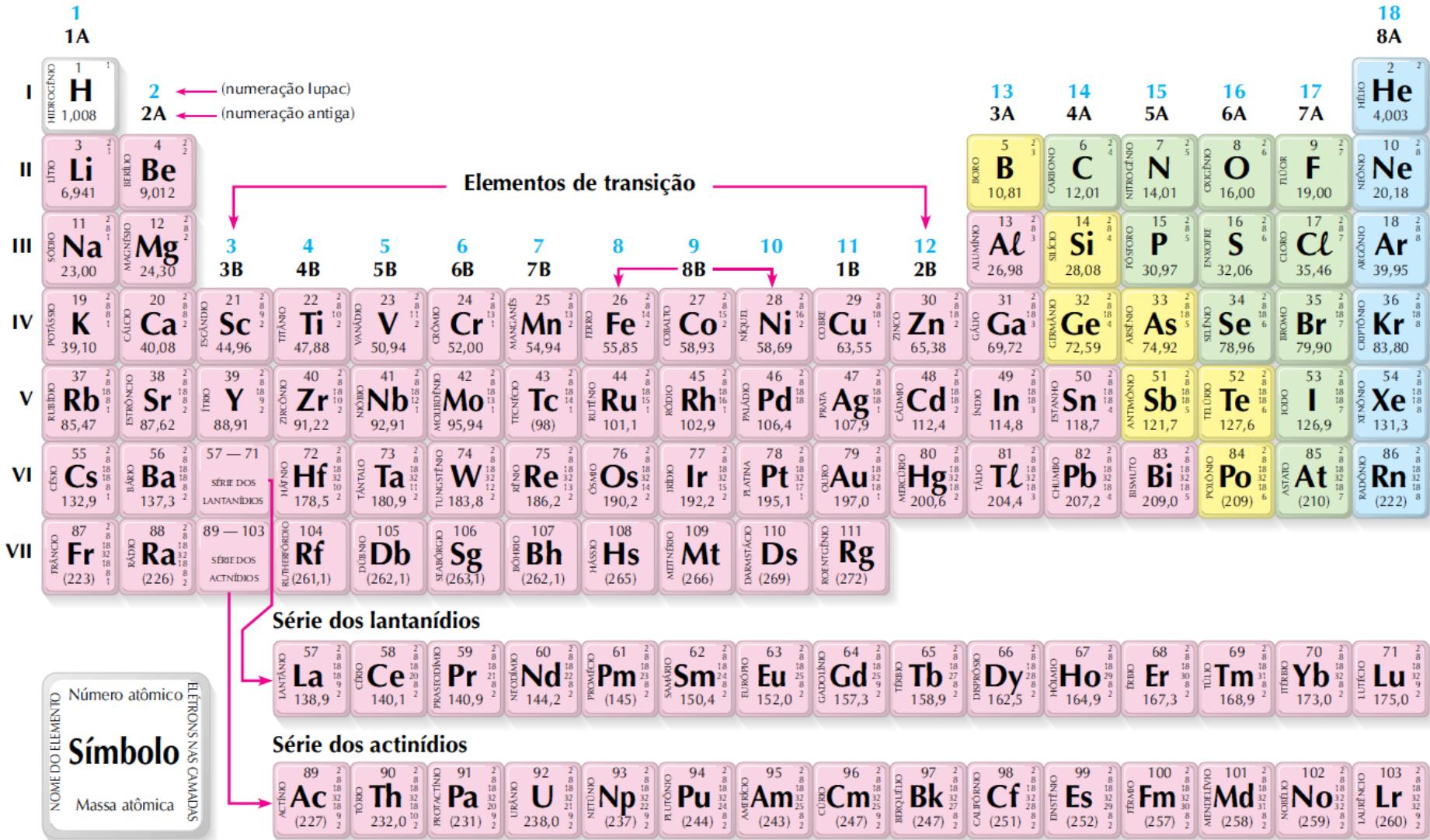
# Distribuição eletrônica

Diagrama de Pauling

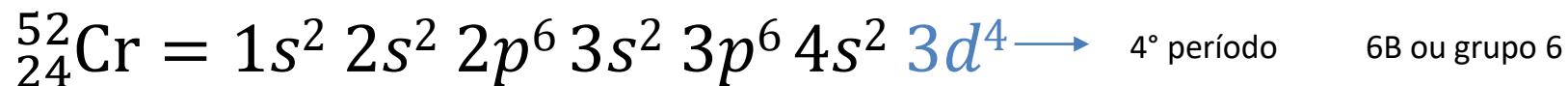


Camada de valência

$s^x$	$\rightarrow x$
$s^2 + p^x$	$\rightarrow 2 + x$
$s^2 + d^x$	$\rightarrow 2 + x$
$s^2 + f^x$	$\rightarrow 2 + x$



# Tabela Periódica



Camada de valência	$\begin{cases} s^x & \rightarrow x \\ s^2 + p^x & \rightarrow 2+x \\ s^2 + d^x & \rightarrow 2+x \\ s^2 + f^x & \rightarrow 2+x \end{cases}$
--------------------	--

# Tabela Periódica

Tipo	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Metal	+1	+2	+3	+4				
Ametal				-4	-3	-2	-1	0

1A	8A						
H ·	2A	3A	4A	5A	6A	7A	He: ·
Li ·	Be : ·	· B : ·	· C ·	·· N ·	·· O ·	·· F ·	: Ne : ·
Na ·	Mg : ·	· Al : ·	· Si ·	·· P ·	·· S ·	·· Cl ·	: Ar : ·
K ·	Ca : ·	· Ga : ·	· Ge ·	·· As ·	·· Se ·	·· Br ·	: Kr : ·
Rb ·	Sr : ·	· In : ·	· Sn ·	·· Sb ·	·· Te ·	·· I ·	: Xe : ·
Cs ·	Ba : ·	· Tl : ·	· Pb ·	·· Bi ·	·· Po ·	·· At ·	: Rn : ·

Os metais perdem elétrons e se transformam em cátions.

Os não-metais (e alguns semimetais) ganham elétrons e se transformam em ânions.

1A	8A						
H <sup>+</sup>	2A	3A	4A	5A	6A	7A	
Li <sup>+</sup>				N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>	
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>		P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ga <sup>3+</sup>			Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>	
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>				Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>	
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>						

# Revisão – Ligação Química

- Estrutura de Lewis:

  - Gilbert Newton Lewis





  - Estabilidade máxima é alcançada quando um átomo torna-se isoeletrônico com um gás nobre.
  - Nas ligações químicas os elétrons mais externos são utilizados, conhecidos por elétrons de valência.
  - O símbolo de Lewis consiste no símbolo do elemento químico e mais um ponto para cada elétron de valência.

	1A(1)	2A(2)	3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)	8A(18)
Period	$ns^1$	$ns^2$	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
2	•Li	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
3	•Na	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•

Group	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
<i>Number of electrons in valence shell</i>	1	2	3	4	5	6	7	8 (except He)
Period 1	H :							He :
Period 2	Li :	Be :	B :	C :	N :	O :	F :	Ne :
Period 3	Na :	Mg :	Al :	Si :	P :	S :	Cl :	Ar :
Period 4	K :	Ca :	Ga :	Ge :	As :	Se :	Br :	Kr :
Period 5	Rb :	Sr :	In :	Sn :	Sb :	Te :	I :	Xe :
Period 6	Cs :	Ba :	Tl :	Pb :	Bi :	Po :	At :	Rn :
Period 7	Fr :	Ra :						

# Revisão – Ligação Química

- Regra do Octeto:

oito elétrons

ESTABILIDADE...

Ligação Iônica

Ligação metálica

Ligação covalente

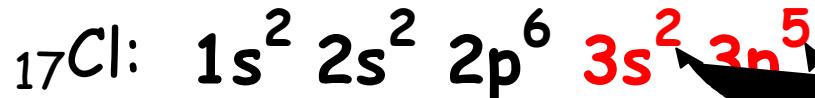
## Revisão - Ligação Iônica:

- Ligação entre átomos que prevalece a doação ou ganho de elétrons, assim sendo sempre haverá formação de íons (cátions (+) e ânions (-)).
- Veja o exemplo do composto iônico NaCl (sal de cozinha):

8 elétron na  
penúltima camada.



1 elétron na camada  
de valência (fronteira).



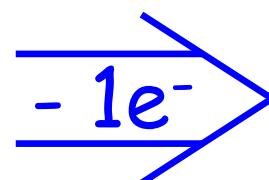
7 elétron na camada  
de valência (fronteira).

## Revisão - Distribuição eletrônica :

$_{11}Na$

$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \boxed{3s^1}$

Retirando um elétron  
da camada de valência



$_{11}Na^+$

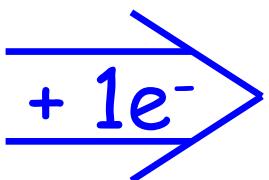
$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ \square$

Um elétron a menos  
na camada de valência

$^{17}Cl$

$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \boxed{3s^2 \ 3p^5}$

Acrescentando um elétron  
na camada de valência



$^{17}Cl^-$

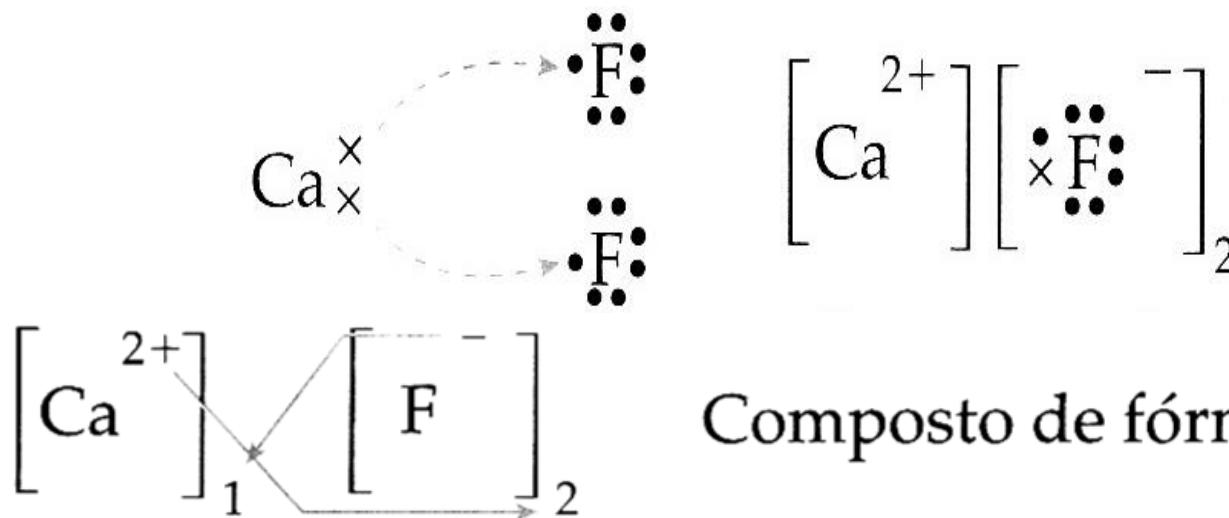
$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \boxed{3s^2 \ 3p^6}$

Um elétron a mais  
na camada de valência

## Revisão - Ligação Iônica:

- O sódio (Na) perderá um elétron tornando se estável com os oito elétrons restantes da penúltima camada. Será formado o cátion  $\text{Na}^+$ , veja que o símbolo **POSITIVO (+) INDICA À AUSÊNCIA DE ELÉTRONS.**
- O cloro (Cl) ganhará um elétron tornando se estável com oito elétrons na ultima camada. Assim será formado um ânion,  $\text{Cl}^-$ ; veja que o símbolo **NEGATIVO (-) INDICA O GANHO DE ELÉTRONS.**

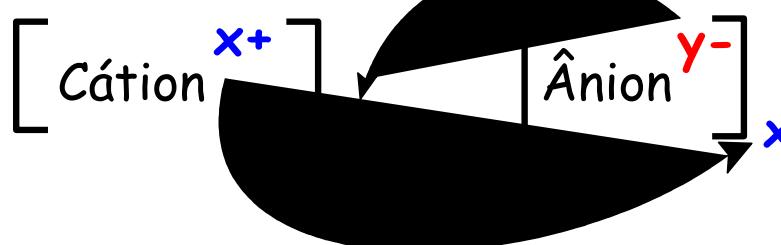
# Revisão - Fórmula Iônica:

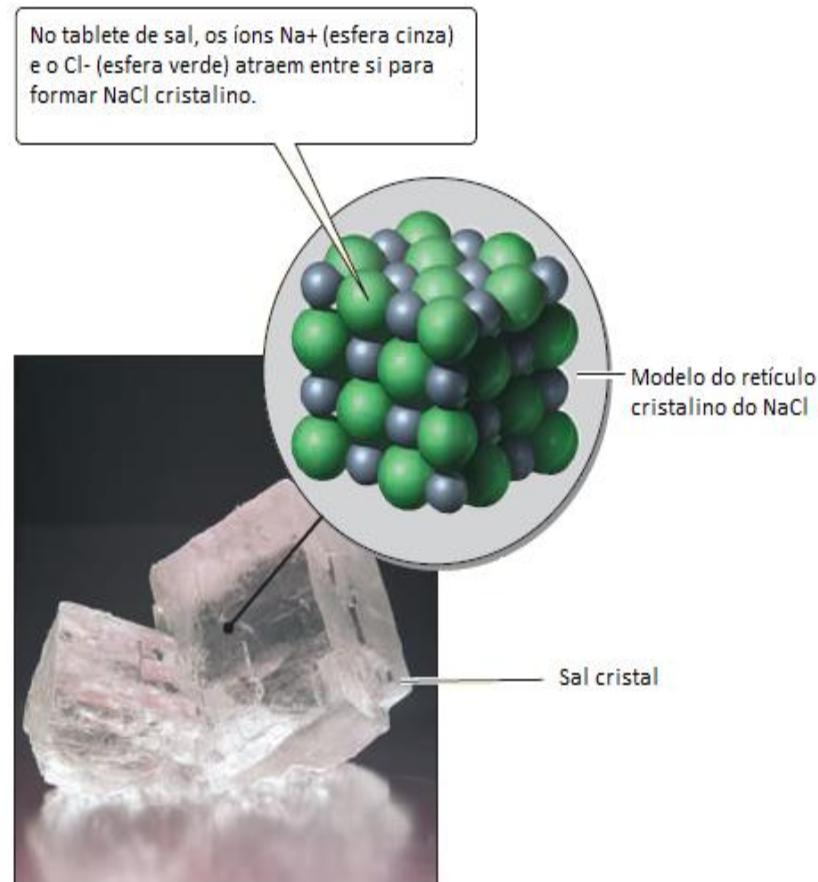
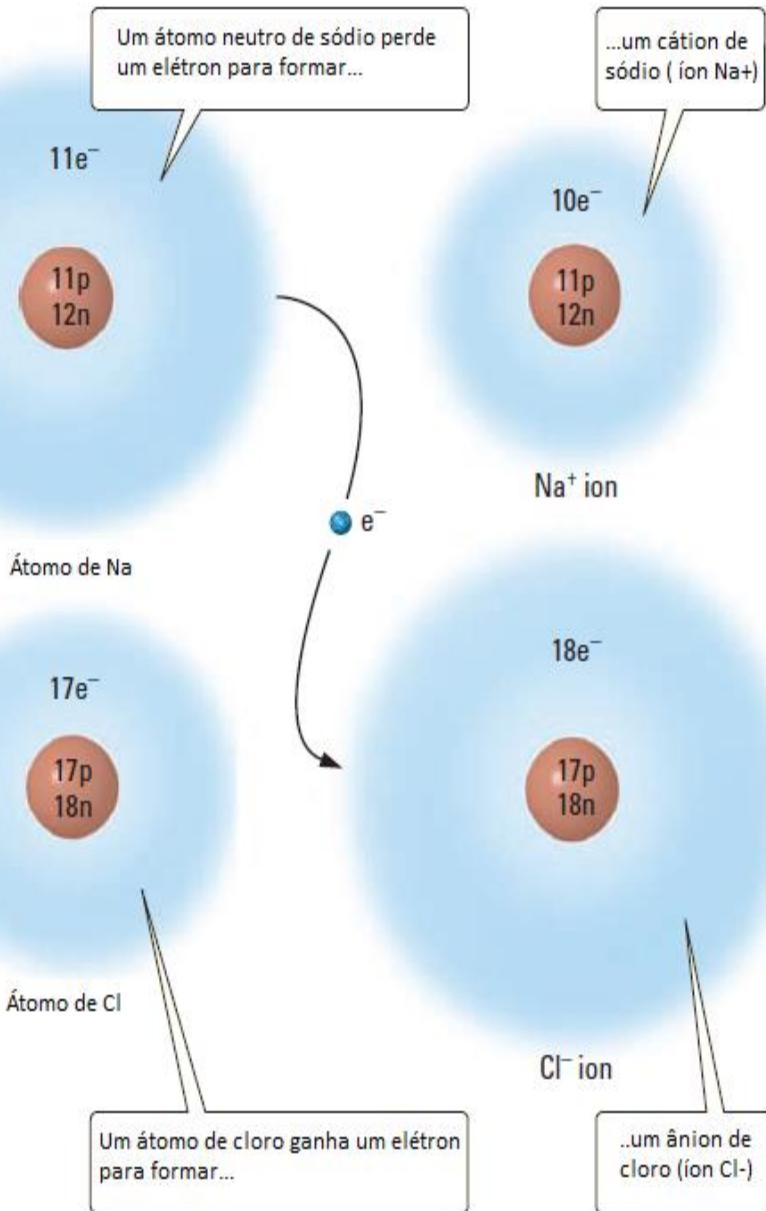


Composto de fórmula  $\text{CaF}_2$



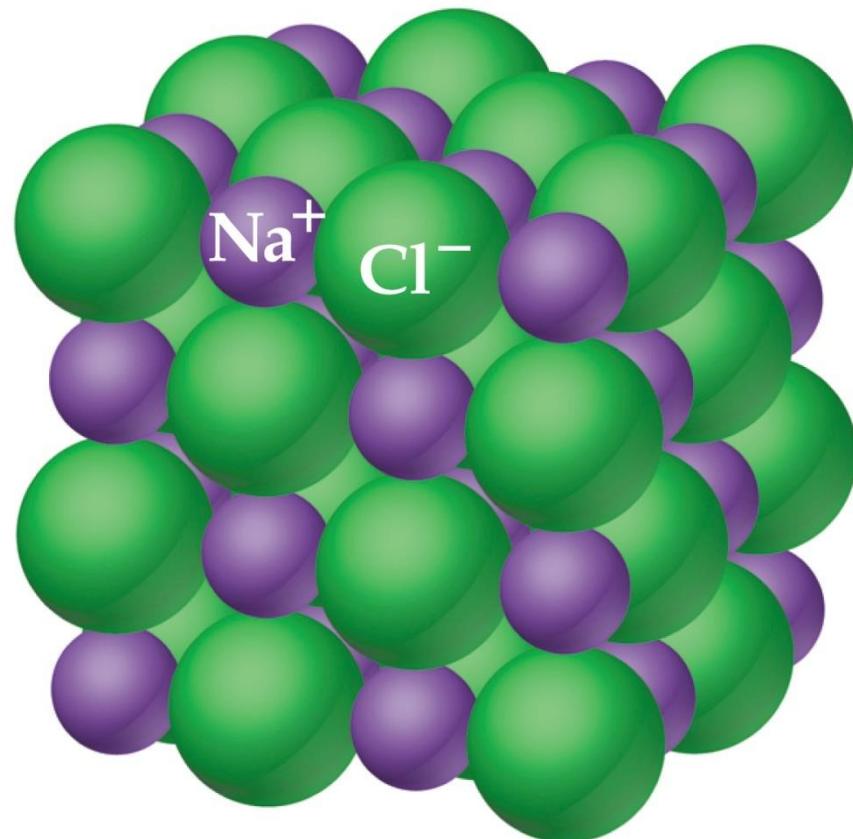
Composto de fórmula  $\text{Al}_2\text{O}_3$



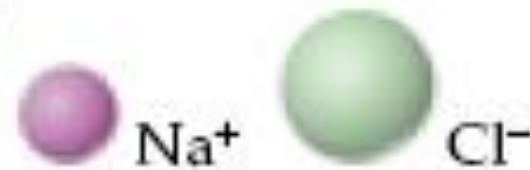


$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{d^2}$$

# Revisão - Retículo cristalino:



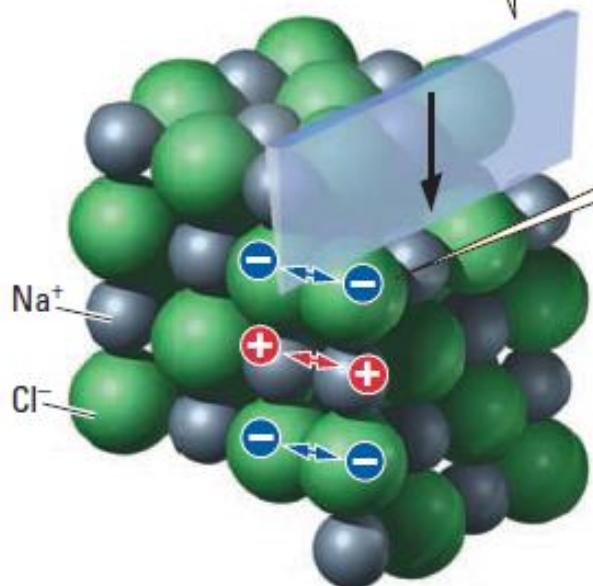
$$F = k \frac{Q_1 Q_2}{d^2}$$



# Ruptura de cristal

1

Quando uma força externa causa o deslocamento de uma camada de íons ocorre a formação de defeitos ou ruptura.



2

O defeito do cristal envolve o rearranjo entre os íons de cargas opostas, ou caso contrário ocorrerá a ruptura do cristal.

3

A forte força repulsiva produz o arranjo de íons em camadas divididas.



## Exercícios:

- Dados os grupos dos elementos, faça a representação de Lewis e forneça a fórmula resultante para as ligações iônicas entre os elementos:
  - I- Ca (grupo 2) e Br (grupo 17).
  - II-Na (grupo 1) e O (grupo 16).
  - III-Mg (grupo 2) e S (grupo 16).
  - IV-Al (grupo 13) e F (grupo 17).

## Exercícios:

- Os compostos formados pelos pares:
- Mg e Cl;                    Ca e O;                    Li e O;                    K e Br;
- possuem fórmulas cujas proporções entre os cátions e os ânions são, respectivamente:
- (Dados: Li ( $Z = 3$ ); O ( $Z = 8$ ); Mg ( $Z = 12$ ); Cl ( $Z = 17$ ); K ( $Z = 19$ ); Ca ( $Z = 20$ ); Br ( $Z = 35$ )).
- a) 1 : 1                    2 : 2                    1 : 1                    1 : 2
- b) 1 : 2                    1 : 2                    1 : 1                    1 : 1
- c) 1 : 1                    1 : 2                    2 : 1                    2 : 1
- d) 1 : 2                    1 : 1                    2 : 1                    1 : 1
- e) 2 : 2                    1 : 1                    2 : 1                    1 : 1

# Extras

## VÍDEOS DO YOUTUBE

*Modelo Atômico de Rutherford experimento renovador*

Link: [http://www.youtube.com/watch?v=HmsI7z6HM\\_U](http://www.youtube.com/watch?v=HmsI7z6HM_U)

*Dr quântico, experimento da fenda dupla - qsn 4*

Link: [http://www.youtube.com/watch?v=gAKGCtOi\\_4o](http://www.youtube.com/watch?v=gAKGCtOi_4o)

## SIMULAÇÕES

*Simulações on-line no ensino da Física*

Link: [http://nautilus.fis.uc.pt/personal/antoniojm/applets\\_pagina/quantica.htm](http://nautilus.fis.uc.pt/personal/antoniojm/applets_pagina/quantica.htm)

*Modelos atômicos para o átomo*

Link: <http://atomoemeio.blogspot.com.br/2009/02/simulador-modelos-atomaticos-para-o-atomo.html>

## CURIOSIDADES

*Como funcionam os raios X?*

Link: <http://ciencia.hsw.uol.com.br/raios-x2.htm>

## PALAVRAS CRUZADAS

*Estrutura Atômica*

Link: <http://www.quimica.net/emiliano/crosswords/estrutura-atomica/index.html>

## LISTA DE EXERCÍCIOS

Link: <http://www.coladaweb.com/exercicios-resolvidos/exercicios-resolvidos-de-quimica/estrutura-do-atomo>

# Bibliografia

- ATKINS, P. JONES, L. Princípios de Química, questionando a vida moderna e o meio ambiente, Trad. Ignez Caracelli et al. Porto Alegre: Bookman, 2001.
- MORTIMER, E. F.; Machado, A. H. Química para o ensino médio: volume único. São Paulo, Scipione, 2002.
- ROMANELLI, L. I.; JUSTI, R. da S. Aprendendo química. Ijuí, Ed. Unijuí, 1997.
- ROCHA-FILHO R. C. Átomos e tecnologia, Química Nova na Escola.1996. v.3.
- ROMANELLI, L. I. O professor no ensino do conceito átomo, Química Nova na Escola. 1996. v.3.
- CHASSOT, A. I. Prováveis modelos de átomos, Química Nova na Escola. 1996. v.3.
- CHASSOT, A. I. Raios X e radioatividade, Química Nova na Escola. 1995. v.2.
- CHASSOT, A. I. A Ciência através dos tempos, São Paulo: Moderna.
- <http://quimicasemsegredos.com/> Acesso em 25/05/2012.
- <http://pt.wikipedia.org> Acesso em 25/05/2012.
- [http://www.ciencia-cultura.com/Pagina\\_Fis](http://www.ciencia-cultura.com/Pagina_Fis) Acesso em 25/05/2012.
- <http://www.coladaweb.com/fisica> Acesso em 25/05/2012.
- <http://www.fisica.ufs.br> Acesso em 25/05/2012.
- <http://www.sofisica.com.br/conteudos> Acesso em 25/05/2012
- <http://www.soq.com.br/> Acesso em 25/05/2012.