

Estrutura atómica da materia

- 1.-Leis fundamentais da Química.
- 2.-Teoría atómica de Dalton.
- 3.-Descubrimento do electrón. O modelo de Thomson.
- 4.-Os raios X e a radioactividade.
- 5.-O experimento de Rutherford-Geiger-Marsden
- 6.-O modelo de Rutherford.
- 7.-Modelo atómico de Bohr.
- 8.-Caraterización dos átomos:
 - Partículas subatómicas: protóns, neutróns e electróns.
 - Núcleo e cortiza electrónica.
 - Número atómico e número másico.
 - Isotopos.
 - A masa dos átomos.
 - Situación dos electróns na cortiza electrónica.
 - Formación de ións.

Leis fundamentais da Química

- A Química, como ciencia moderna, nace no século XVIII con **Lavoisier**.
- Por medio do método científico e co uso sistemático da **balanza** Lavoisier, Proust e Dalton foron quen de descubrir as leis ponderais que son as que rexen os cambios químicos.

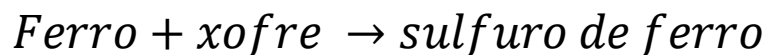
1ª: Lei de conservación da masa.

Nunha reacción química a materia nin se crea nin se destrúe, transforma-se. En suma: a masa das substancias iniciais e finais é a mesma.

2ª: Lei das proporcións definidas.

Cando dous ou máis elementos se combinan para formar un mesmo composto, combínan-se sempre nunha proporción en masa fixa.

Exemplo 1: Cando reaccionan 1,50 g de ferro con certa cantidade de xofre, forman-se 2,36 g dun sulfuro de ferro (combinación de xofre e ferro). Qué masa de xofre participou na reacción?



De acordo coa primeira Lei: a masa dos reativos é igual á masa dos produtos:

$$\text{masa}_{\text{Ferro}} + \text{masa}_{\text{xofre}} = \text{masa}_{\text{produto}} \rightarrow \text{masa}_{\text{xofre}} = 0,86 \text{ g}$$



Antoine Lavoisier (1743-1794)

- **Exemplo 2:** Cando o cobre (Cu) reacciona co xofre (S) para formar un sulfuro de cobre, faino en proporción de 1,98 partes de cobre por cada parte de xofre. Se facemos reaccionar 0,245 g de xofre, qué masa é necesaria de cobre? Canto sulfuro se formará?
1. A proporción 1,98 Cu/1 S indica que por cada unidade de masa de S precísan-se 1,98 unidades de masa de cobre.
 2. Fagamos unha proporción:

$$\frac{1 \text{ g S}}{1,98 \text{ g Cu}} = \frac{0,245 \text{ g S}}{x \text{ g Cu}} \rightarrow x = 0,481 \text{ g de Cu}$$

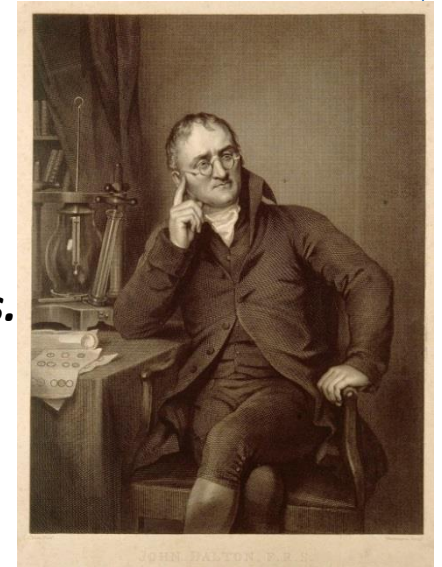
3. Para calcular a cantidade do produto final só resta sumar e obtemos 0,730 g de sulfuro de cobre.

- **Exemplo 3:** Completa a seguinte taboa:

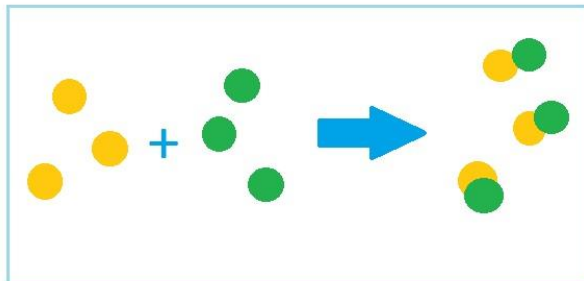
Experiencia	Masa de cloro	Masa de sodio	Masa de cloruro de sodio	Exceso de cloro	Exceso de sodio
1ª	1,54	1		0	0
2ª	1			0	0
3ª		1		0	0

Teoría atómica de Dalton

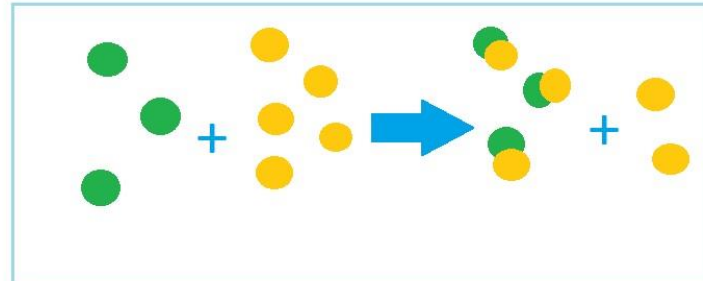
- Baseandose nas leis ponderais **John Dalton** (1766 -1844) retomando as ideas dos gregos da Era Clásica, **Leucipo** e **Demócrito**, afirmou que a materia era discontinua e estaba formada por partículas indivisíbeis : **os átomos**, elaborando unha teoría apoiada nas seguintes afirmacións:
 - Os elementos estan constituídos por **átomos**.
 - Os átomos son partículas **discretas, indivisíbeis e inalterabeis**.
 - Os átomos dun mesmo elemento son iguais.
 - Os compostos forman-se pola unión de átomos de elementos distintos.
 - Nunha reacción química, os átomos reagrupan-se máis nin se crean nin se destrúen. **Cumplen-se as leis ponderais**.



Lei de conservación da masa

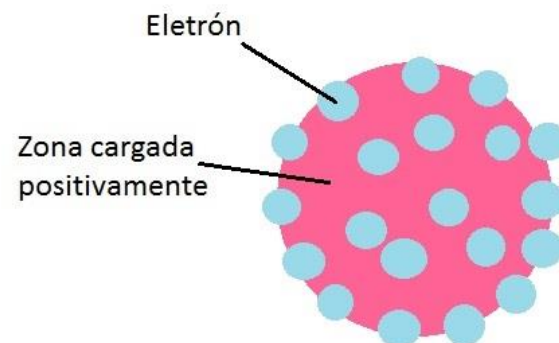
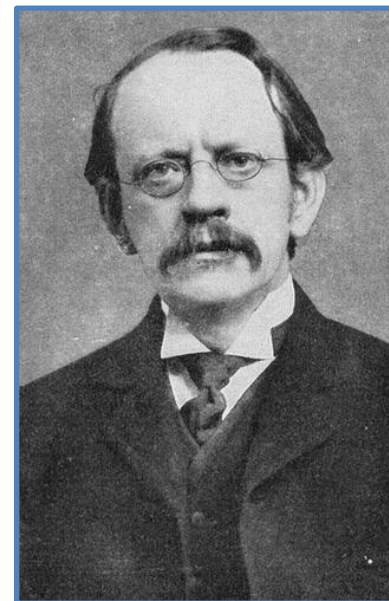


Lei das proporcións definidas



O descubrimento do electrón

- A finais do século XIX a Teoría Atomista era aceptada pola maioría dos científicos.
- No 1897 **Joseph John Thomson** (1856-1940) estuda a luz que aparecen en tubos de vidro con gas no seu interior cando son sometidos a descargas eléctricas altas.
- Os raios catódicos presentaban tres características:
 1. A súa traxectoria é retilínea.
 2. Estan formados por partículas que teñen masa.
 3. As partículas que forman os raios catódicos teñen carga eléctrica de signo negativo. Son os **electróns**.
- O seguinte video permite comprobar esas características:
<https://youtu.be/OYK2ndWAJmw>
- Thomson enuncia un modelo no que o átomo segue a ser unha **esfera maciza con carga +** distribuíndose homoxeneamente por toda esa masa tantos **electróns (carga-)** como sexan precisos para acadar a **neutralidade eléctrica**. Cando o átomo perde algún electrón, convirte-se nun átomo con carga + (un catión).

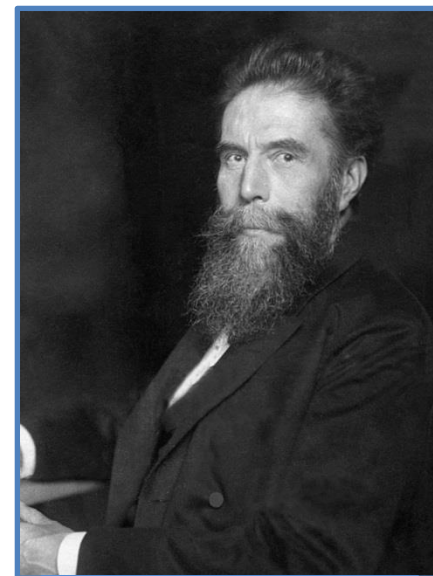


Modelo de J.J Thomson

Os raios X

- Wilhelm Röntgen (1845-1923) cando traballaba cun tubo de Crookes descubre unha radiación de frecuencia moi alta e de pequena lonxitude de onda, con grande poder de penetración.
- A radiación tiña as seguintes características:
 1. Os campos eletromagnéticos non as desvían, polo tanto non teñen carga.
 2. A súa velocidade é a da luz.
 3. Moi alto poder de penetración.
 4. Provocan fluorescencia en moitos materiais e velan as placas fotográficas.
 5. Ionizan os gases e atacan aos tecidos humanos.

Radiografía da man de Albert von Kolliker
feita polo propio Röntgen no ano 1896

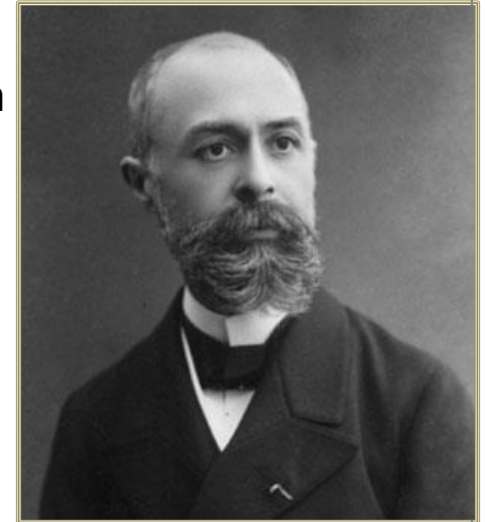
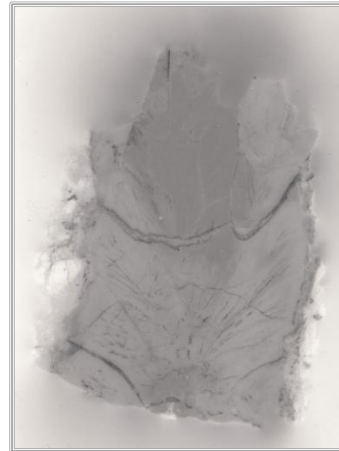


Radioatividade

- No 1896 Antoine Henri Becquerel (1852-1908) observa que a pechblenda (unha sal de **uranio**) é quen de engreecer unha placa fotográfica:



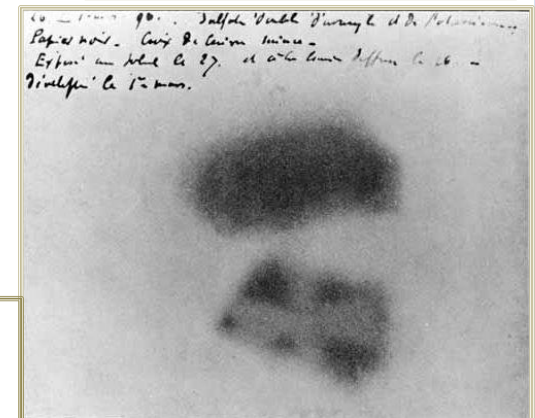
Sección polida de pecheblenda e a súa imaxe recollida en papel fotográfico



Antoine Henri Becquerel
Premio Nobel de Física 1903

- O efecto recibiu o nome de **radioatividade**.

Imaxe obtida por Becquerel por acción de sales de uranio sobre papel fotográfico



Radioatividade

Marie Skłodowska (1867-1934)

Premio Nobel de Física en 1903

Premio Nobel de Química 1911

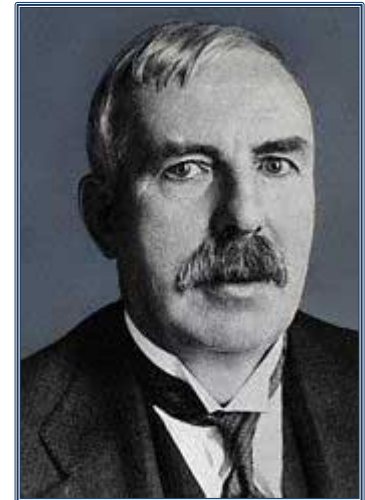
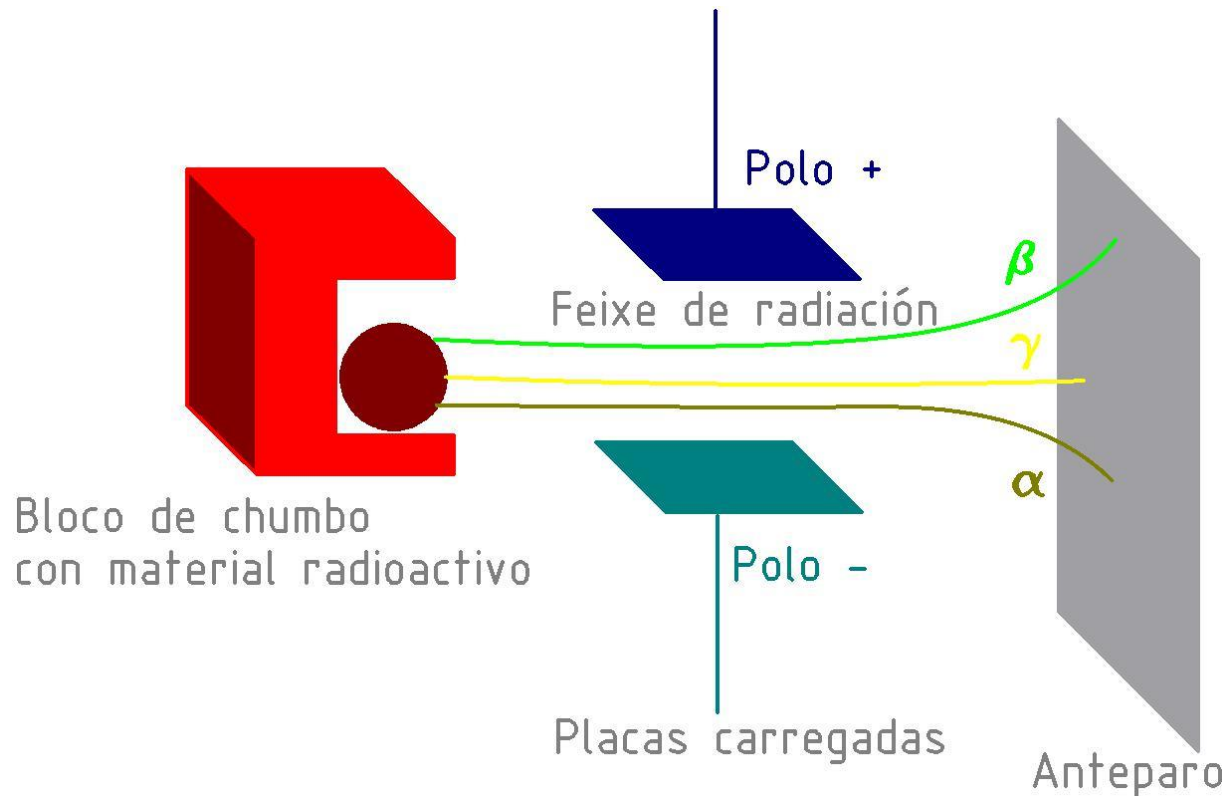
Pierre Curie (1859-1906)

Premio Nobel de Física en 1903

Descobren conxuntamente o ***polonio***
e o ***radio*** e polo tanto, que hai máis
elementos radioativos que o ***uranio***.



Tipos de emisións radioactivas

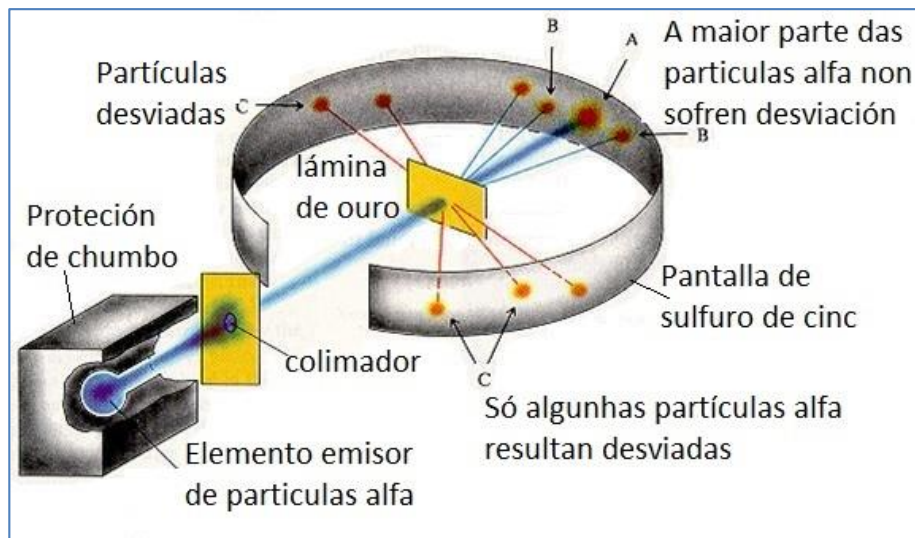


Ernest Rutherford
(1871-1937)
Premio Nobel
de Química(1908)

- **Emisión α :** está formada por partículas con carga positiva e polo tanto desvían-se por acción dun campo eléctrico.
- **Emisión β :** está formada por electróns (partículas negativas) e desvían-se tamén máis no sentido contrario.
- **Emisión γ :** non se desvía. É unha radiación máis enerxética que a dos raios X.

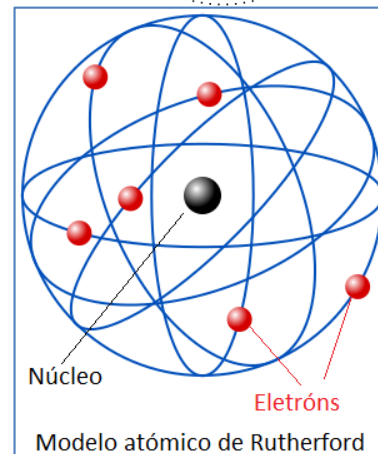
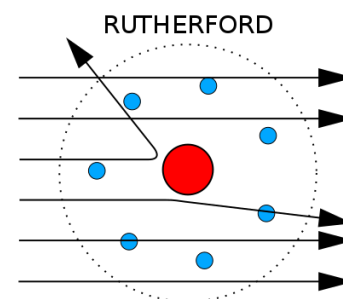
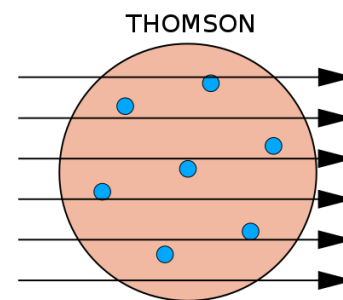
O experimento de Rutherford-Geiger-Marsden

- Para descobrir a estrutura interna do átomo, Rutherford, Geiger e Marsden van a bombardear con partículas α unha fina lámina de ouro.
 - Agardaban que as partículas α atravesaran a lámina de ouro sen practicamente se desviar, de acordo co modelo de Thomson.
 - Máis comprobaron que algunhas desvíaban-se e mesmo chegaban a saír rebotadas.
 - Para tentar explicar o resultado, compría un modelo diferente.
 - Podes ver os seguintes videos para interpretar os resultados.
1. <https://www.youtube.com/watch?v=wHJ35zNVfH0>
 2. <https://www.youtube.com/watch?v=XBqHkraf8iE&t=151s>



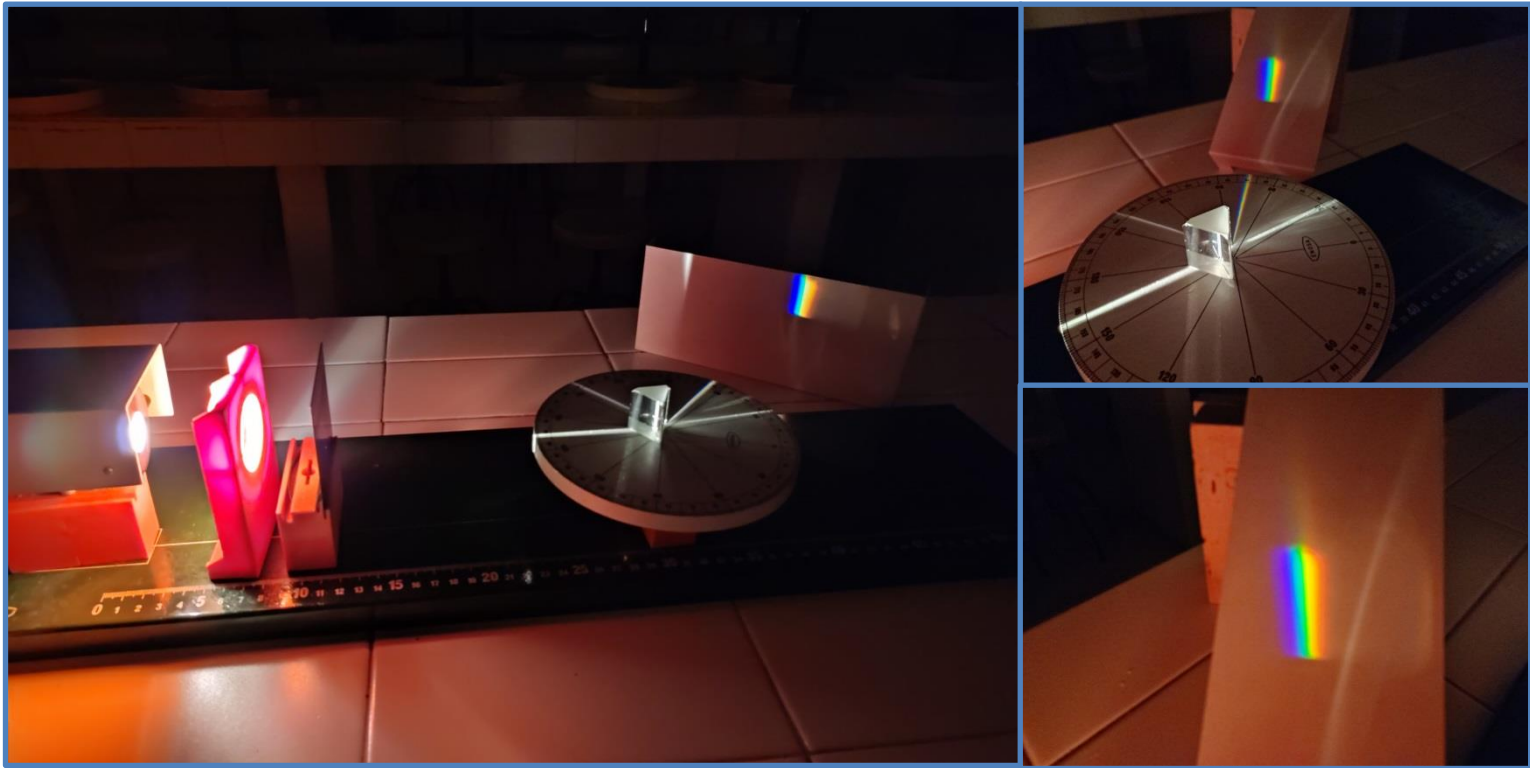
O modelo de Rutherford

- Para explicar que partículas moi enerxéticas e moi pesadas, rebotaran nunha fina lámina de ouro, Rutherford chegou á conclusión de que estas chocaban contra unha zona que tiña que ter dúas características:
 1. Se moi densa, é dicir, ter moita masa nun volume moi pequeno.
 2. Esa zona tiña que ter carga positiva. Esta carga era a que repelía ás partículas alfa.
- O novo modelo precisaba:
 1. Un núcleo moi masivo e de volume moi reducido (moi denso). Ademais ese núcleo estaba formado por partículas con carga positiva: os protóns.
 2. Os electróns, con carga negativa, sitúan-se arredor do núcleo xirando en órbitas en torno do núcleo.
 3. O átomo é neutro pois a carga positiva do núcleo compensa-se coa carga negativa dos electróns.
- Así que fronte ao átomo macizo de Dalton ou de Thomson, Rutherford descubría un átomo que era un grande vacío.



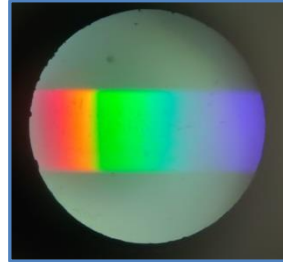
O espectro da luz

- No ano 1664 Isaac Newton assistia a unha feira rural perto de Cambridge, e ali mercou dous prismas de vidro.
- Ao atravesar a luz branca o prisma aparecen as súas componentes: o espectro.



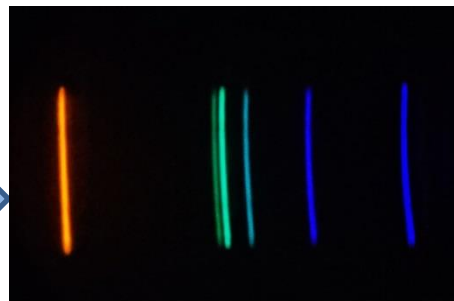
- O espectro da luz é continuo: vai do ultravioleta ao infrarroxo.

Os espectros atómicos

- Cando facemos pasar un raio de luz por un prisma de cristal, o raio de luz descompon-se dando lugar ao espectro da luz.
 - O espectro da luz é contínuo.
 - Nun espectroscopio vemos unha imaxe como esta:
- 
- A circular view through a spectroscopic instrument showing a continuous spectrum of light, with colors ranging from red on the left to violet on the right, passing through green and blue.
- Cando sometemos aos elementos a altos potenciais, estes emiten unha luz que é característica de cada especie atómica. Esta luz emitida ao atravesar un prisma descompon-se dando lugar a un espectro discontinuo. Así se ven no espectroscopio.



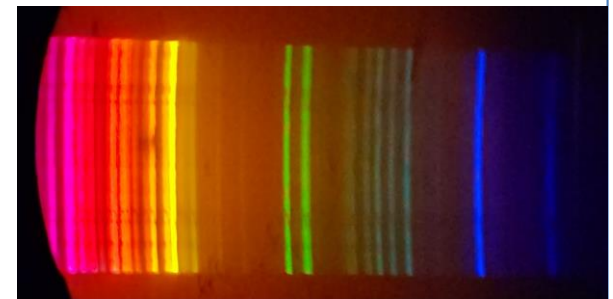
Helio



Espectro do helio



Neón



Espectro do neón

- Cada átomo posúe o seu propio espectro, como se fora a súa pegada datilar.

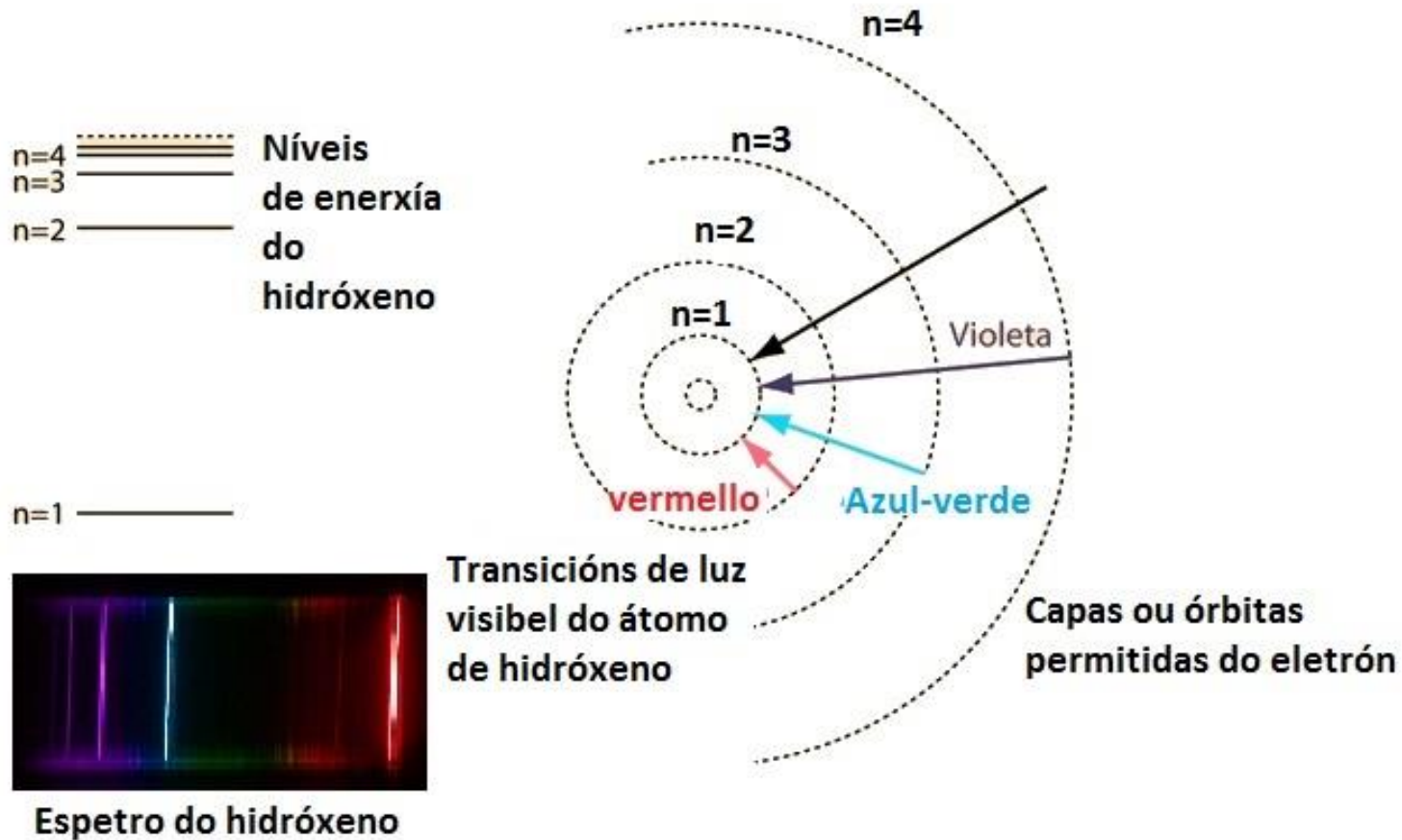
O modelo de Böhr

- O modelo de Rutherford respondía aos experimentos máis non concordaba coas leis da física e particularmente coas Leis de Maxwell que demostraran a súa corrección de forma definitiva.
- Niels Böhr en 1913 (1865-1962) tomando como base o modelo de Rutherford propon :
 1. O átomo presenta unha zona central chamada núcleo formada por protóns (con carga +) e neutróns que non teñen carga.
 2. Os electróns, con carga negativa, xiran ao redor do núcleo en órbitas circulares, ben definidas e estabéis.
 3. Mentres permanecen nesas órbitas os electróns nin ceden nin absorven enerxía.
 4. Os electróns só absorben ou ceden enerxía cando cambian de órbita. É a transición entre órbitas a que explica os espectros.
- Con este modelo Böhr acada un grande suceso pois consegue resolver o átomo de hidróxeno, é dicer, é quen de determinar o seu raio e de explicar o seu espectro por medio das transicións dos electróns entre órbitas.
- Posteriormente este modelo vai sufrir modificacións tentando a resolución de átomos máis complexos obxectivo que non é quen de acadar.



Niels Böhr (1885-1962)
Premio Nóbel de Física 1922

Correspondencia entre as liñas do espectro do hidróxeno e as transicións do electrón entre distintas órbitas permitidas no modelo atómico de Böhr



Caraterización dos átomos: partículas subatómicas

- Xa no 1919, Rutherford propón que no núcleo do átomo existe unha partícula que denomina **protón** con dúas caraterísticas:
 1. Ten a mesma carga que o electrón, máis con signo positivo.
 2. É moito máis masivo que o electrón.
- Posteriormente, en 1932, J. Chadwick (1891-1964) descobre o **neutrón**, unha partícula con dúas caraterísticas:
 1. Non ten carga eléctrica (velaí a razón do nome)
 2. A súa masa é semellante á do protón.

Partícula	Carga (C)	Masa (kg)
Neutrón	-	$1,675 \cdot 10^{-27}$
Protón	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	$1,673 \cdot 10^{-27}$
Electrón	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$



James Chadwick
(1891-1974)
Premio Nobel de Física 1932

- Das tres, só o electrón é unha partícula elemental pois o protón e o neutrón, están formados por partículas máis pequenas e elementais chamadas **quarks**.
- **Os protóns e os neutróns forman o núcleo** que ocupa unha **posición central**. O núcleo ocupa un volume moi pequeno máis ten moita masa. É polo tanto moi denso e ten carga positiva. **O núcleo é pois moi denso e positivo.**
- Os **electróns** sitúan-se arredor do núcleo formando a **cortiza electrónica**.

Caraterización dos átomos: número atómico e número másico

- ❖ O átomo vai apresentar dúas zonas moi diferenciadas:
 1. Unha zona central chamada **núcleo**, formada polos **protóns** e os **neutróns** con dúas características:
 - O núcleo ocupa un volume moi pequeno e ten moita masa, polo tanto é **moi denso**.
 - Por efecto dos protóns, está **cargado positivamente**.
 2. A cortiza electrónica, formada polos **electróns** con dúas características tamén.
 - Ocupa a maior parte do volume do átomo e ten moi pouca masa, sendo polo tanto **moi pouco densa**.
 - Está **cargada negativamente**.
- ❖ Caraterizamos todos os átomos por medio de dous parámetros:
 1. **Número atómico (Z)**: é o número de protóns que contén o núcleo dun átomo. É característico de cada especie atómica. Como o átomo é electricamente neutro, indica tamén o número de electróns.
 2. **Número másico (A)**: é o número de nucleóns (partículas que forman o núcleo) é dicir, o número de protóns máis o número de neutróns (**N**).

$$A = Z + N$$

Caraterización dos átomos: símbolos atómicos

- Para representar as especies atómicas, facemos uso de **símbolos**. Estes símbolos poden ser letras ou grupos de dúas letras en funcións das necesidades.
- Normalmente imos acompañar os símbolos co número atómico e co número másico.
- Así por exemplo:

${}^4_2\text{He}$ helio: 2 protóns, 2 neutróns, 2 electróns

${}^{19}_9\text{F}$ fluor: 9 protóns, 10 neutróns, 9 electróns

${}^{14}_7\text{N}$ nitróxeno : 7 protóns, 7 neutróns, 7 electróns

- Observa que:
 1. O número de protóns e de electróns debe ser igual, pois **os átomos son eletricamente neutros**.
 2. O número de protóns e o número de neutróns, sumados dan o número másico.

H: hidróxeno	He: helio
P: fosforo	Pb: chumbo
N: nitróxeno	Ni: níquel
F: fluor	Fe: ferro
C: carbono	Cu: cobre

número másico  A

número atómico  Z

X

Isotopos

- Non todos os átomos dun mesmo elemento químico teñen a mesma masa. Iso deriva de que pode **cambiar o número de neutróns** mantendose constante o número de protóns.
- Chamamos **isotopos** aos átomos dun mesmo elemento químico con distinto número de neutróns. Ou sexa, que teñen o mesmo valor de **Z** e distinto valor de **A**.
- Por exemplo, o carbono ten tres isotopos:

Isotopo	Nº de protóns	Nº de neutróns	Z	A	Representación:
C-12	6	6	6	12	$^{12}_6\text{C}$
C-13	6	7	6	13	$^{13}_6\text{C}$
C-14	6	8	6	14	$^{14}_6\text{C}$

- O termo “isotopo” significa “o mesmo lugar” (Iso=igual, topo=lugar) e indica que ao ser átomos dun mesmo elemento químico, vailles corresponder un mesmo lugar no Sistema Periódico, o lugar de orde que indique o seu número atómico.
- Os isotopos radioativos teñen moitas aplicacións. A medicina usa-os para diagnostico e para o tratamento do cancro. Tamén teñen uso na datación de restos arqueolóxicos.

A masa dos átomos

- De acordo con Dalton e cos modelos posteriores, cada átomo ten unha masa característica.
- Como a masa dos átomos é moi pequena, fai-se precisa unha unidade distinta da do Sistema Internacional (o kg) que resulta pouco apropiada.
- Por convenio acordou-se a **unidade de masa unificada** (de símbolo ***u***) que se define como a doceava parte dun átomo de $^{12}_6\text{C}$ (do isotopo 12 do carbono).
- A equivalencia co kg é: **$1u=1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$** .
- Podes comprobar que o seu valor é do orde da masa do protón e do neutrón e polo tanto ***o número másico dun átomo aproxima-se á masa atómica dese átomo expresada en u.***
- Este valor dado polo número másico é puramente teórico pois na formación de todos os núcleos perde-se parte da súa masa de acordo coa ecuación de Einstein:

$$\mathbf{E = m \cdot c^2}$$

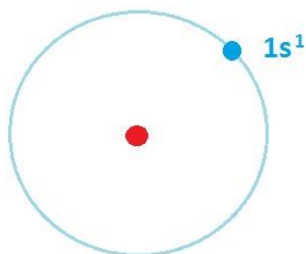
- Ademais para facer o calculo exato compre ter en conta os isotopos.
- Neste curso consideraremos o valor da masa teórica que proporciona o número másico.

Situación dos electróns na cortiza electrónica

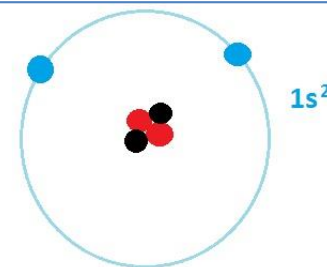
- De acordo co xa dito, os electróns ocupan unha rexión do átomo que chamamos cortiza electrónica, caracterizada por ser moi voluminosa e ter pouca masa, é dicir por ser pouco densa.
- Os electróns van-se situar na cortiza en niveis e subniveis de enerxía. Os niveis de menor enerxía estan próximos ao núcleo e a enerxía aumenta a medida que se alonxa de aquel.
- Os niveis de enerxía identifican-se cun número ***n*** que toma valores : 1, 2 , 3,
- En cada nivel de enerxía poden-se situar como máximo **$2.n^2$** electróns.
- En cada nivel de enerxía hai tantos subniveis como indica o número de orde do nivel: se é 1, 1 subnivel chamado ***s***, se é 2, 2 subniveis un ***s*** e outro ***p***, se é 3, pois serán 3 subniveis un ***s***, outro ***p*** e outro ***d***, se é 4 serán 4, un ***s***, outro ***p***, outro ***d*** e por último un ***f***.
- O máximo número de electróns por cada subnivel depende do tipo. Se é ***s***, poden-se situar 2 electróns, se é ***p*** 6 electróns, se é ***d*** 10 electróns e se é ***f*** 14 electróns.

n	Nº máximo de eletróns no nivel: $2 \cdot n^2$	Nº de subniveis	Subniveis e nº máximo de eletróns por subnivel	
1	2	1	$1s \rightarrow 2 \text{ eletróns}$	$1s^2$
2	8	2	$2s \rightarrow 2 \text{ eletróns}$ $2p \rightarrow 6 \text{ eletróns}$	$2s^2$ $2p^6$
3	18	3	$3s \rightarrow 2 \text{ eletróns}$ $3p \rightarrow 6 \text{ eletróns}$ $3d \rightarrow 10 \text{ eletróns}$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$
4	32	4	$4s \rightarrow 2 \text{ eletróns}$ $4p \rightarrow 6 \text{ eletróns}$ $4d \rightarrow 10 \text{ eletróns}$ $4f \rightarrow 14 \text{ eletróns}$	$4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $4f^{14}$

${}^1_1\text{H}$: 1 protón
1 eletrón
0 neutrón



${}^4_2\text{He}$: 2 protóns
2 neutróns
2 eletróns



protón



neutrón

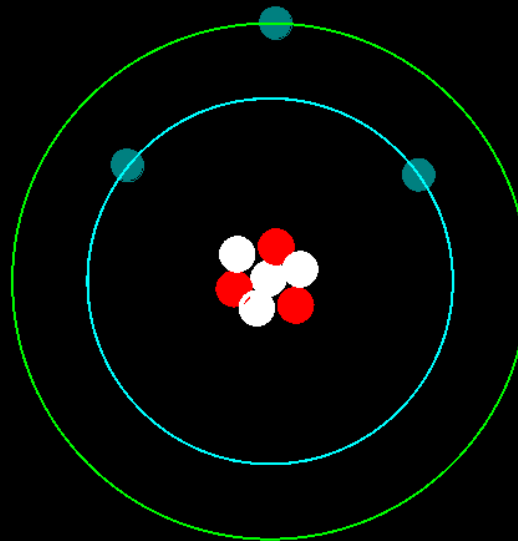


eletrón



Lítio

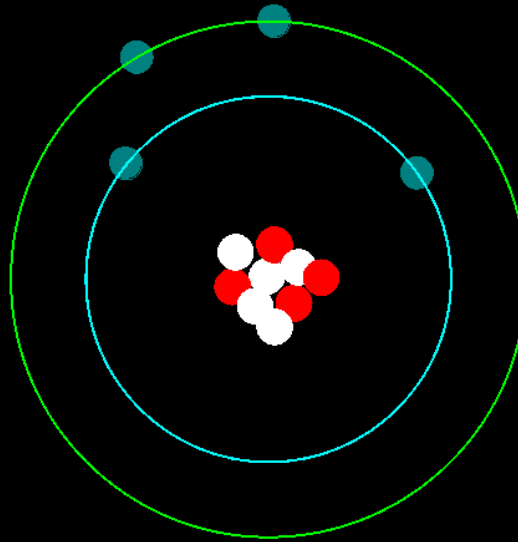
${}^7_3\text{Li}$ 3 protóns
4 neutróns
3 eletróns



$1s^2$
 $2s^1$

Berílio

${}^9_4\text{Be}$ 4 protóns
5 neutróns
4 eletróns

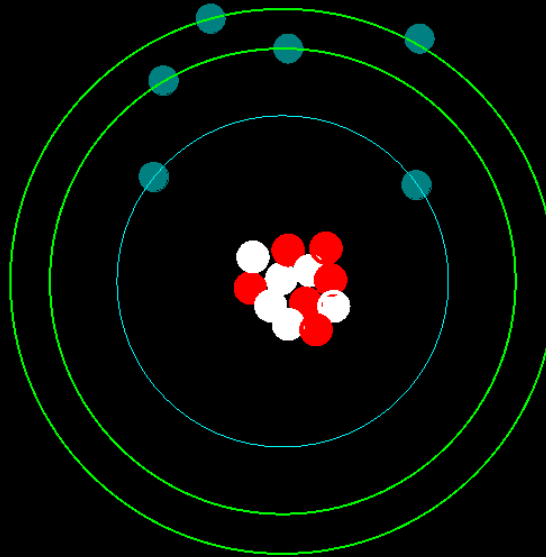


$1s^2$
 $2s^2$

Carbono

$^{12}_6\text{C}$

6 protóns
6 neutróns
6 eletróns

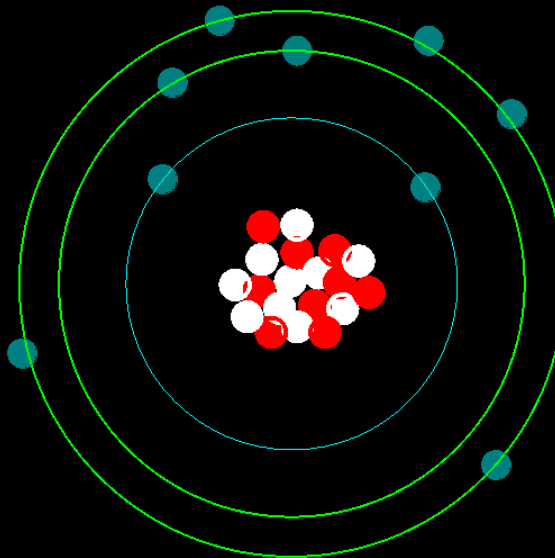


$1s^2$
 $2s^2 2p^2$

Fluor

$^{19}_9\text{F}$

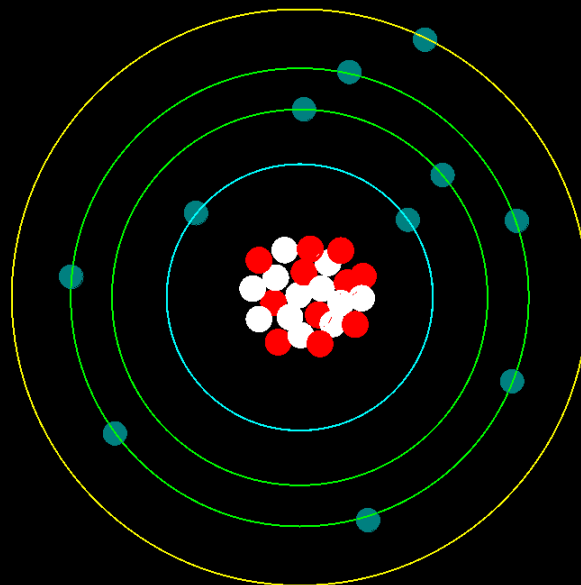
9 protóns
10 neutróns
9 eletróns



$1s^2$
 $2s^2 2p^5$

Sodio

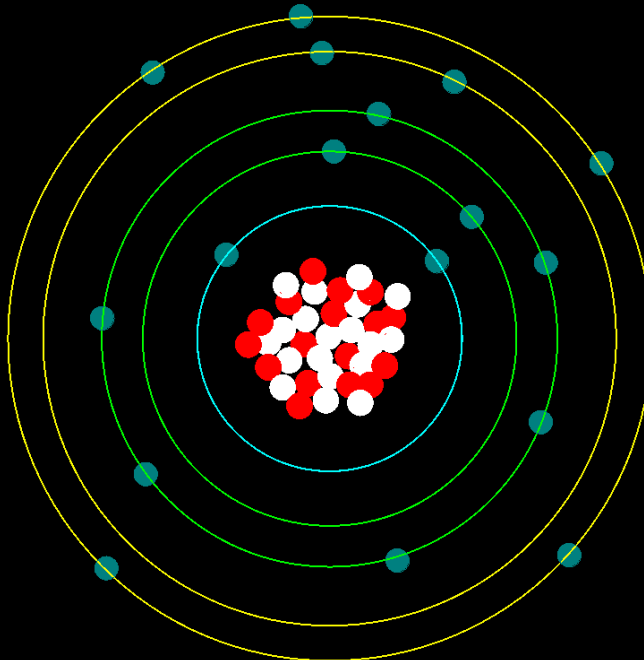
$^{23}_{11}\text{Na}$ 11 protóns
12 neutróns
11 eletróns



$1s^2$
 $2s^2 2p^6$
 $3s^1$

Cloro

$^{35}_{17}\text{Cl}$ 17 protóns
18 neutróns
17 eletróns



$1s^2$
 $2s^2 2p^6$
 $3s^2 3p^5$

Formación de ións

- Un ión é un átomo ou unha agrupación de átomos que ten carga eléctrica neta. Forma-se cando un átomo gaña ou perde electróns.
- Se un átomo gaña un ou máis electróns forma un ión negativo, que se denomina **anión**. Se pola contra perde un ou máis electróns entón forma un ión positivo, que se chama **cación**.
- O electrón ou electróns perdidos, saen dos niveis máis externos do átomo (os que están máis alonxados do núcleo e polo tanto menos atraídos). Os que se gañan sitúan-se nos niveis máis achegados ao núcleo, onde haxa un lugar.
- Os ións marcan-se na escrita cun signo positivo ou negativo situado como un superíndice á dereita do símbolo do átomo. Este superíndice consta dun número enteiro (se é un 1 non se escribe) seguido dun signo + ou - .
- Por exemplo:
 - 1) Cando o sodio perde 1 electrón: Na^+
 - 2) Cando o calcio perde 2 electróns: Ca^{+2}
 - 3) Cando o cloro gaña 1 electrón: Cl^{-1}
 - 4) Cando o oxíxeno gaña 2 electróns: O^{-2}