



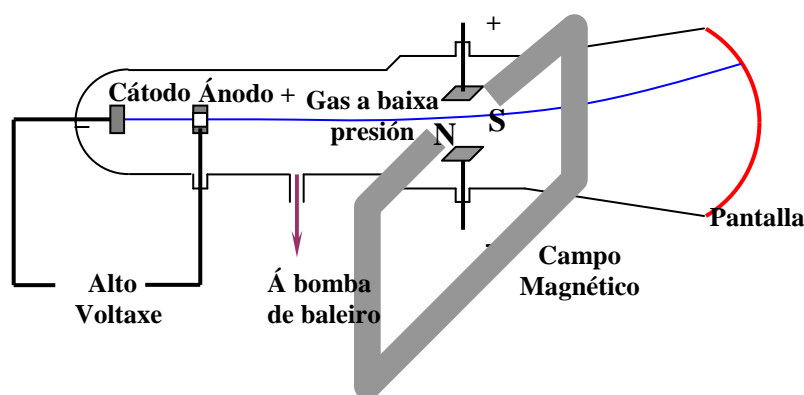
Estrutura atómica. Táboa periódica.

1. EVOLUCIÓN HISTÓRICA SOBRE A ESTRUTURA DA MATERIA.

Foron os gregos os primeiros en profundar no coñecemento da estrutura íntima da materia. **Leucipo de Mileto** e **Demócrito de Abdera** postularon que *a materia non é indefinidamente divisible, é dicir, ten que haber unha partícula última e indivisible e constituinte básico da materia*. A esta partícula chamárona **átomo**. A palabra **átomo** significa *indivisible*. Estas ideas, ao ser rexeitadas por **Platón** e **Aristóteles**, permaneceron no *esquecemento durante case vinte séculos*.

Pero, a principio do século XIX, a idea de átomo é retomada con forza grazas ao químico inglés **John Dalton** quen actualiza a vella teoría atómica grega, pero dándolle un carácter científico. Dalton afirma que *cada elemento químico componse de partículas diminutas e indivisibles chamadas átomos, sendo a mínima cantidade de materia que pode intervir nunha reacción química*. Tamén engade que *un elemento químico ten todos os seus átomos iguais en masa e propiedades, en tanto que elementos diferentes posúen tamén átomos diferentes en masa e propiedades*. Por exemplo, todos os átomos de *aluminio* son iguais entre si pero son distintos dos de *estaño* ou dos de *litio*.¹

Dalton consideraba ao *átomo* como a *partícula material máis elemental*. Esta idea mantívose ata que, a finais do século XIX, experimentos demostraron que dentro do átomo existían máis partículas, é dicir, *o átomo é divisible*. O eminente físico británico **J.J. Thomson** observou que cando se produce unha descarga eléctrica nun tubo de vidro que contén un gas a moi baixa presión, prodúcese unha radiación denominada *raios catódicos*, constituída por partículas de *moi pouca masa, moi inferior á do menor dos átomos (o de hidróxeno) e cunha pequena carga eléctrica (a menor que se observara xamais)*. Estas partículas foron bautizadas co nome de **electróns**. Ao observarse que *se desviaban cara a placas electricamente positivas* deduciuse que eran *partículas negativas*. *Por ser o electrón de menor masa que a de calquera átomo, chegouse á conclusión de que dentro do átomo había electróns, é dicir, o átomo é divisible, botando por terra a indivisibilidade atómica de Dalton*.

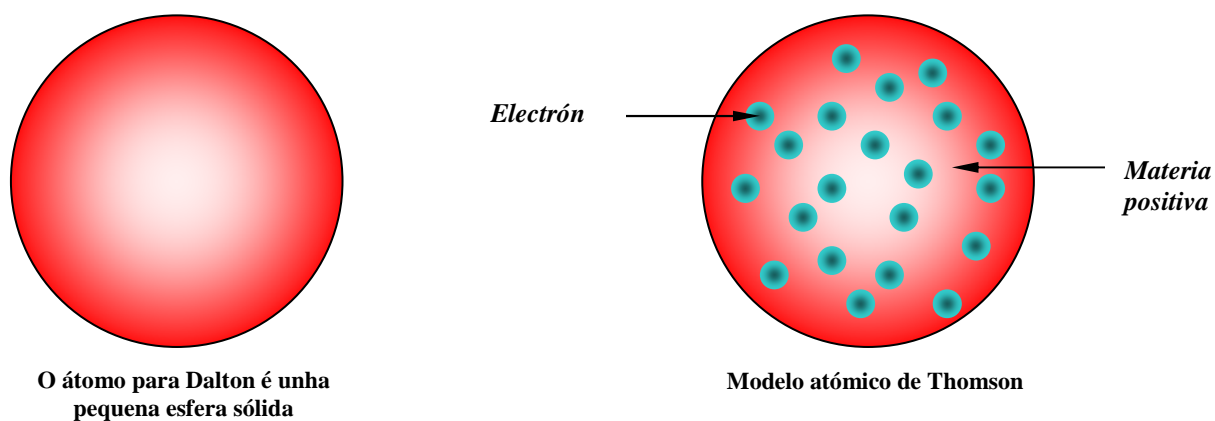


¹ Este postulado se considera actualmente falso, xa que existen átomos dun mesmo elemento que son distintos entre si, son os chamados isótopos que veremos posteriormente.

En 1899, **Thomson** propón o seu *modelo atómico*, que se fundamenta nas seguintes *consideracións*:

1. A *materia é electricamente neutra; en consecuencia, xunto aos electróns, debe existir algunha sustancia cargada positivamente.*
2. Os *electróns poden ser separados do átomo, o que non ocorre coa carga positiva.*

Baseándose nestas ideas **Thomson** imaxinou o *átomo* como unha *esfera sólida composta de materia positiva, en cuxo interior se enclavaban o suficiente número de electróns capaces de manter a neutralidade eléctrica do átomo.*



Este *modelo atómico estático* tivo que ser abandonado ao pouco tempo, xa que non explicou satisfactoriamente observacións posteriores, como foi a *experiencia de Rutherford*.

O descubrimento da partícula fundamental de carga negativa, o electrón, estimulou aos físicos da época á *procura da partícula con carga elemental positiva*. Aínda que *se deu por sentado a súa existencia*, pouco despois do descubrimento do electrón, *non foi achada ata o 1919*, nun experimento moi parecido ao utilizado para descubrir ao electrón. A esta pequena partícula positiva denominóuselle **protón**, tiña a *mesma carga do electrón (aínda que de signo positivo), pero con moita maior masa (1840 veces maior)*.

Polo tanto, a principios do século XX xa se coñecía a existencia dos electróns e se sospeitaba da existencia dos protóns dentro do átomo. Pero, quedaba por resolver importantes cuestións como: que papel desempeñan estas partículas nos átomos?. Como están situadas no seu interior?. En 1911, **Ernest Rutherford** iniciou a resposta a tales preguntas co *descubrimento do núcleo atómico*.

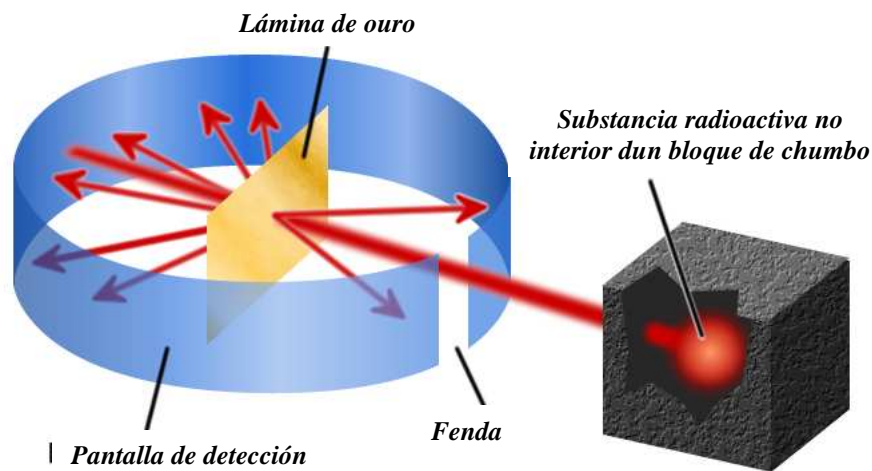
Certos elementos radioactivos emiten un tipo de radiación denominada *raios α* , que son feixes de *pequenas partículas positivas*. Rutherford levou a cabo un experimento consistente en *bombardear unha lámina moi fina de ouro, mediante estas partículas α emitidas a gran velocidade (200000 km/s) por un elemento radioactivo, colocado no interior dun bloque de chumbo no que se practicou un orificio co fin de que saíse un fino feixe de partículas α* .

Observando o impacto que producían ditas partículas sobre unha pantalla fluorescente colocada detrás da lámina de ouro, chegouse aos seguintes resultados:

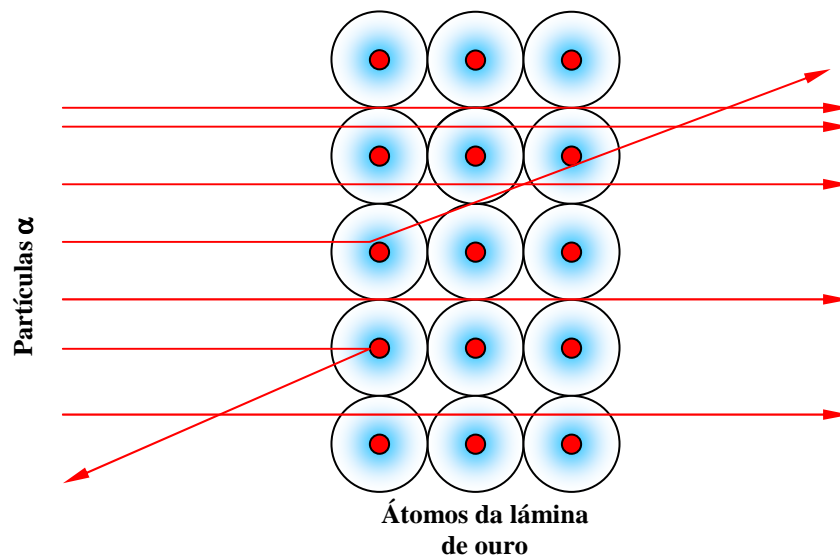
1. A maioría das partículas α atravesaba a lámina sen sufrir desviación. Como se dita lámina estivese baleira de materia e non existisen nela obstáculos que impedisen a propagación das devanditas partículas.

2. Algunhas (unha de cada 10000) partículas α eran desviadas nun ángulo superior a 10° .

3. Moi poucas rebotaban ao chocar contra a lámina de ouro, é dicir, o ángulo desviación era superior a 90° .



Os resultados parecían indicar que a lamina de ouro é coma se estivese oca. Rutherford deu a estes feitos a explicación que se mostra na figura. Imaxinou que o átomo está oco na súa meirande parte e que a carga positiva e practicamente toda a masa do átomo está nunha zona central diminuta á cal chamou **núcleo**.



Concretamente, as partículas α comportáronse deste xeito ao atravesar a lámina metálica:

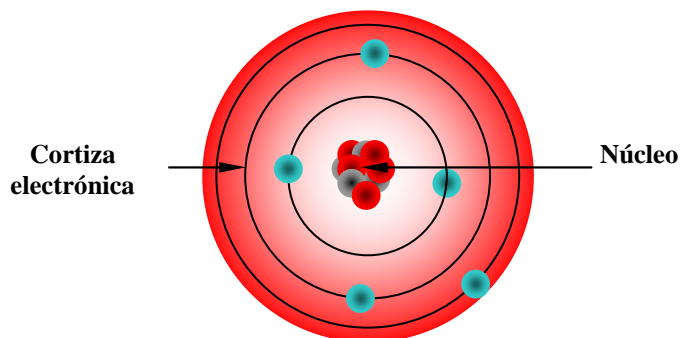
1. A maioría delas *non se desviaban* por ter a súa *traxectoria suficientemente afastada de calquera núcleo*.
2. Algunhas partículas α eran *desviadas certo ángulo* por pasar *preto dalgún núcleo*, xa que aquelas tamén están cargadas positivamente.
3. *Moi poucas rebotaban por choque directo con algún núcleo. O núcleo ten que ser moi pequeno en comparación coa totalidade do átomo.*

Se o átomo fose tal como o describiu **Thomson**, *non se observarían estas desviacións* pois a *carga positiva estaría repartida uniformemente* sobre o átomo. **Rutherford** tamén *supuxo que dentro do núcleo, xunto aos protóns, había outra clase de partículas denominadas **neutróns**, sen carga eléctrica, aínda que de masa igual á dos protóns.*

Xurdía pois a necesidade de *desenvolver un novo modelo* que se axustase aos novos resultados experimentais. Foi **Rutherford** quen describiu este novo modelo cuxos aspectos fundamentais son os seguintes:

1. *A meirande parte da masa do átomo e toda a súa carga positiva atópanse confinadas nunha zona central e moi pequena chamada **núcleo***. Nesta rexión áchanse os *protóns e neutróns*.
2. *Fóra do núcleo están os **electróns**, en igual número que os protóns* que teña o núcleo, *xirando en **órbitas circulares ao redor do núcleo***. A esa rexión denomínaselle ***cortiza electrónica***.

O físico danés **Niels Bóhr** supuxo que *os electróns só podían xirar en determinadas orbitas ao redor do núcleo*. Calquera outra órbita estaría prohibida.



Nota: O debuxo non está a escala. O Núcleo é cen mil veces máis pequeno que a totalidade do átomo

Rutherford afirmou que o núcleo ten un diámetro *cen mil veces máis pequeno que o átomo enteiro*. Hai que *decatarse da gran cantidade de baleiro que iso supón*. Para facerse unha idea, se o tamaño do núcleo fose dun garavanzo, se o puxésemos no centro do estadio Santiago Bernabeu, o tamaño do átomo envolvería a este estadio.

2. ISÓTOPOS. NÚMERO ATÓMICO (Z). NÚMERO MÁSCICO (A).

Dado que a masa do electrón é 1840 veces menor que a masa do protón (ou que a do neutrón), podemos afirmar que *a masa do núcleo é practicamente igual á masa do átomo*.

Na segunda década do século XX observouse que os *átomos dun mesmo elemento podían ter masas diferentes (Dalton pensaba que eran iguais entre si)*. A diferenza nas masas debíase a que a masa dos átomos neutros dun mesmo elemento, *aínda que posuían igual número de protóns (e por conseguinte de electróns), podían ter diferente número de neutróns no núcleo*. Defínese:

Isótopos: átomos dun mesmo elemento co mesmo número de protóns pero diferente número de neutróns.

Número atómico (Z) expresa o número de protóns que hai no núcleo dun átomo e indica o número de orde que ocupa devandito elemento na táboa periódica.

Número máscico (A) É a suma de protóns e neutróns que hai no núcleo dun átomo.

A relación entre o número atómico (Z), número máscico (A) e número de neutróns (N) dun átomo vén dado por:

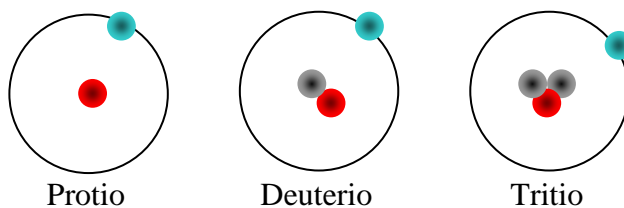
$$A = Z + N$$

En xeral, para *representar* o isótopo dun elemento X, usaremos a seguinte notación:



Por exemplo, o *hidróxeno* ten tres isótopos: *protio*, *deuterio* e *tritio*, cuxas características son as seguintes:

Notación	Isótopo	nº de protóns	nº de electróns	nº de neutróns
${}^1_1 H$	Protio	1	1	0
${}^2_1 H$	Deuterio	1	1	1
${}^3_1 H$	Tritio	1	1	2



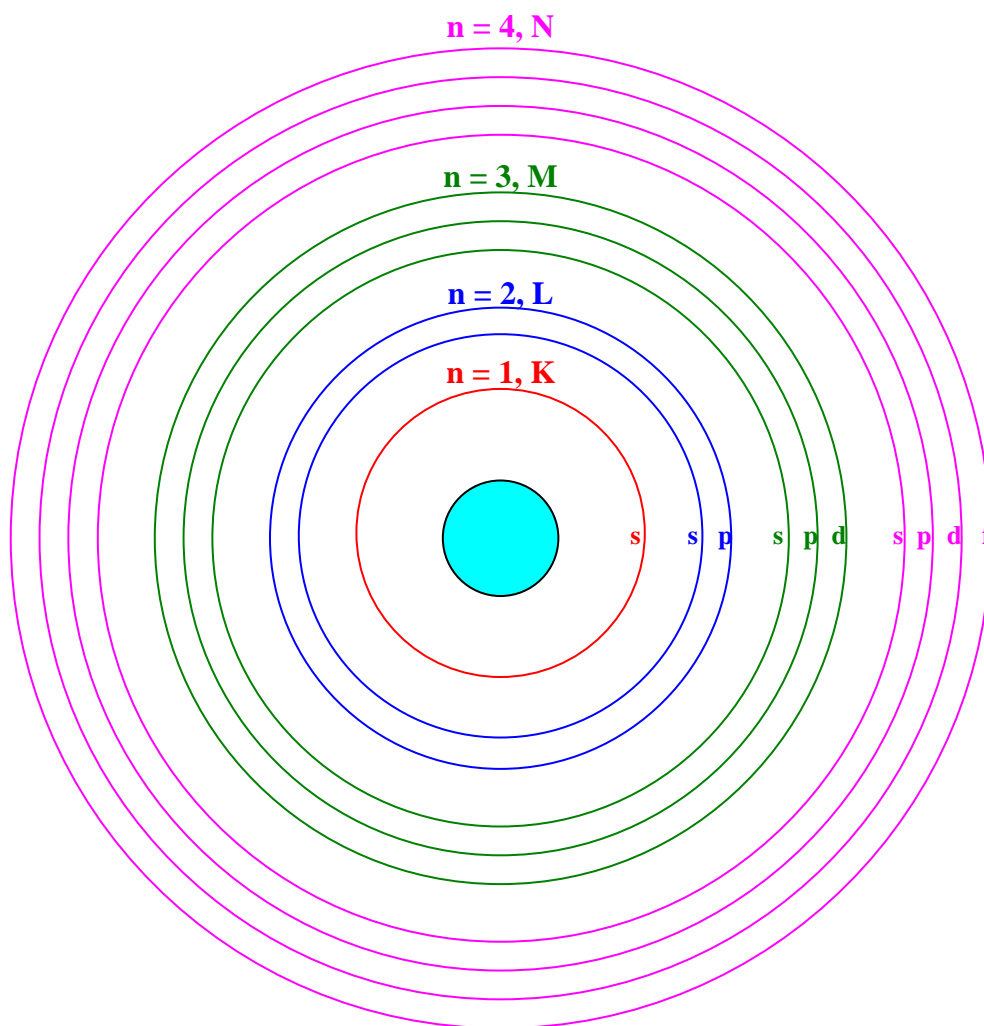
O *osíxeno* está formado pola mestura dos *isótopos*: ${}^{16}_8 O$, ${}^{17}_8 O$ e ${}^{18}_8 O$. Con todo o *sodio* está formado por átomos iguais, é dicir, non está formado por unha mestura de isótopos. Todos os seus átomos son do tipo: ${}^{23}_{11} Na$.

3. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Na *cortiza electrónica* os electróns alóxanse ordenadamente en distintas capas ou niveis, cada unha das cales posúen unhas “subcapas” denominadas orbitais.

Capa ou nivel	Orbitais que alberga
1, K	s
2, L	s, p
3, M	s, p, d
4, N	s, p, d, f
5, O	s, p, d, f (e outros) ²
6, P	s, p, d (e outros)
7, Q	s, p (e outros)

Na figura móstranse as catro primeiras capas da cortiza do átomo cos seus respectivos orbitais:

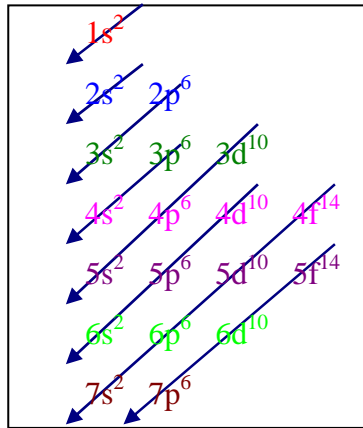


² Son orbitais cos que non se vai a traballar na práctica.

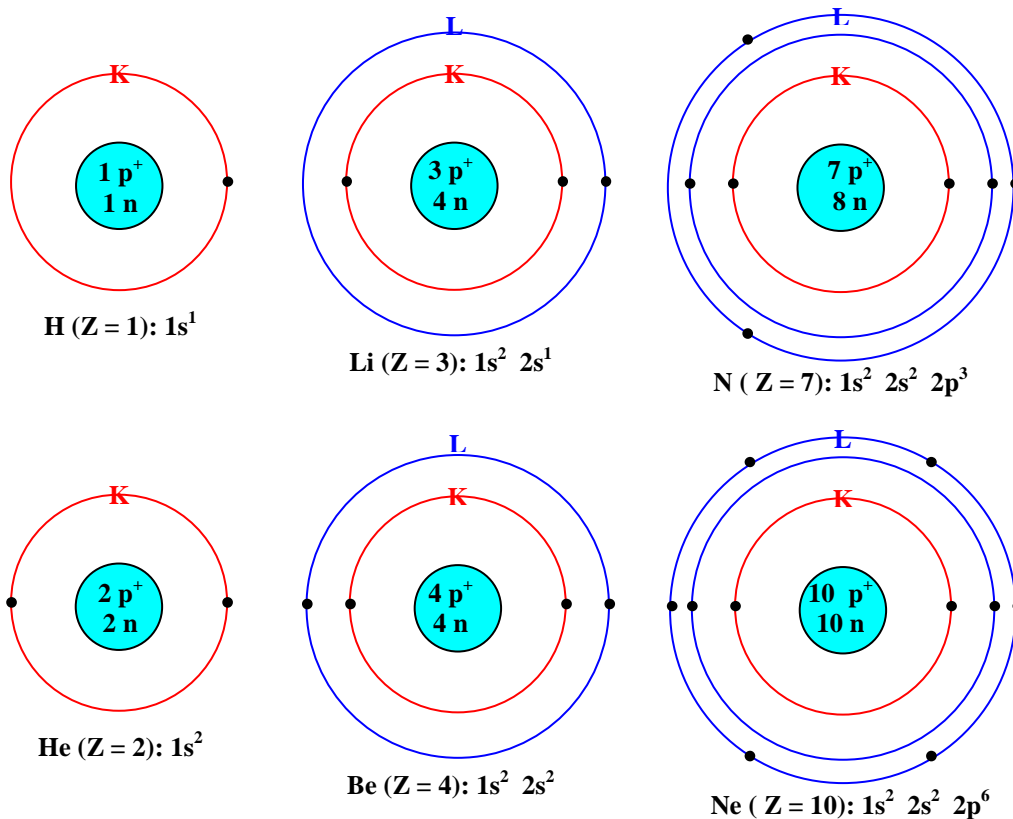
Cada orbital pode aloxar un número máximo determinado de electróns. Na táboa indícase o número segundo os distintos orbitais:

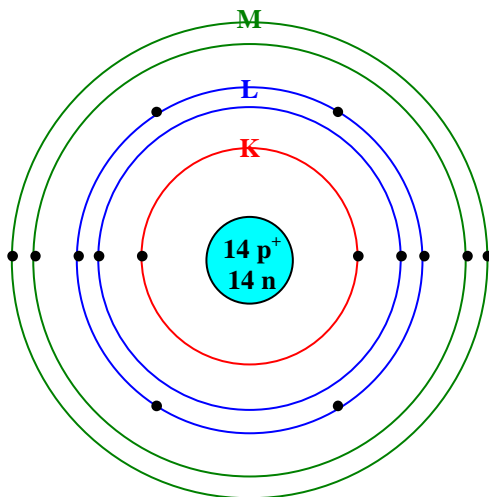
Orbital	Número máximo de electróns que contén
s	2
p	6
d	10
f	14

A orde de enchido dos electróns nos distintos orbitais é o indicado polo diagrama de Moeller:

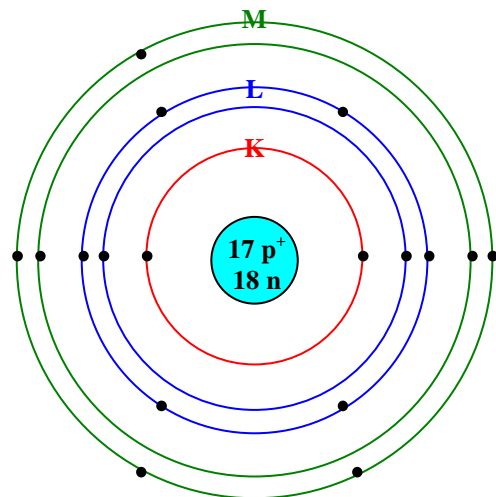


A **configuración electrónica** é unha expresión que nos indica como se distribúen os electróns dun átomo nas diferentes capas e orbitais. Na seguinte figura móstranse algunhas configuracións electrónicas:

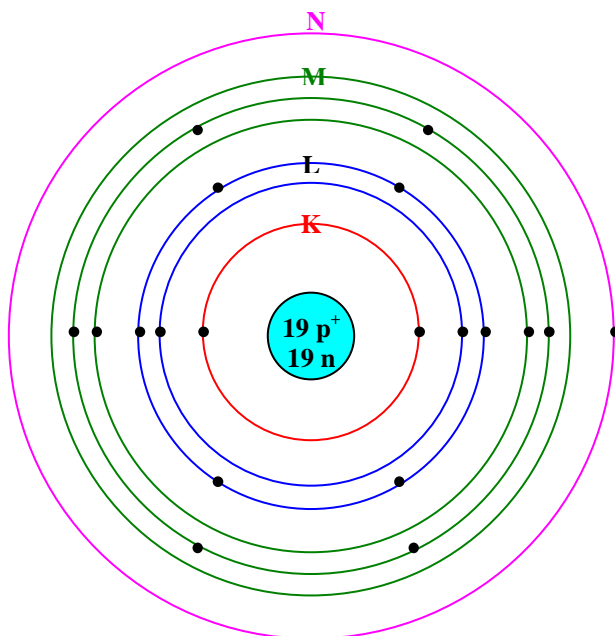




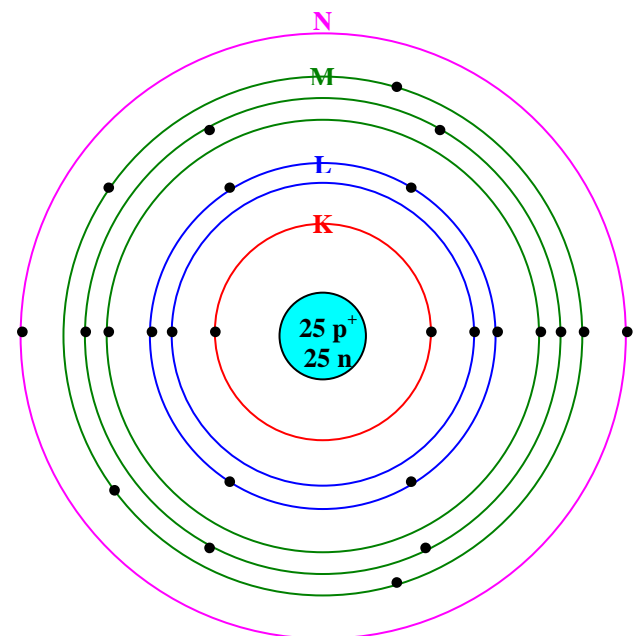
Si (Z = 14): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$



Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



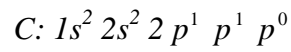
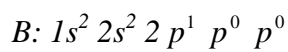
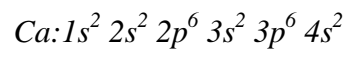
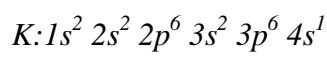
K (Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

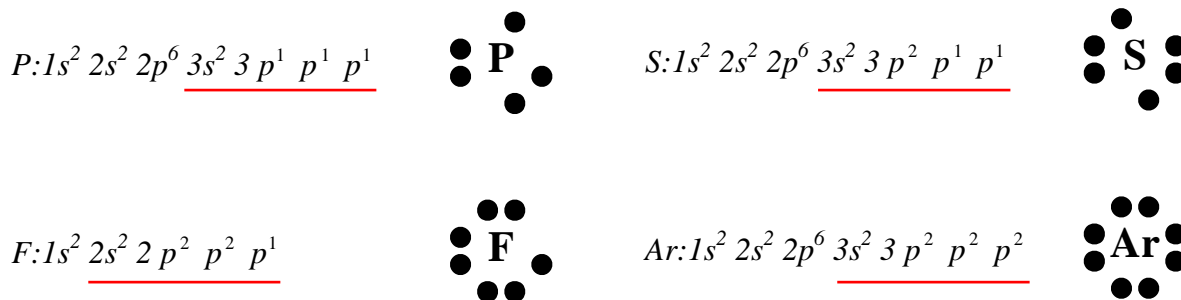


Mn (Z = 25): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

4. ELECTRÓNS DE VALENCIA. ESTRUTURA DE LEWIS.

Os *electróns de valencia* dun átomo son aqueles que ocupan a capa máis externa. A *notación de Lewis* é un sistema de representación que se usa para simbolizar aos electróns de valencia dun átomo dun elemento representativo, mediante unha serie de puntos ou de cruces. Exemplos:





Nota: A capa de valencia aparece subliñada.

5. CONCEPTO DE ION.

A máxima estabilidade dun átomo conséguese cando adquire a *configuración electrónica dun gas nobre* (a súa *configuración electrónica termina en p^6* , excepto para o He, $1s^2$). Por iso, cando ten a oportunidade de facelo, o átomo *capta ou expulsa electróns* a fin de conseguir devandita estabilidade.

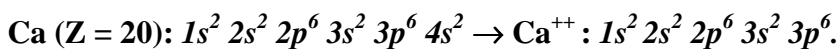
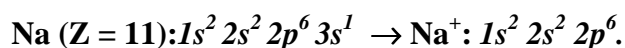
Ión é a *partícula que resulta cando un átomo (ou conxunto de átomos) capta ou expulsa electróns con obxecto de adquirir a configuración de gas nobre (8 electróns na última capa, salvo algunhas excepcións)*.

Os *ións*, por conseguinte, *non son electricamente neutros*. Se un átomo capta electróns queda cargado negativamente; pola contra se os cede queda cargado positivamente.

Existen dous tipos de ións:

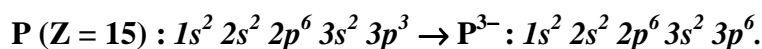
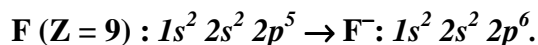
5.1. CATIONES

Son ións cargados *positivamente*. Exemplos:



5.2. ANIÓNS

Son ións cargados *negativamente*. Exemplos:



Nótese que tanto o Na^+ como o F^- teñen a estrutura electrónica do Ne, *pero son especies diferentes pois teñen distinto número de protóns e neutróns no núcleo*. O mesmo poderíase dicir do Ca^{++} e o do P^{3-} .

6. TÁBOA PERIÓDICA.

6.1. ORIXE.

Dos 112 elementos que se coñecen na actualidade, algúns como o ouro, a prata, o ferro ou o cobre eran xa coñecidos polo ser humano desde a máis remota antigüidade; outros, *a maior parte, foron descubertos entre os séculos XVIII e XIX*; e finalmente, algúns o foron durante o século XX.

Sirva como referencia o seguinte *cadro* no que se indica o número de elementos químicos coñecidos nas datas que se especifican:

Ano	Nº de elementos coñecidos
1	9
1700	12
1800	34
1900	84
2000	112

No século pasado observouse que había grupos de elementos que tiñan *propiedades físicas e químicas similares entre si*, polo que se impoñía a necesidade de clasificar os elementos químicos en *familias*, co obxecto de establecer un estudo sistemático e organizado da Química.

En 1869, o químico ruso D. I. **Mendelejev** *ordenou os elementos en filas e columnas en orde crecente das súas masas atómicas, de tal modo que, cando as propiedades químicas dun elemento coincidían coas dalgún elemento anterior situábase na mesma columna pero na fila seguinte, de tal xeito que os elementos dunha mesma columna tiñan propiedades químicas análogas.*

Cando algún elemento non respondía ás propiedades correspondentes á unha posición, deixaba un oco libre e pasaba á seguinte columna, en previsión de que dito oco fose ocupado por un elemento aínda por descubrir. Así, por exemplo, a existencia do elemento que queda debaixo do silicio e que hoxe se coñece co nome de *xermanio*, foi predita por **Mendelejev** quen augurou moitas das propiedades que tería.

Cando se estudou a *natureza do átomo* decidiuse ordenar os elementos segundo a *orde crecente do seu número atómico (Z)*, en lugar da súa masa atómica, co que *desaparecían algunhas anomalías xurdidas na táboa de Mendelejev.*

6.2. BLOQUES DA TÁBOA PERIÓDICA.

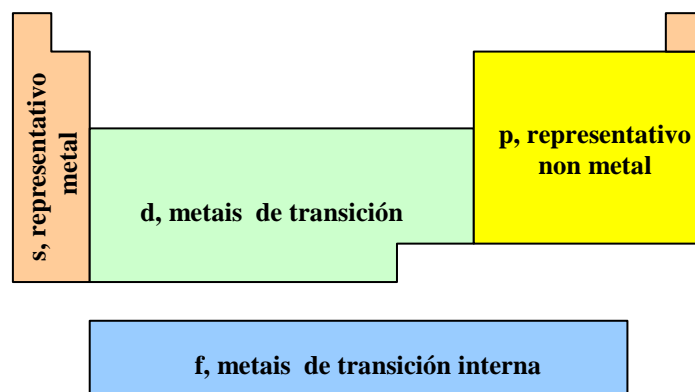
Chámase *electrón diferenciador* ao *último electrón que agregamos cando facemos unha configuración electrónica dun átomo*. Segundo o tipo de orbital no que se atope o electrón diferenciador podemos distinguir varios *bloques na táboa periódica*:

1. **Elementos representativos**: se o electrón diferenciador se atopa nun *orbital s* ou *p*. Se se acha nun orbital *s* será un **metal**, se se atopa nun orbital *p* será un **non metal**.

2. **Metais de transición:** se o electrón diferenciador se atopa aloxado nun orbital de tipo *d*.

3. **Metais de transición interna ou terras raras:** se o electrón diferenciador áchase nun orbital *f*.

Na seguinte figura expóñense os diferentes *bloques da táboa periódica*:



6.3. DESCRICIÓN DOS PERÍODOS.

Todos os períodos excepto o primeiro e o último (aínda por completar) *comezan coa ocupación dun orbital s e rematan co enchido de orbitais p*.

No primeiro período énchese o orbital *1s*; contén 2 elementos.

No segundo período vanse ocupando os orbitais *2s* e *2p*; contén un total de 8 elementos.

Igualmente, no terceiro período vanse enchendo os orbitais *3s* e *3p*; contén 8 elementos.

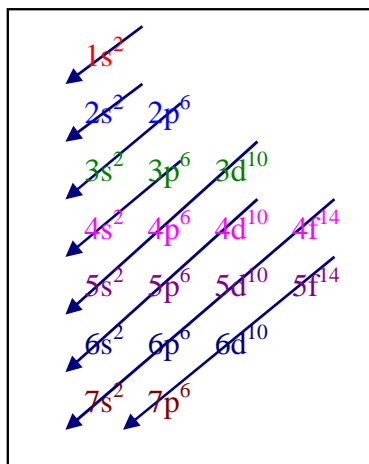
No cuarto período ocúpanse os orbitais *4s*, *3d* (aparecendo a *1ª serie de metais de transición*) e *4p*; contén 18 elementos.

Analogamente no quinto período vanse enchendo os orbitais *5s*, *4d* e *5p*, contén tamén 18 elementos.

No sexto período ocúpanse os orbitais *6s*, *4f* (aparecendo a *1ª serie dos metais de transición interna ou lantánidos*), *5d* e *6p*; contén 32 elementos.

O sétimo período está *incompleto*, iríanse ocupando os orbitais *7s*, *5f* (aparecendo a *2ª serie de metais de transición interna ou actínidos*), *6d* e *7p*. Na actualidade *coñécese ata o elemento Z = 112*, pero é de supoñer que este período do mesmo xeito que o anterior, teña a capacidade para conter a 32 elementos.

Na seguinte figura descríbese como van xurdindo os distintos períodos a partir do diagrama de Moeller:



1^{er} período: $1s^2 \Rightarrow 2$ elementos

2^o período: $2s^2, 2p^6 \Rightarrow 8$ elementos

3^{er} período: $3s^2, 3p^6 \Rightarrow 8$ elementos

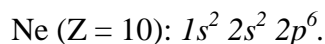
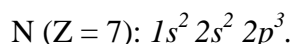
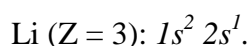
4^o período: $4s^2, 3d^{10}, 4p^6 \Rightarrow 18$ elementos

5^o período: $5s^2, 4d^{10}, 5p^6 \Rightarrow 18$ elementos

6^o período: $6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6 \Rightarrow 32$ elementos

7^o período: $7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6 \Rightarrow 32$ elementos

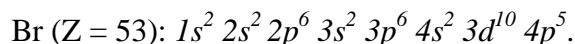
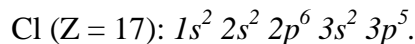
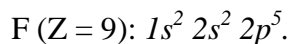
Todos os elementos dun mesmo período teñen o mesmo número de niveis enerxéticos (estean completos ou non). Este número coincide precisamente co número do período. Sexan, por exemplo, tres elementos do 2^o período: Li, N e Ne, as súas configuracións electrónicas son:



Todos eles teñen dous niveis electrónicos: $n = 1$ (K) e $n = 2$ (L). O período do elemento darao o máximo nivel que aparece, neste caso $n = 2$.

6.4. DESCRICIÓN DOS GRUPOS.

Todos os elementos que forman un grupo teñen, a mesma distribución electrónica na súa capa máis externa (capa de valencia). Sexan, por exemplo, os elementos F, Cl e Br, as súas configuracións electrónicas son:



Todos os elementos dunha mesma columna caracterízanse por ter propiedades químicas análogas. Actualmente, os grupos se enumeran de esquerda a dereita con números que van do 1 ao 18. Pero aínda séguese a usar, pola súa gran utilidade, outra notación que de esquerda a dereita xerarían os seguintes grupos: IA, IIA, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB (este constituído por tres columnas), IB, IIB, IIIA, IVA, VAI, VIA, VIIA e VIIIA ou grupo cero.

Tamén, algúns grupos de elementos reciben *nomes específicos* como ocorre cos seguintes:

