

ESTRUTURA ATÓMICA E CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Índice

- 1.- Estrutura do átomo. Partículas atómicas.**
- 2.- Número atómico e número másico. Isótopos.**
- 3.- Estrutura da codia. Modelo de Bohr.**
- 4.- Estrutura da codia. Modelo mecánico-cuántico.**
 - 4.1. Números cuánticos e orbitais atómicos.**
 - 4.2. Configuración electrónica.**
- 5.- Tipos de elemento segundo a configuración.**
- 6.- A Táboa Periódica**
 - 6.1. Primeiras clasificacións periódicas.**
 - 6.2. Sistema periódico de Mendeleiev.**
 - 6.3. A táboa periódica actual**
- 7.- Propiedades periódicas.**
 - 7.1. Tamaño dos átomos: Radios atómico e iónico.**
 - 7.2. Enerxía de ionización.**
 - 7.3. Afinidade electrónica.**
 - 7.4. Electronegatividade e carácter metálico.**

1.- Estrutura do átomo. Partículas atómicas

A idea de que a materia está formada por átomos non é actual, pois xa, na antiga Grecia, Demócrito defendía esta idea, que foi recuperada no séc. XIX por un científico inglés, **Dalton**, quen postulou:

1. Toda a materia está formada por partículas indivisibles chamadas átomos.
2. Os átomos dun elemento son iguais entre si e distintos dos doutros elementos.
3. Cando os elementos se combinan entre si para formar compostos, fano nunha relación de número de átomos sinxela.

Hoxe en día sabemos que o punto 1 non se cumpre, porque coñecemos a existencia de partículas nos átomos, como os electróns ou os protóns. Os **electróns** foron descubertos ao estudar os raios catódicos, pois viuse que estes estaban constituídos sempre polas mesmas partículas, aínda que se cambiase o gas do tubo, polo que estas partículas –que presentaban carga negativa- tiñan que estar en tódolos átomos da materia. Como a materia é neutra, se nos átomos hai partículas negativas (electróns) tamén ten que haber partículas positivas. Estas partículas positivas foron descubertas nos raios anódicos e recibiron o nome de **protóns**.

Se nos átomos hai partículas, cal é a forma dos átomos?. Thomson aventurou que os átomos debían ser esferas cunha estrutura como a do pudín, cos electróns facendo o “papel” das froitas no pudín.

Sen embargo unha experiencia realizada por Lord Rutherford¹, quen bombardeou pans de ouro con partículas alfa (α), permitiu concluír dúas cousas:

- 1) Que os átomos están formados por unha parte central, chamada núcleo, na que se concentra a súa masa e a súa carga positiva, e unha parte exterior, chamada codia, na que está a carga negativa.
- 2) A codia é moito maior que o núcleo, pois o raio do átomo é unhas cen mil veces maior que o raio do núcleo.

Lord Rutherford chegou a conclusión de que **os átomos son esferas, cos protóns no núcleo e os electróns na codia xirando en órbitas circulares arredor do núcleo**, de xeito que a atracción electrostática está equilibrada pola forza centrífuga.

Posteriormente descubriuse a existencia doutra partícula atómica, o **neutrón**, sen carga eléctrica. Actualmente coñécense varias decenas de partículas atómicas

¹ Na FAQ 91 desta quincena podes coñecer algo máis sobre a experiencia de Lord Rutherford.

(quarks, neutrinos...) pero bastan tres para **comprender o comportamento da materia**. Estas tres **partículas**, que reciben o nome de **fundamentais**, son: electrón, protón e neutrón.

O **protón** está no núcleo, ten carga eléctrica positiva de valor unidade ($e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$) e masa aproximadamente igual á unidade de masa atómica ($1 \text{ uma} = 1/N_A$ $g = 1/6,02 \cdot 10^{23} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$).

O **neutrón** tamén está no núcleo, non ten carga eléctrica e a súa masa é aproximadamente igual á masa do protón.

O **electrón** está na codia, ten carga eléctrica negativa de valor unidade (é dicir, na natureza non hai corpos con carga menor que a do electrón ou protón) e a súa masa é practicamente desprezable comparada coa do protón ou neutrón, pois é unha 1850 veces menor.

Normalmente o número de protóns no núcleo é igual ao número de electróns na codia, polo que os átomos –e polo tanto a materia- son neutros. Se un átomo perde electróns queda con carga positiva, recibindo o nome de **cación**; se un átomo gaña electróns adquire carga negativa, recibindo o nome de **anión**. En xeral, **ión é todo átomo ou grupo de átomos con carga eléctrica**.

2.- Número atómico e número másico. Isótopos.

O **número atómico (Z)** indica o número de protóns que hai no núcleo dun **átomo** e, polo tanto, o número de electróns que hai na súa codia se é neutro.

$$Z = n^0 p^+ = n^0 e^- \text{ (se é neutro)}$$

O **número másico ou número de masa (A)** indica o número de protóns e neutróns que hai no núcleo dun **átomo**.

$$A = n^0 p^+ + n^0 n$$

Para representar un átomo utilizaremos o símbolo do elemento químico correspondente, antepóndelle como subíndice o número atómico e como superíndice o número de masa: ${}_Z^AX$ Ex.: ${}_6^{12}\text{C}$, ${}_8^{16}\text{O}$, ${}_{17}^{35}\text{Cl}$.

Cos datos anteriores podemos coñecer que partículas forman un átomo calquera. Se consideramos o último exemplo, $Z = 17$ e $A = 35$, isto significa que este átomo de cloro ten 17 protóns, 17 electróns (é neutro) e entre protóns e neutróns 35 partículas; como protóns son 17, os neutróns serán $35 - 17 = 18$. O número de neutróns sempre será: $n^0 n = A - Z$.

O número atómico é característico de cada elemento (na Táboa Periódica os elementos están ordenados segundo o seu número atómico), polo que habitualmente se prescinde de sinalalo e os átomos represéntanse simplemente como ${}^A\text{X}$. Os ións poden indicarse do mesmo xeito: ${}^{19}\text{F}^-$, ${}^{40}\text{Ca}^{+2}$. As partículas que forman cada ión poden calcularse de xeito análogo, pero tendo en conta que un ión ten carga negativa cando gaña electróns e positiva cando os perde. Así o ión fluoruro ($Z=9$, como podes ver na Táboa Periódica), terá 9 protóns, 10 electróns (gañou 1 electrón) e 10 neutróns ($19-9$). O ión cálcico ($Z=20$), terá 20 protóns, 18 electróns (perdeu 2 electróns) e 20 neutróns ($40-20$).

Dun elemento pode haber na natureza varios átomos distintos, por ter distinto número de neutróns, e reciben o nome de **isótopos**. Así do hidróxeno hai 3 isótopos: protio, deuterio e tritio.

Partículas dos isótopos do hidróxeno		Protio	Deuterio	Tritio
		${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Codia:	Electróns (e^-)	1	1	1
Núcleo:	Protóns (p^+)	1	1	1
	Neutróns ($n=Z-A$)	0	1	2

Os isótopos dun elemento teñen distintas propiedades físicas, pero as mesmas propiedades químicas, porque, como veremos despois, estas dependen do número de electróns e todos teñen o mesmo número.

A existencia de isótopos obriga a calcular a masa atómica dos elementos como media das masas dos distintos isótopos, segundo a súa abundancia. No caso do hidróxeno, por cada tritio hai uns 150 deuterios e un millón de protios. A masa atómica do hidróxeno será:

$$M_A\text{H} \approx \frac{10^6 \cdot 1 + 150 \cdot 2 + 1 \cdot 3}{10^6 + 150 + 1} \approx 1,008 \text{ uma}$$

3.- Estrutura da codia. Modelo de Bohr.

Xa vimos en que consistía a idea de Lord Rutherford sobre a estrutura do átomo e a súa codia. A validez desta teoría pronto se puxo en dúbida, porque se sabía que as partículas cargadas ao xirar emiten enerxía en forma de radiación electromagnética, polo tanto, os electróns deberían emitir enerxía, e esta perda de enerxía inevitablemente conduciría aos electróns a "caer" sobre o núcleo. Isto ía en contra da estabilidade observada dos átomos.

O coñecemento do espectro do hidróxeno² e a teoría cuántica de Plank, conducen á formulación por parte de Bohr, en 1913 dunha nova teoría atómica, que se basea nos seguintes Postulados:

1. Os electróns só poden xirar arredor do núcleo en certas órbitas circulares permitidas, nas que a forza electrostática está equilibrada pola forza centrífuga, e nas que se cumpre que $m \cdot v \cdot r = n \cdot h / 2\pi$ onde “m” é a masa do electrón, “v” a súa velocidade, “r” o radio da órbita, “h” a constante de Plank e “n” =1, 2, 3, 4... é un número cuántico.
2. Os electróns ao xirar nestas órbitas non emiten enerxía.
3. Cando un átomo recibe enerxía os electróns pasan a un nivel superior (estado excitado). Posteriormente, cando o electrón volve á súa órbita, o átomo emite radiación, de enerxía igual á diferenza de enerxía entre ámbolos dous niveis.

Deste xeito, Bohr foi capaz de calcular os radios das órbitas en que pode estar o electrón do hidróxeno, a enerxía que ten o electrón nesas órbitas e xustificar o valor da frecuencia das raias do espectro do hidróxeno: cando un electrón que saltou a niveis de maior enerxía (estado excitado) volve a niveis de menor enerxía emite unha radiación dunha frecuencia determinada que aparece como unha raia concreta no espectro de emisión, de xeito que $\Delta E = h \cdot \nu$ onde ΔE é a diferenza de enerxía entre as dúas órbitas e “ ν ” a frecuencia da radiación emitida; á súa vez, cando se iluminan átomos de hidróxeno con luz branca (radiación electromagnética continua) os electróns absorben radiacións deste espectro continuo para producir saltos a niveis superiores (estado excitado). Se descompoñemos a radiación electromagnética despois de pasar polos átomos de hidróxeno vemos que faltan unha serie de liñas resultando o que se denomina un espectro de absorción. Loxicamente as liñas do espectro de emisión son as que faltan no de absorción pois a enerxía que desprende ao baixar dun nivel a outro é a mesma que precisa para subir: $\Delta E = h \cdot \nu$.

Podes ver unha simulación de salto electrónico en:

<http://centros5.pntic.mec.es/ies.victoria.kent/Rincon-C/Simulaci/atomphoton/index.html>

4.- Estrutura da codia. Modelo mecano-cuántico.

A mellora das técnicas espectroscópicas fixo ver que algunha das liñas en realidade se desdobraban en dúas, ou máis próximas, o que supoñía uns saltos electrónicos que o modelo de Bohr non podía explicar. Ademais dúas novas teorías daban e entender que a Física clásica non servía para explicar o comportamento das partículas atómicas:

² Na FAQ92 podes comprender mellor que son os espectros atómicos.

A **teoría da dualidade onda-corpúsculo de De Broglie** (1924), unificou as dúas teorías existentes sobre a luz, a que consideraba á luz como unha onda e a corpuscular e xeneralizou: **calquera partícula en movemento leva asociada unha onda de lonxitude de onda: $\lambda = h/p = h/(m \cdot v)$** onde “v” é a súa velocidade, “m” a súa masa e “p”, polo tanto, a súa cantidade de movemento.

Así, os electróns, de masa moi pequena, teñen unha onda asociada apreciable de forma que, esta dobre condición de onda e corpúsculo ocasionou un problema sobre a posición do electrón, xa que non ten demasiado sentido falar da posición dunha onda. **Heisenberg**, no seu **Principio de incerteza** (1927), dictaminou que **é imposible coñecer simultaneamente a posición e a cantidade de movemento dunha partícula**. Así, sendo Δx a incerteza na posición e Δp a incerteza na cantidade de movemento, os límites da precisión veñen dados por: **$\Delta x \cdot \Delta p \geq h/2\pi$**

Deste xeito, a idea de órbita perfectamente definida, debe ser substituída pola idea de **orbital** que será a **zona do espazo, arredor do núcleo atómico, onde existirá a máxima probabilidade de encontrar un electrón**. O orbital, pois, non ten límites perfectamente definidos.

O modelo atómico actual, chamado mecano cuántico ou mecano ondulatorio, parte da idea de que o electrón se comporta como unha onda, e debe o seu desenvolvemento a **Schrödinger**, quen en 1926 propuxo unha ecuación para describir sistemas cun electrón. A solución desa ecuación está condicionada polos valores duns números, chamados **números cuánticos**, polo que os postulados básicos desta teoría serían:

- Os electróns só poden existir en determinados niveis enerxéticos.
- O cambio de nivel enerxético prodúcese por absorción ou emisión dun fotón de enerxía de xeito que a frecuencia do fotón está relacionada coa diferenza de enerxía entre os dous niveis por: $\Delta E = h \cdot \nu$.
- Os niveis enerxéticos permitidos para un electrón veñen determinados polos valores de catro números cuánticos.

4.1. Números cuánticos e orbitais atómicos.

Cada electrón vén determinado por catro números cuánticos: n, l, m (ou m_l) e s (ou m_s): os tres primeiros determinan un orbital, e o cuarto “ m_s ” serve para identificar a cada un dos dous electróns que poden entrar neste.

Determinan un orbital

Número cuántico principal, n: Indica a capa ou nivel enerxético no que está o electrón ou, polo tanto, a distancia ó núcleo. **Pode valer: 1, 2, 3, 4,..., ∞**

Número cuántico secundario ou azimutal, l: Indica a subcapa ou subnivel enerxético no que está o electrón, determinando o contorno xeométrico xeral do orbital. Nunha capa dada, a enerxía das distintas subcapas aumenta lixeiramente co

valor de l . En función do número cuántico principal, **pode valer: 0, 1, 2, 3, 4,..., (n-1)**, se ben a cada valor asígnaselle unha letra, respectivamente: **s, p, d, f, g ...**

Número cuántico magnético, m_l : Dá as orientacións dos orbitais. En función do número cuántico secundario, **pode valer: 0, ± 1 , ± 2 , ± 3 ,..., $\pm(l-2)$, $\pm(l-1)$, $\pm l$**

Determinan un electrón

Xunto cos tres anteriores o **Número cuántico de spín, m_s :** Describe o comportamento dun electrón en movemento nun orbital, pois exposto a un campo magnético o electrón pode aliñarse co campo ou contra deste, polo que toma dous valores: **$+\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$**

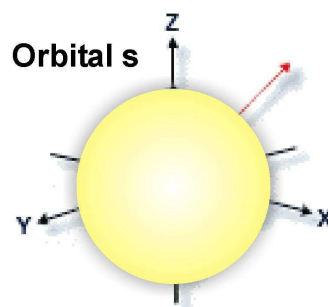
Orbitais posibles

Dando valores aos números cuánticos atopámonos cos posibles orbitais dun átomo e co número máximo de electróns que poden entrar neles:

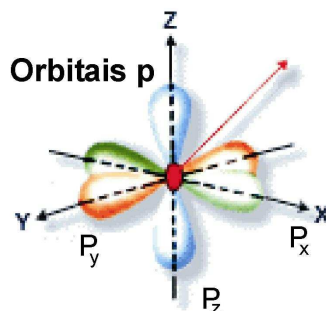
n	l	m	Nome orbital	Nº electróns*	Representación
1	0	0	1s	2	$1s^2$
2	1	0	2s	2	$2s^2$
		-1	2p _x	2	$2p^6$
		0	2p _z	2	
		+1	2p _y	2	
3	0	0	3s	2	$3s^2$
		-1	3p _x	2	$3p^6$
		0	3p _z	2	
		+1	3p _y	2	
	2	-2	3d _{xy}	2	$3d^{10}$
		-1	3d _{yz}	2	
		0	3d _{z²}	2	
		+1	3d _{xz}	2	
		+2	3d _{x²-y²}	2	

*Segundo o Principio de Exclusión de Pauli, que veremos despois.

Os orbitais atómicos teñen distintas formas; así, os orbitais "s" son esféricos;



non obstante o resto dos tipos de orbitais posúen direccións concretas no espazo; por exemplo cada un dos orbitais "p" aliñase sobre cada un dos tres eixes de coordenadas.



Unha visión en tres dimensións dos distintos orbitais atómicos pode verse en:

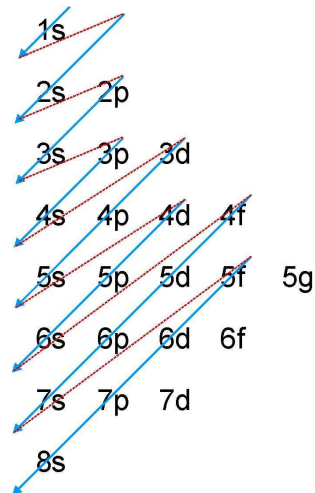
<http://micro.magnet.fsu.edu/electromag/java/atomicorbitals/>

4.2. Configuración electrónica.

É a **distribución dos electróns dun átomo polos orbitais do mesmo**. Os electróns vanse situando nos distintos orbitais seguindo os seguintes principios:

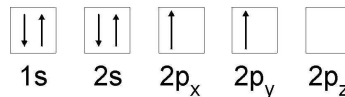
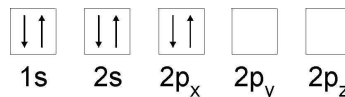
1) Principio de mínima enerxía (aufbau): "Os electróns colócanse seguindo o criterio de mínima enerxía, é dicir, énchense primeiro os niveis con menor enerxía e non se enchen niveis superiores ata que non estean completos os niveis inferiores".

A orde enerxética dos orbitais depende do valor dos números cuánticos "n" e "l", sendo menor canto menor sexa o valor de (n+l) e se hai dous orbitais en que a suma (n+l) dá o mesmo, ten menos enerxía o orbital que ten menor "n". Todo isto queda representado na figura da marxe. Seguindo as frechas tes a orde en que se enchen os orbitais: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d...



2) Principio de máxima multiplicidade (Regra de Hund): "Cando un nivel electrónico teña varios orbitais coa mesma enerxía, os electróns vanse colocando desapareados nese nivel electrónico". Non se coloca un segundo electrón nun dos devanditos orbitais ata que todos os orbitais da mesma enerxía están semioocupados.

Supoñamos un elemento con 6 electróns, a súa configuración será $1s^2, 2s^2, 2p^2$. Os dous últimos electróns, os "p", poderán colocarse apareados na mesma orientación $-p_x$ na figura da dereita arriba- ou desapareados, un en p_x e outro en p_y como se mostra abaixo na mesma figura. Segundo esta Regra, colocaranse como se indica abaixo. Se tivese un electrón máis, este colocárase en p_z , e se houboese outro máis, este xa estaría apareado.



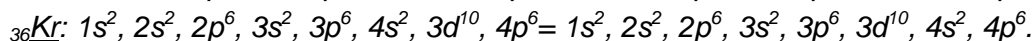
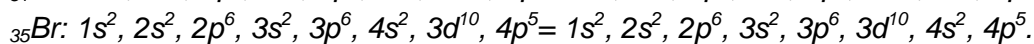
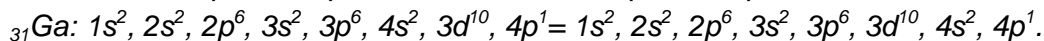
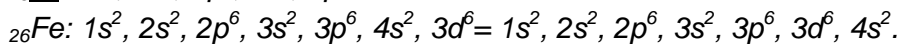
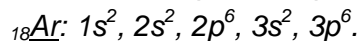
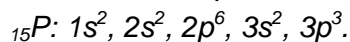
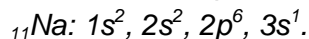
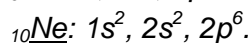
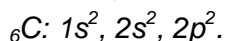
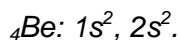
3) Principio de exclusión de Pauli: "Non pode haber dous electróns cos catro números cuánticos iguais". Este principio xustifica que non haxa máis de 2 electróns en cada orientación dun orbital, como aplicamos na Táboa da páxina anterior.

Exercicio 1: Obte-las configuracións electrónicas dos seguintes átomos: H, He, Be, C, Ne, Na, P, Ar, Fe, Ga, Br, Kr.

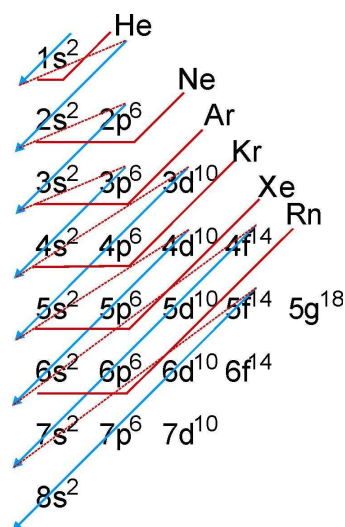
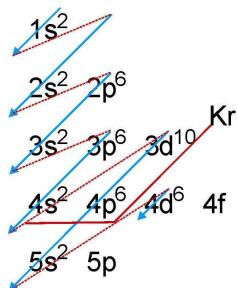
Solución: Localizamos os elementos na Táboa Periódica e anotamos o seu número atómico (Z). O número atómico indícanos cantos electróns ten cada átomo do elemento indicado. Só temos que ir trazando liñas como as da figura da páxina anterior, recordar o número máximo de electróns que poden entrar en cada orbital (en s: 2, en p: 6, en d: 10, en f: 14) e levar a conta dos electróns que asignamos. Despois poñemos por orde de capas. O resultado é:

${}_1\text{H}: 1s^1$

${}_2\text{He}: 1s^2$



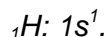
Como estás vendo, a configuración electrónica empeza a ser un pouco encerellada e aínda estamos pola terceira parte da Táboa Periódica. Vamos a simplificala. Para iso imos a ter en conta a configuración dos Gases Nobres, que che subliñei no exemplo anterior e que coloquei na ilustración á marxe. A configuración de cada gas nobre queda por riba dunha liña horizontal que pasa por debaixo de ns^2, np^6 e logo vai paralela ás frechas azuis. Cando queira dar a configuración de calquera átomo, trazarei as frechas azuis ata contar os electróns do átomo, logo trazarei unha horizontal por debaixo do último p^6 cheo e unha paralela ás frechas azuis (como na figura) e escribirei, entre corchetes, o símbolo do gas nobre correspondente e despois, por orde de capa, os orbitais marcados fóra dese gas nobre.



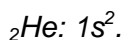
Imos a facer desa maneira a configuración do ${}^{44}\text{Ru}$. Á esquerda tes a conta dos 44 electróns do mesmo e trazada a liña que corresponde ó último p^6 , o $4p^6$, polo tanto, o Kr. Fora desa liña están marcados $4d^6$ e $5s^2$, entón a configuración do Ru é: $[\text{Kr}], 4d^6, 5s^2$.

Exercicio 2: Da a configuración simplificada dos átomos do exercicio anterior e tamén dos seguintes átomos: ${}^{52}\text{Te}$, ${}^{54}\text{Xe}$, ${}^{58}\text{Ce}$, ${}^{79}\text{Au}$, ${}^{86}\text{Rn}$ e ${}^{98}\text{Cf}$.

Solución: (Non teñas en conta as cantidades indicadas en vermello, que serán utilizadas despois)



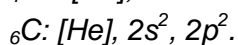
(1 e⁻ na última capa)



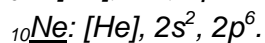
(2 e⁻ na última capa)



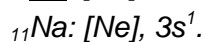
(2 e⁻ na última capa)



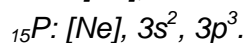
(4 e⁻ na última capa)



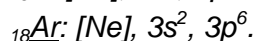
(8 e⁻ na última capa)



(1 e⁻ na última capa)



(5 e⁻ na última capa)



(8 e⁻ na última capa)

$_{26}\text{Fe}: [\text{Ar}], 3d^6, 4s^2.$	(2 e ⁻ na última capa)
$_{31}\text{Ga}: [\text{Ar}], 3d^{10}, 4s^2, 4p^1.$	(3 e ⁻ na última capa)
$_{35}\text{Br}: [\text{Ar}], 3d^{10}, 4s^2, 4p^5.$	(7 e ⁻ na última capa)
$_{36}\text{Kr}: [\text{Ar}], 3d^{10}, 4s^2, 4p^6.$	(8 e ⁻ na última capa)
$_{52}\text{Te}: [\text{Kr}], 4d^{10}, 5s^2, 5p^4.$	(6 e ⁻ na última capa)
$_{54}\text{Xe}: [\text{Kr}], 4d^{10}, 5s^2, 5p^6.$	(8 e ⁻ na última capa)
$_{58}\text{Ce}: [\text{Xe}], 4f^2, 6s^2.$	(2 e ⁻ na última capa)
$_{79}\text{Au}: [\text{Xe}], 4f^{14}, 5d^9, 6s^2.$	(2 e ⁻ na última capa)
$_{86}\text{Rn}: [\text{Xe}], 4f^{14}, 5d^{10}, 6s^2, 6p^6.$	(8 e ⁻ na última capa)
$_{98}\text{Cf}: [\text{Rn}], 5f^{10}, 7s^2.$	(2 e ⁻ na última capa)

5.- Tipos de elemento segundo a configuración.

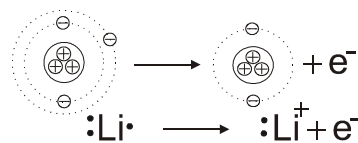
Conforme resolvín o exercicio anterior fun contando os electróns que tiñan na última capa os átomos dos distintos elementos, onde están representados, como podes comprobar, elementos de tódalas filas da Táboa Periódica e dos grupos máis representativos. Se te fixas nos resultados, verás que o número máximo posible é 8 e que este número corresponde aos Gases Nobres (agás o He que ten 2)

O número de electróns na última capa, electróns que tamén se chaman **electróns de valencia**, permite clasificar os elementos químicos, como **metais**, **non metais** e **gases nobres**. (A realidade non é tan simple e, como podes ver na Táboa Periódica do Apéndice, uns cantos elementos denominados metaloides, teñen características de metais e non metais).

Os **gases nobres** son os elementos que teñen a última capa chea con 8 electróns (agás o helio con 2). Son moi estables, pois non reaccionan con ninguén, e esa estabilidade considérase que se debe a ter a última capa chea. Os demais elementos queren gañar, perder ou compartir electróns, para ter a súa estrutura.

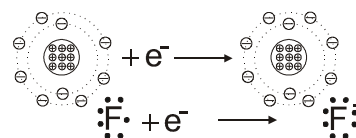
Metais son os elementos que teñen poucos electróns na última capa (1, 2 ou 3) e tenden a perdelos para conseguir a estrutura do gas nobre anterior.

Así o $_{3}\text{Li}: 1s^2, 2s^1$ cando perde o electrón máis externo ($2s^1$) convértese no ión Li^+ que ten dous electróns na última capa, como o He o gas nobre anterior



Non metais son os que teñen moitos electróns na última capa (4 a 7) e tenden a gañar electróns para conseguir a estrutura do gas nobre seguinte.

Por exemplo o $_{9}\text{F}: 1s^2, 2s^2, 2p^5$ se gana un electrón convértese no ión F^- que ten oito electróns na última capa, como o Ne o gas nobre que lle segue.



Así pois, a configuración electrónica dos átomos dun elemento permítenos predicir o comportamento químico dese elemento.

Exercicio 3: Que tipo de elementos serán o Ca e o I?

Solución: Buscamos na Táboa Periódica os seus números atómicos, obtemos as súas configuracións electrónicas e fixámonos nos electróns de valencia:

${}_{20}\text{Ca}$: $[\text{Ar}], 4s^2 \Rightarrow 2 e^- \text{ de valencia} \Rightarrow \text{será un metal que tende a perdelos actuando como } \text{Ca}^{+2}$.

${}_{53}\text{I}$: $[\text{Kr}], 4d^{10}, 5s^2, 5p^5 \Rightarrow 7 e^- \text{ de valencia} \Rightarrow \text{será un non metal que tende a gañar un para ter 8 como os gases nobres, actuando como } \text{I}^1$.

Exercicio 4: Se descubreses o elemento químico de número atómico 116, que comportamento químico lle supós?

${}_{117}\text{X}$: $[\text{Rn}], 5f^{14}, 6d^{10}, 7s^2, 7p^4 \Rightarrow 6 e^- \text{ na última capa ou de valencia} \Rightarrow \text{será un non metal que tende a gañar dous para ter 8 como os gases nobres, actuando como } \text{X}^{2-}$.

6.- A Táboa Periódica

Os elementos químicos están clasificados nunha táboa que se chama Táboa Periódica dos Elementos.

6.1. Primeiras clasificacións periódicas.

Cando a principios do século XIX se mediron as masas atómicas dunha grande cantidade de elementos, observouse que certas propiedades variaban periodicamente en relación á súa masa. Dese xeito, houbo diversos intentos de agrupar os elementos, todos eles usando a masa atómica como criterio de ordenación. P. ex.:

- Triadas de Döbereiner (1829): Formaba tríos de elementos nos que a masa do elemento intermedio era a media aritmética da masa dos outros dous. Así sinalou as seguintes triadas:
Cl, Br e I; Li, Na e K; Ca, Sr e Ba; S, Se e Te...
- Anel de Chancourtois (1862). Colocaba os elementos en espiral, de forma que os que tiñan parecidas propiedades quedasen uns enriba doutros.

6.2. Clasificación de Mendeleiev.

A clasificación de Mendeleiev (1869) é a mais coñecida e elaborada de todas as primeiras clasificacións periódicas. Clasificou os 63 elementos coñecidos ata entón, utilizando tamén o criterio de masa atómica, xa que ata bastantes anos despois non se definiu o concepto de número atómico, posto que non se descubriran os protóns.

A súa táboa periódica deixaba espazos baleiros, que el considerou correspondían a elementos que aínda non se descubriran. Así, predixo as propiedades

dalgúns destes, tales como o xermanio (Ge), ao que Mendeleiev chamou ekasilicio. Cando aínda en vida de Mendeleiev se descubriu o Ge que tiña as propiedades previstas por este, a súa clasificación periódica adquiriu gran prestixio.

Un dos inconvenientes que posuía a táboa de Mendeleiev era que algúns elementos tiña que colocalos sen seguir a orde da masa atómica, para que coincidisen as propiedades. Así, por exemplo, colocou o telurio (Te) antes que o iodo (I) a pesar de que a masa atómica deste era menor que a daquel. El atribuíuno a que as masas atómicas estaban mal medidas, sen embargo hoxe sabemos que as masas atómicas estaban ben medidas e que o problema era o criterio de clasificación segundo a masa.

6.3. A Táboa Periódica actual

En 1913 Moseley ordenou os elementos da táboa periódica usando como criterio de clasificación o número atómico. A partir de entón a clasificación periódica dos elementos seguiu ese criterio, pois nos átomos o número de protóns é igual ao de electróns e existe, como vimos, unha relación directa entre a configuración electrónica dun átomo e a súa reactividade química e, polo tanto, a súa posición na táboa periódica, xa que se queren agrupar os elementos con propiedades semellantes.

Esta táboa está formada por **7** filas horizontais, chamadas **períodos**, e **16** columnas verticais chamadas **grupos**. En realidade hai 18 columnas verticais, pero tres columnas, as encabezadas por Fe, Co e Ni, considéranse como unha columna única (grupo VIII). Tamén hai dúas filas na parte inferior, as que corresponden ás familias dos lantánidos e actínidos, que deberían ir perpendiculares á táboa, sobre o La e Ac –ou Lu e Lr segundo a táboa-, respectivamente, (o que sería incómodo de facer e manipular) e por iso hai un salto no valor de Z despois de Ba e Ra.

	Ia	IIa											IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0
1	1s ¹												↓					G.
2	2s ¹	2s ²	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIII	IX	X	IIb		N	O	N	2p ⁴	F	N
3	3s ¹	Mg											3p ¹	M	E	3p ⁴	3p ⁵	3p ⁶
4	4s ¹	4s ²	3d ¹	3d ²	3d ³		3d ⁵		3d ⁷	Ni	3d ⁹		4p ¹	4p ²	T	A	4p ⁵	B
5	5s ¹	5s ²	4d ¹	4d ²	4d ³		4d ⁵		4d ⁷		4d ⁹		5p ¹	5p ²	5p ³	I	S	R
6	6s ¹	6s ²	5d ¹	M	5d ³	E	5d ⁵	T	5d ⁷	A	5d ⁹	I	TI	S	6p ³	6p ⁴	6p ⁵	6p ⁶
7	7s ¹	7s ²	6d ¹		6d ³		6d ⁵		6d ⁷		6d ⁹							S
→ P E R Í O D O S →																		
	4f ¹				4f ⁴				4f ⁷		Tb	4f ¹⁰					4f ¹⁴	
	5f ¹				5f ⁴		Pu	5f ⁷				5f ¹⁰					5f ¹⁴	

Tamén pode considerarse dividida en catro bloques:

- Bloque "s": Á esquerda da táboa, formado polos grupos Ia e IIa.
- Bloque "p": Á dereita da táboa, formado polos grupos IIIa a VIIa e o 0.
- Bloque "d": No centro da táboa, formado polos grupos IIIb a IIb.
- Bloque "f": Na parte inferior da táboa, formado polos lantánidos e actínidos.

Como podes ver no esquema anterior, nun período están os elementos que enchen orbitais dunha mesma capa, de xeito que o número do período coincide co número da capa máis externa. Debido o desigual número de elementos que hai en cada período, o 1º recibe o nome de “moi curto”, o 2º e 3º de “curtos”, os dous

seguintes de “longos” e os dous últimos de “moi longos” (parecen iguais aos anteriores, pero son maiores porque neles hai que incluír aos lantánidos e actínidos).

Nun grupo están os elementos que teñen a mesma configuración electrónica externa e, polo tanto, as mesmas propiedades químicas. Os grupos reciben nomes propios:

Ia	Alcalinos
IIa	Alcalino-térreos
IIIa	Térreos
IVa	Carbonoideos
Va	Nitroxenoideos
VIa	Anfíxenos
VIIa	Halóxenos
0	Gases nobres
IIIb a IIb	Elementos de transición

Coñecendo a posición dun elemento na Táboa Periódica podemos deducir a súa configuración electrónica, e viceversa, tendo en conta que a configuración electrónica estará formada polo gas nobre anterior e a continuación os orbitais “s” e “p” da capa de igual número que o período, os “d” da capa anterior e os “f” de dúas capas antes.

Exemplo: A) Dá a configuración electrónica dos átomos dos elementos F, Ni, Tl e Pu a partir da súa posición na Táboa Periódica (pintados en cor rosa no esquema anetrior). B) Indica a posición na Táboa Periódica dos elementos de configuración electrónica $[\text{Ne}], 3s^2$ e $[\text{Xe}], 4f^9, 6s^2$.

Solución:

A)	G.N. anterior	Período	Orbitais	Config. elect.
F:	He	2	s, p	$[\text{He}], 2s^2, 2p^5$
Ni:	Ar	4	s, d	$[\text{Ar}], 3d^8, 4s^2$
Tl:	Xe	6	s, f, d, p	$[\text{Xe}], 4f^{14}, 5d^{10}, 6s^2, 6p^1$
Pu:	Rn	7	s, f	$[\text{Rn}], 5f^6, 7s^2$

B) Período: 3º (3s); Último orbital que enche: $s^2 \Rightarrow$ Alcalino-térreo

Período: 6º (6s); Último orbital que enche: $4f^9 \Rightarrow$ Lantánido

7.- Propiedades periódicas.

Hai unha serie de propiedades nos elementos que varían de xeito periódico ao ir aumentando o número atómico. Imos estudar algunhas delas.

Tamaño do átomo:

- Raio atómico:
- Raio iónico.

Energía de ionización.

Afinidade electrónica.

Electronegatividade.

Carácter metálico.

7.1. Tamaño dos átomos.

Raio atómico

Defínese como a metade da distancia dos núcleos de dous átomos iguais que están enlazados entre si. Segundo sexa o tipo de enlace polo que están unidos, fálase de raio covalente e de raio metálico, é dicir, o raio dun mesmo átomo depende do tipo de enlace que forme, e mesmo do tipo de rede cristalina que formen os metais.

Nun período diminúe cara á dereita, pois ao ir cara ese lado vanse enchendo orbitais da mesma capa, polo que o raio debería ser o mesmo, sen embargo o aumento de carga no núcleo e na codia fará que os electróns estean máis fortemente atraídos e o raio diminuíra. Nun grupo, aumenta ao descender por el, pois ao aumentar o número atómico, aumentan as capas que se enchen de electróns e o tamaño do átomo aumenta.

Raio iónico

É o raio que ten un átomo cando perdeu ou gañou electróns, adquirindo a estrutura electrónica do gas nobre máis próximo.

Os catións son menores que os átomos neutros porque os mesmos protóns atraen a menos electróns. Canto maior sexa a carga, menor será o ión; así, nun mesmo período, os ións dos metais alcalinotérreos serán menores que os dos alcalinos correspondentes, dado que perden máis electróns.

Os anións son maiores que os átomos neutros porque os mesmos protóns teñen que atraer a máis electróns. Canto maior sexa a carga, maior será o ión; así, nun mesmo período, os ións dos anfíxenos serán maiores que os dos halóxenos correspondentes, dado que ganan máis electróns.

En xeral, entre os ións con igual número de electróns (isoelectrónicos), ten maior radio o de menor número atómico, pois a forza atractiva do núcleo é menor ao ser menor a súa carga.

Exemplo: Ordene segundo o raio as seguintes especies: Li^+ , F^- , Be^{+2} , N^{3-} .

Solución: Comezaremos vendo cantos electróns e protóns forman cada especie.

	${}_3\text{Li}^+$	${}_9\text{F}^-$	${}_4\text{Be}^{+2}$	${}_7\text{N}^{3-}$
p^+	3	9	4	7
e^-	2	10	2	10

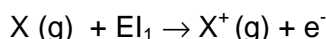
Segundo isto, consideraremos, por un lado, Li^+ e Be^{+2} , que teñen 2 e^- polo que son os pequenos, e, por outro lado, F^- e N^{3-} , con 10 e^- .

No 1º caso, o Be^{+2} ten os seus e^- atraídos por máis p^+ , logo é menor. No 2º caso, o F^- é quen ten os seus e^- atraídos por máis p^+ , logo é o menor.

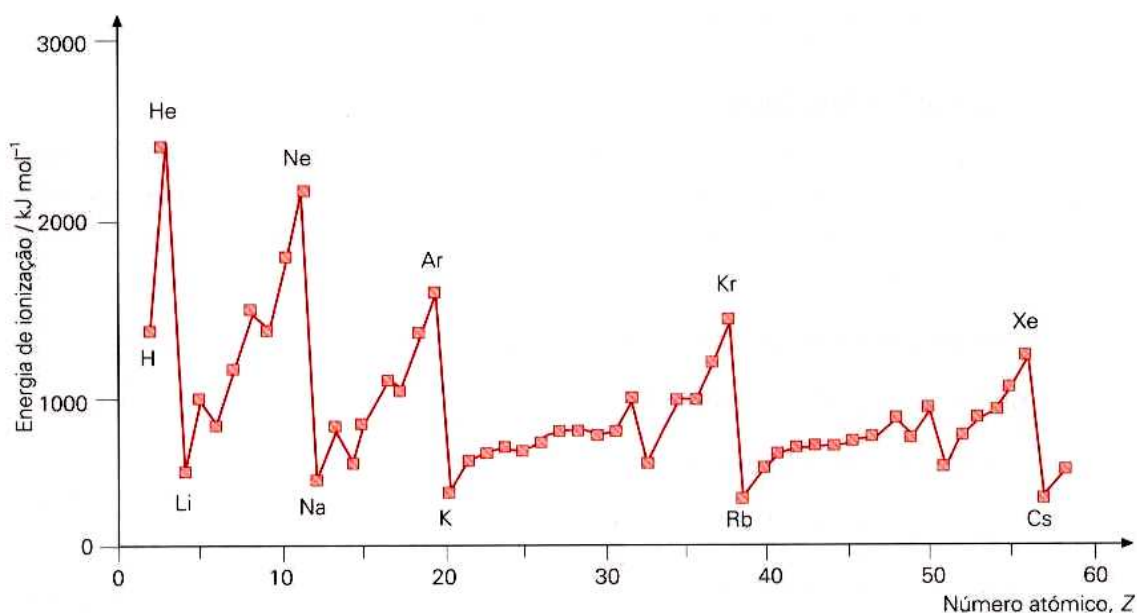
Así pois $\text{Be}^{+2} < \text{Li}^+ < \text{F}^- < \text{N}^{3-}$.

7.2. Enerxía de ionización (EI).

É a enerxía necesaria para extraer un electrón dun átomo neutro, non excitado, en estado gasoso, e formar un catión. Tamén se lle chama potencial de ionización. É sempre positiva (proceso endotérmico). Fálase de primeira enerxía de ionización (EI_1), segunda enerxía de ionización (EI_2)... segundo se trate do primeiro, segundo,... electrón extraído.



A enerxía de ionización diminúe cara abaixo nos grupos porque o electrón a extraer está nunha capa máis externa e “apantallado” polos electróns internos, polo que a atracción do núcleo é menor. Aumenta cara á dereita nos períodos, pois ao ir cara ese lado vanse enchendo orbitais da mesma capa, é dicir, máis ou menos á mesma distancia do núcleo, sen embargo o aumento de carga no núcleo e na codia fará que os electróns estean máis fortemente atraídos e a enerxía para arrancalos será maior. A enerxía de ionización dos gases nobres ao igual que a 2ª enerxía de ionización dos metais alcalinos é moi grande, pois se debe extraer un electrón a átomos con configuración electrónica moi estable.



A enerxía desprendida aumenta ao desprazarnos cara á dereita pola Táboa Periódica, porque aí están os elementos que tenden a gañar electróns para conseguir a estrutura de gas nobre. Diminúe ao descender por un grupo, porque ao aumentar o número de capas electrónicas, o novo electrón estará máis lonxe do núcleo e apantallado por máis electróns, polo que haberá menos tendencia a captalo e desprenderase menos enerxía.

Adoita ser positiva en gases nobres e metais alcalinotérreos. A segunda e posteriores afinidades electrónicas tamén adoitan ser positivas, porque se trata de introducir un electrón a un anión, o que lóxicamente está impedido por repulsión electrostática.

7.4. Electronegatividade e carácter metálico.

Son conceptos opostos (a maior electronegatividade menor carácter metálico e viceversa).

A electronegatividade mide a tendencia dun átomo a atraer os electróns dos átomos aos que está enlazado. É un compendio entre enerxía de ionización e afinidade electrónica: uns valores elevados destas dúas supón unha gran tendencia a adquirir electróns e polo tanto alta electronegatividade. A electronegatividade aumenta cara a arriba nos grupos pois os electróns son máis atraídos polo núcleo a menores distancias e cara á dereita nos períodos xa que hai maior apetencia de electróns. Pauling estableceu unha escala de electronegatividades entre 0,7 (Fr) e 4 (F):

Grupo 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Período

<u>1</u>	<u>H</u> 2,1																	<u>He</u>
<u>2</u>	<u>Li</u> 1,0	<u>Be</u> 1,5											<u>B</u> 2,0	<u>C</u> 2,5	<u>N</u> 3,0	<u>O</u> 3,5	<u>F</u> 4,0	<u>Ne</u>
<u>3</u>	<u>Na</u> 0,9	<u>Mg</u> 1,2											<u>Al</u> 1,5	<u>Si</u> 1,8	<u>P</u> 2,1	<u>S</u> 2,5	<u>Cl</u> 3,0	<u>Ar</u>
<u>4</u>	<u>K</u> 0,8	<u>Ca</u> 1,0	<u>Sc</u> 1,3	<u>Ti</u> 1,5	<u>V</u> 1,6	<u>Cr</u> 1,6	<u>Mn</u> 1,5	<u>Fe</u> 1,8	<u>Co</u> 1,9	<u>Ni</u> 1,8	<u>Cu</u> 1,9	<u>Zn</u> 1,6	<u>Ga</u> 1,6	<u>Ge</u> 1,8	<u>As</u> 2,0	<u>Se</u> 2,4	<u>Br</u> 3,0	<u>Kr</u>
<u>5</u>	<u>Rb</u> 0,8	<u>Sr</u> 1,0	<u>Y</u> 1,2	<u>Zr</u> 1,4	<u>Nb</u> 1,6	<u>Mo</u> 1,8	<u>Tc</u> 1,9	<u>Ru</u> 2,2	<u>Rh</u> 2,2	<u>Pd</u> 2,2	<u>Ag</u> 1,9	<u>Cd</u> 1,7	<u>In</u> 1,7	<u>Sn</u> 1,8	<u>Sb</u> 1,9	<u>Te</u> 2,1	<u>I</u> 2,5	<u>Xe</u>
<u>6</u>	<u>Cs</u> 0,7	<u>Ba</u> 0,9	*	<u>Hf</u> 1,3	<u>Ta</u> 1,5	<u>W</u> 1,7	<u>Re</u> 1,9	<u>Os</u> 2,2	<u>Ir</u> 2,2	<u>Pt</u> 2,2	<u>Au</u> 2,4	<u>Hg</u> 1,9	<u>Tl</u> 1,8	<u>Pb</u> 1,9	<u>Bi</u> 1,9	<u>Po</u> 2,0	<u>At</u> 2,2	<u>Rn</u>
<u>7</u>	<u>Fr</u> 0,7	<u>Ra</u> 0,9	**	<u>Rf</u>	<u>Db</u>	<u>Sg</u>	<u>Bh</u>	<u>Hs</u>	<u>Mt</u>	<u>Ds</u>	<u>Rg</u>	<u>Uub</u>	<u>Uut</u>	<u>Uuq</u>	<u>Uup</u>	<u>Uuh</u>	<u>Uus</u>	<u>Uuo</u>

Aínda que os elementos da Táboa Periódica se dividen tradicionalmente en metais, non-metals e gases nobres, non existe unha barreira clara entre as dúas primeiras clases, existindo uns elementos chamados semimetals con características intermedias (representados en moitas Táboas como unha escaleira que comeza no boro), porque a maior ou menor tendencia a perder ou capturar electróns é gradual ao longo da táboa.

Deste tema, estes son algúns enlaces interesantes:

www.puc.cl/sw_educ/qda1106/CAP2/

www.educaplust.org/sp2002/

<http://tablaplus.awardspace.com/Tabla.html>