

Física y Química

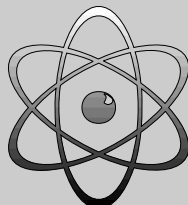
1º Bachillerato

TEMA 1

Estructura Atómica

Propiedades Periódicas

1

ESTRUCTURA ATÓMICA**INDICE**

1.- INTRODUCCIÓN.....	2
2.- ATOMÍSTICA GRIEGA.....	3
3.- MODELO ATÓMICO DE DALTON	3
4.- MODELO ATÓMICO DE KELVIN-THOMSON	4
4.1. RAYOS CATÓDICOS	4
4.2. ELECTRONES.....	4
4.3. MODELO PLUM-CAKE	4
5.- MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD.....	5
5.1. MODELO NUCLEAR.....	5
5.2. PROTONES Y NEUTRONES.....	6
6.- MODELO ATÓMICO DE BOHR.....	7
6.1. ESPECTROS DE EMISIÓN Y ABSORCIÓN	7
6.2. MODELO CUÁNTICO.....	9
6.3. MODELO ATÓMICO ACTUAL	10
6.4. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	11
7.- SISTEMA PERIÓDICO	13
8.- PROPIEDADES PERIÓDICAS	14
8.1. RADIO ATÓMICO	14
8.2. RADIO IÓNICO.....	15
8.3. POTENCIAL O ENERGÍA DE IONIZACIÓN	16
8.4. ELECTRONEGATIVIDAD	17
9.- EJERCICIOS RESUELTOS.....	18

1.- INTRODUCCIÓN

"Supongamos que cogemos una tarta de manzana y la cortamos por la mitad; tomemos una de las dos partes y cortémosla por la mitad; y continuemos así (...). ¿Cuántos cortes habrá que dar hasta llegar a un átomo sólo? La respuesta es unos noventa cortes sucesivos.

La naturaleza del átomo se entendió por primera vez en la Universidad de Cambridge en Inglaterra hacia el año 1910: uno de los sistemas seguidos fue disparar contra átomos piezas de átomos y observar cómo rebotaban. Un átomo típico tiene una especie de nube de electrones en su exterior. Los electrones están cargados eléctricamente. La carga se califica arbitrariamente de negativa. Los



electrones determinan las propiedades químicas del átomo: el brillo del oro, la sensación fría del hierro, la estructura cristalina del diamante de carbono. El núcleo está dentro, en lo profundo del átomo, oculto muy por debajo de la nube de electrones, y se compone generalmente de protones cargados positivamente y de neutrones eléctricamente neutros. Los átomos son muy pequeños: un centenar de millones de átomos puestos uno detrás de otro ocuparían una longitud igual a la punta del dedo meñique. Pero el núcleo es cien mil veces más pequeño todavía, lo que explica en cierto modo que se tardara tanto en descubrirlo. Sin embargo, la mayor parte de la masa de un átomo está en su núcleo; los electrones comparados con él no son más que nubes de pelusilla en movimiento. Los átomos son en su mayor parte espacio vacío. La materia se compone principalmente de nada." (Carl Sagan. Cosmos)

2.- ATOMÍSTICA GRIEGA

Los filósofos griegos se preguntaban si la materia podría dividirse indefinidamente en partes más y más pequeñas, o habría un punto a partir del cual ya no sería posible dividir más. La mayoría de estos filósofos, incluyendo Platón y Aristóteles, consideraron que la materia era infinitamente divisible, pero Demócrito, en el siglo V a.C., abogó por la segunda opción y empleó la palabra **átomo** para designar a las partículas más pequeñas de la materia

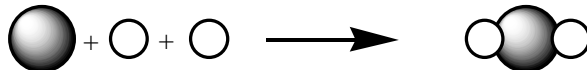
Para Demócrito había tantos átomos distintos como sustancias diferentes. Cada uno tenía un peso distinto, por lo que cada material tiene una densidad característica.

3.- MODELO ATÓMICO DE DALTON

John Dalton propuso, a principios del siglo XIX, un modelo de estructura de la materia que permitiera explicar una serie de hechos experimentales que hasta entonces parecían una serie inconexa de leyes (*proporciones definidas, múltiples, conservación de la masa, etc.*)

Dalton llegó a la conclusión de que los átomos "tenían" que existir, y en 1803 formuló las siguientes hipótesis:

- 1) Los elementos están formados por átomos consistentes en partículas materiales separadas e indestructibles.
- 2) Los átomos de un mismo elemento son todos idénticos.
- 3) Los átomos de distintos elementos tienen distintos pesos.
- 4) Es imposible crear o destruir un átomo de un elemento.
- 5) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla, formando moléculas.

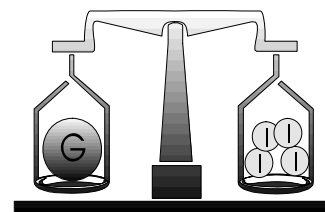


- 6) Las moléculas de un mismo compuesto son todas idénticas.
- 7) Dos o más átomos pueden combinarse de diferentes maneras para formar más de un tipo de molécula, o sea, más de un tipo de compuesto.

Dalton imaginaba los átomos como esferas:



Dos átomos de hierro idénticos



1 átomo de oro pesa tanto como cuatro de hierro

4.- MODELO ATÓMICO DE KELVIN-THOMSON

4.1. Rayos catódicos.

La carga eléctrica es una de las propiedades básicas de la materia, como puede serlo la masa. Sabemos que existe porque los objetos con esa propiedad interactúan entre sí atrayéndose o repeliéndose.

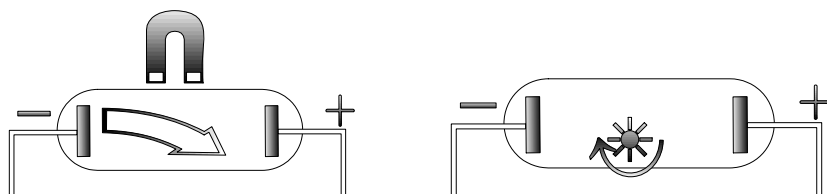
La fuerza gravitacional siempre es atractiva, mientras que la fuerza eléctrica también puede ser repulsiva. Ello da lugar a la existencia de dos tipos de carga: positiva y negativa.

Todo empezó con unos estudios sobre la electricidad. Faraday realizó con la electricidad todos los experimentos imaginables; incluso trató de enviar una descarga eléctrica a través del vacío. Pero no pudo conseguir un vacío lo suficientemente perfecto para su propósito.

En 1854 Geissler, soplador de vidrio alemán, logró un vacío adecuado para intentar lanzar una corriente eléctrica a través del mismo entre dos electrodos colocados en el interior de un "tubo de Geissler", comprobándose que en la pared opuesta al electrodo negativo aparecía un resplandor verde. En 1876 Goldstein sugirió que el resplandor se debía al impacto sobre el vidrio de algún tipo de radiación electromagnética originada en el cátodo (electrodo negativo), y los denominó "**rayos catódicos**".

4.2. Electrones.

Fue Crookes quien diseñó una serie de versiones mejoradas del tubo de Geissler con las que demostró que dichos rayos eran una corriente de partículas con masa y con carga eléctrica, ya que eran capaces de mover un molinillo ligerísimo colocado en su trayectoria y eran desviados por un imán y por un campo eléctrico. Los experimentos demostraron que las partículas constituyentes de los rayos catódicos debían tener carga negativa y una masa dos mil veces más pequeña que la del átomo de hidrógeno.

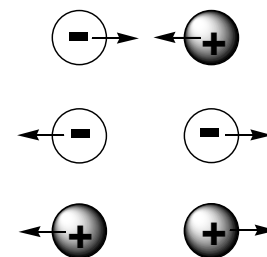


Era el descubrimiento de la primera partícula más pequeña que el átomo. Años más tarde se le llamó **electrones**.

La pregunta ¿de dónde salían los electrones? sugirió que los átomos no eran las unidades últimas e indivisibles de la materia que habían descrito Demócrito y Dalton, ya que los electrones debían ser parte de los átomos que eran arrancados de estos por efecto del campo eléctrico e incluso por efecto de la luz ultravioleta al incidir sobre los metales (efecto fotoeléctrico).

4.3. Modelo "Plum-cake".

Puesto que los electrones podían separarse fácilmente de los átomos, era natural llegar a la conclusión de que se hallaban localizados en la parte exterior del átomo. De ser así, debía de existir una zona cargada positivamente en el interior del átomo que contrarrestaría la carga negativa de los electrones, puesto que el átomo globalmente considerado es neutro.



Las cargas del mismo signo se repelen y las de diferente signo se atraen

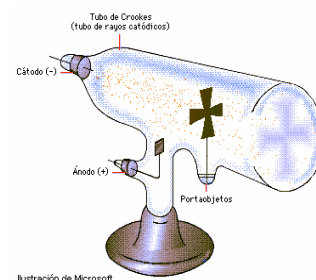
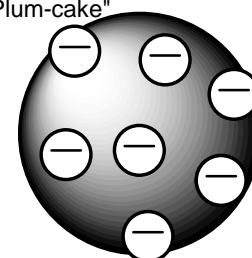


Ilustración de Microsoft

Los rayos catódicos viajan en línea recta.

Los rayos catódicos son desviados por un campo magnético y pueden mover un molinillo, por lo tanto tienen masa y carga

Modelo atómico de Kelvin y Thomson, conocido vulgarmente como el modelo de "gelatina" o "Plum-cake"



Esa zona contendría la práctica totalidad de la masa del átomo, ya que la aportación de los electrones a la masa total del átomo es prácticamente nula.

Lord Kelvin en 1902 y Thomson en 1904 concibieron que el átomo estaba formado por una esfera de materia cargada positivamente con los electrones incrustados sobre ella. La carga total de los electrones debía ser igual a la de la esfera positiva.

Este modelo logró explicar algunos hechos observados en la materia, como la producción de iones por pérdida o ganancia de electrones, la electricidad estática, la corriente eléctrica, la existencia de metales y no metales, la emisión de luz por los átomos excitados o la existencia de materiales radiactivos. Pero experimentos posteriores con sustancias radiactivas demostrarían que la carga positiva no podía estar dispersa por todo el átomo y que éste no podía ser una esfera "maciza" de materia.

5.- MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

En 1899, Rutherford demostró que las sustancias radiactivas emitían tres tipos de radiaciones, llamándolas **rayos alfa**, **rayos beta** y **rayos gamma**.

De las tres, eran las partículas α eran las de mayor masa, con una carga eléctrica +2, y Rutherford sabía que viajaban a velocidades enormes (a varios millones de km/h.). Llevó a cabo un experimento consistente en bombardear con estas partículas α una delgada lámina de oro (0,0006 mm de espesor), y estudiar cómo éstas la atravesaban observando los destellos que producían sobre una pantalla colocada detrás de la lámina.

Los resultados obtenidos por Rutherford y sus colaboradores Marsden y Geiger, el del contador de radiactividad, fueron sorprendentes:

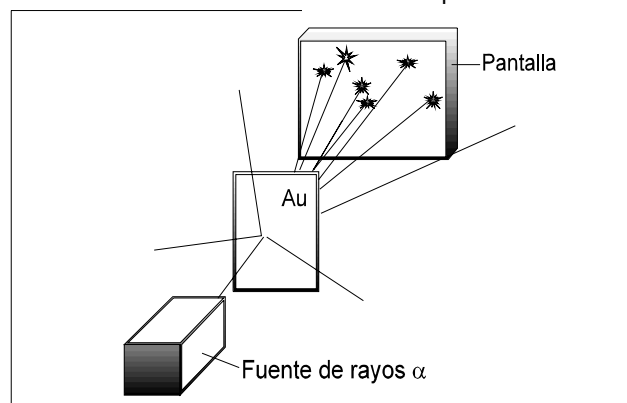
- *La mayor parte de las partículas α atravesaron la lámina sin modificar su trayectoria.*
- *Una pequeña cantidad de ellas se desvió ligeramente de su trayectoria.*
- *¡ Unas cuantas rebotaron !*

5.1. Modelo nuclear

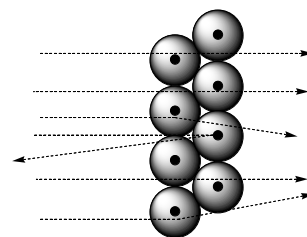
Estos hechos experimentales invalidaban el modelo atómico de Thomson, ya que el átomo debe estar prácticamente vacío y debe poseer una carga positiva de gran masa concentrada en un espacio muy pequeño.

De manera que desde 1911 se considera que el átomo tiene un **núcleo** central en el que se concentra la mayor parte de la masa del átomo, cargado positivamente y unas diez mil veces más pequeño que el átomo. Los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo.

Bombardeo de una lámina de oro con partículas α



Para Rutherford fue "casi como si una bala de cañón disparada contra un papel higiénico rebotara y nos golpeará"



Las partículas α atraviesan fácilmente la lámina de oro ya que la mayor parte del átomo es espacio vacío, y algunas rebotan porque se encuentran con una zona pequeña, cargada positivamente y donde se halla concentrada casi la totalidad de la masa del átomo.

5.2. Protones y neutrones

En el tubo de rayos catódicos, por choque, algunos átomos o moléculas del gas residual pierden un electrón y originan iones positivos. Al aplicar un campo eléctrico, los iones positivos son acelerados hacia el cátodo, y al chocar contra él producen la expulsión de electrones de su superficie (rayos catódicos). Si los iones positivos se encuentran con un cátodo perforado lo atraviesan y chocan contra el tubo produciendo un tenue brillo. A esta corriente de partículas positivas, su descubridor, Eugen Goldstein, les llamó **rayos canales**. Al estar formados por iones positivos, su comportamiento depende de la naturaleza del gas del que se han formado. Si el gas es hidrógeno, la relación carga/masa es la mayor de las conocidas para los rayos positivos, lo cuál sugirió que el ion positivo del átomo de hidrógeno era otra partícula elemental: **el protón**.

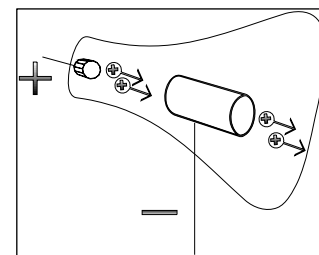
Fue también Rutherford quién propuso la existencia del protón como constituyente del núcleo atómico, con una masa 1837 veces mayor que la del electrón y con una carga igual en cantidad a la de este, pero de signo contrario. Así, un átomo será neutro cuando tenga la misma cantidad de protones que de electrones, y cada elemento estará definido por el número de protones de su núcleo, lo que conocemos como **número atómico Z**.

El átomo de H posee un solo protón, el de He dos, el de Li tres, y así sucesivamente hasta llegar al último de los átomos. Estamos pues suponiendo que, en las profundidades del átomo, en una región diminuta como es el núcleo, existen dos, tres,... partículas con la misma carga, por lo que cabría esperar que se repelieran e inmediatamente se destruyera el núcleo. Pero esto no es así. Chadwick descubrió en 1932 una partícula sin carga y con una masa semejante a la del protón, a la que llamó **neutrón**, y que se encuentra en el núcleo atómico haciendo las veces de "pegamento". Cuando un protón se aproxima a un neutrón a distancias del orden de 10^{-13} cm se manifiesta una fuerza que los mantiene unidos, conocida como **fuerza nuclear fuerte**, que a estas distancias es mayor que la fuerza eléctrica. Esta unión se realiza con disminución de la masa, lo que se denomina defecto másico, de forma que un núcleo de helio, que posee dos protones y dos neutrones, tiene menos masa que dos protones y dos neutrones sueltos. Esa masa se transforma en energía según la ecuación de Einstein:

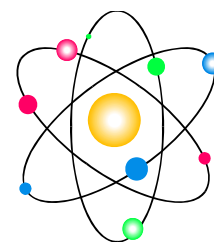
$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

Por otra parte, el tubo de rayos catódicos y los múltiples experimentos que con él se hicieron dieron a conocer la existencia de **isótopos**, átomos con el mismo número atómico, y por lo tanto la misma cantidad de protones, pero con distinta masa atómica (*invalidando así otra de las hipótesis de Dalton, la de que todos los átomos del mismo elemento son idénticos entre sí*). La existencia de los isótopos queda explicada por la existencia de los neutrones, cuyo número en un determinado elemento puede variar ligeramente.

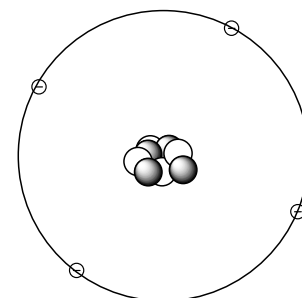
ISÓTOPO	protones	electrones	neutrones
$^{17}_8\text{O}$	8	8	9
$^{16}_8\text{O}$	8	8	8



Rayos canales



Los electrones giran alrededor del núcleo cargado positivamente



Átomo nuclear formado por protones, neutrones en el núcleo y electrones girando en la corteza. A este modelo también se le conoce como "modelo planetario"

Resumiendo: hacia el primer tercio del siglo XX se admitía que los átomos estaban formados por tres partículas subatómicas, protones y neutrones en el núcleo central, extremadamente pequeño, y los electrones girando alrededor en una zona denominada corteza.

PARTÍCULA	Símbolo	Carga		Masa	
		UEE	Cul	g	uma
electrón	e^-	-1	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	$9,109 \cdot 10^{-28}$	1/1837
protón	p^+	+1	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	$1,6725 \cdot 10^{-24}$	1,00728
neutrón	n	0	0	$1,6748 \cdot 10^{-24}$	1,00866

Con este modelo quedan explicados algunos fenómenos que quedaban oscuros con el de Thomson: la existencia de isótopos y los resultados del bombardeo de una delgada lámina de oro con partículas α .



Para identificar un determinado isótopo empleamos esta notación, donde:

Z es el número atómico (= nº de protones),

A es el número másico (= nº protones + nº neutrones)

X es el símbolo del elemento

6.- MODELO ATÓMICO DE BOHR

Siguiendo con la costumbre, pronto aparecieron en la escena científica una serie de hechos experimentales que no podían ser explicados con el modelo aceptado en ese momento, como son los espectros de emisión y absorción de los elementos y el efecto fotoeléctrico.

Según el modelo de Rutherford, los electrones podían encontrarse a cualquier distancia del núcleo, pudiendo así tener cualquier valor de energía: Bohr postuló que no podía ser así.

6.1. Espectros de emisión y absorción

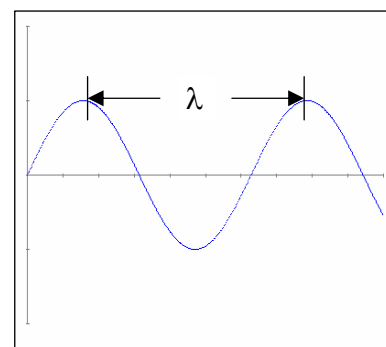
La energía electromagnética se presenta como un movimiento ondulatorio que se propaga mediante ondas periódicas:

Longitud de onda (λ): es la distancia entre dos crestas.

Frecuencia(ν): es el número de ondas que se forman por unidad de tiempo.

Periodo (T): es el tiempo que tarda en completarse una onda.

Velocidad de propagación (c): es el espacio recorrido por una onda por unidad de tiempo. Normalmente, un fotón se desplaza a la velocidad de la luz $c=2,99 \cdot 10^8$ m/s



Si la velocidad de propagación es constante, podemos afirmar que la energía E de una radiación será tanto mayor cuanto mayor sea la frecuencia ν de la misma, según la ley de Plank:

$$E = h \cdot \nu$$

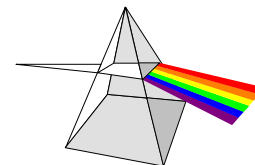
siendo h la constante de Plank; $h= 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s

La luz visible no es más que un pequeño fragmento del espectro electromagnético, cuya frecuencia es del orden 10^{14} herzios (ciclos/s).

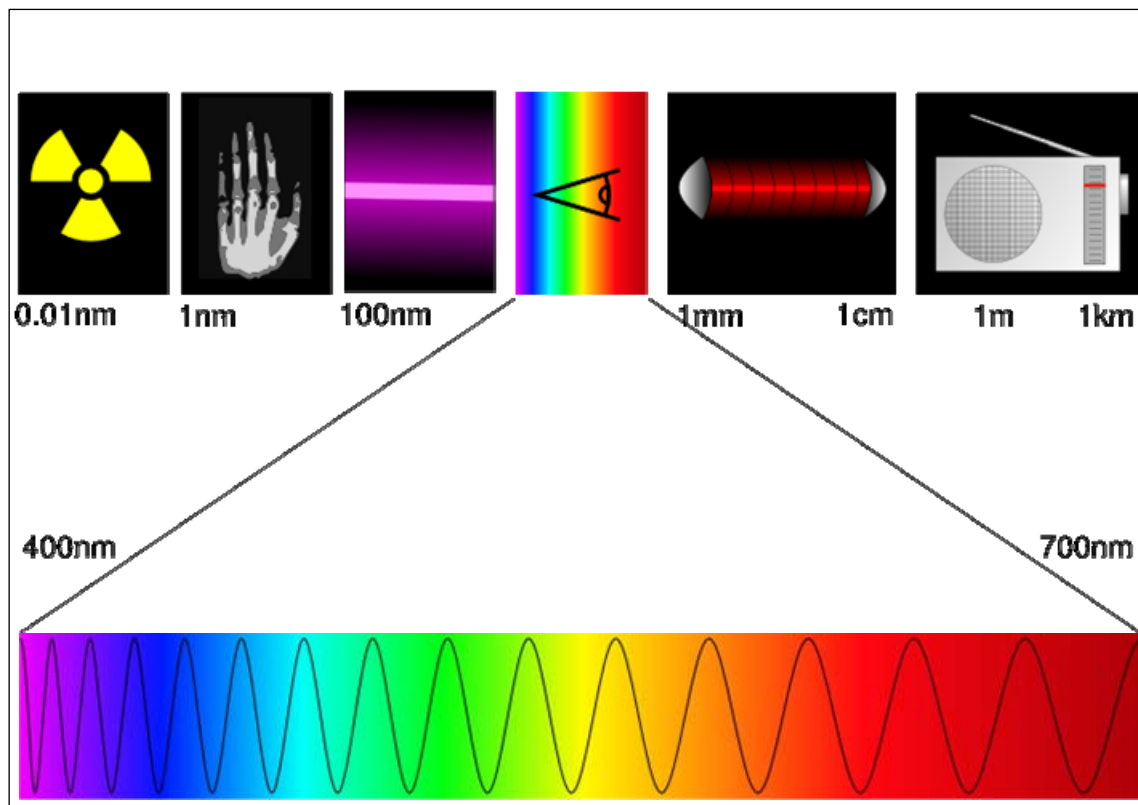
$$c = \frac{\lambda}{T}$$

$$T = \frac{1}{\nu}$$

Cuando se hace pasar la luz del Sol a través de un prisma, esta se separa en sus longitudes de onda constituyentes, (colores). Es lo que llamamos **espectro continuo**. También emite un espectro continuo un metal caliente.



Dependiendo de la frecuencia, (o de la longitud de onda) la onda electromagnética tiene nombres distintos y aplicaciones diferentes. El ojo humano sólo capta una pequeña franja de las posibles frecuencias, lo que llamamos espectro visible.



El resplandor de una barra de hierro al rojo es la parte del espectro de emisión del hierro que puede ser percibida por el ojo humano, y el calor que podemos notar a distancia de la misma barra es la porción del espectro de emisión que se encuentra en el infrarrojo.

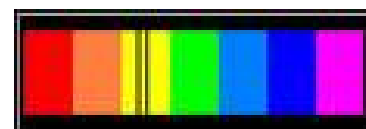
	Longitud de onda (m)	Frecuencia (Hz)	Energía (J)
Rayos gamma	< 10 pm	>30.0 EHz	>19.9E-15 J
Rayos X	< 10 nm	>30.0 PHz	>19.9E-18 J
Ultravioleta	< 380 nm	>789 THz	>523E-21 J
Luz Visible	< 780 nm	>384 THz	>255E-21 J
Infrarrojo Lejano/submilimétrico	< 1 mm	>300 GHz	>199E-24 J
Microondas	< 30 cm	>1.0 GHz	>1.99e-24 J
Onda Media (AM) Radio	<650 m	>650 kHz	>4.31e-28 J

El espectro de emisión, esto es, la radiación emitida por las sustancias, se obtiene suministrando a una muestra del material energía.

Cuando iluminamos con luz blanca una muestra de sodio gaseoso, los electrones de éste elemento absorben la luz que tiene longitud de onda de 589 nm. Por ello, si hacemos pasar esa luz a través de un prisma aparecerá un arco iris incompleto, ya que tendrá una línea oscura en la zona del amarillo (**espectro de absorción**). Por la misma razón, cuando los átomos de sodio excitados emiten luz lo hacen en esa misma longitud de onda (**espectro de emisión**).

Pero, ¿por qué los átomos de sodio solamente absorben la luz de 589 nm?

Lo mismo ocurre con los demás elementos, cada uno de los cuales tiene su espectro característico, pudiendo ser empleado como prueba identificativa del mismo.



Espectro de absorción del sodio



Espectro de emisión de HIDRÓGENO (visible)

Los átomos solo absorben o emiten energía en determinadas cantidades, lo que indica que los electrones solo pueden tener determinados valores de energía, como si no pudiese existir cualquier valor de energía. Eso es precisamente lo que propuso Max Plank en 1900, diciendo que a nivel atómico, los electrones sólo absorben o emiten luz en pequeños paquetes de energía, que llamó **cuantos**.

6.3. Modelo cuántico

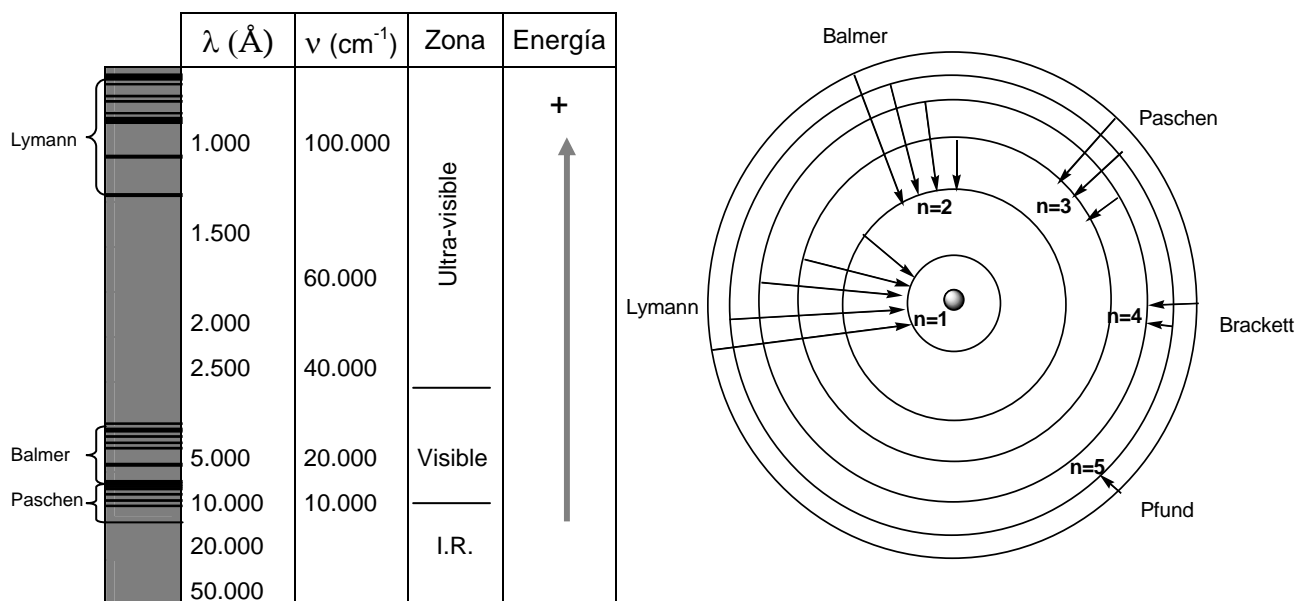
El espectro de emisión del átomo de hidrógeno muestra al menos cuatro líneas o grupos de líneas a longitudes de onda en la zona visible del espectro. Si el origen de las líneas son "saltos" de los electrones, es claro que el modelo "planetario" del átomo, (en el que la atracción electrostática entre el núcleo positivo y el electrón negativo es compensada por la aceleración generada por el movimiento circular del electrón, de manera que es posible cualquier órbita circular), no puede explicar la existencia exclusiva de sólo algunas órbitas como sugiere el espectro del hidrógeno. Esta fue la aportación de Bohr:

- 1) Los electrones giran alrededor del núcleo atómico en órbitas estacionarias, sin emitir energía radiante, correspondiéndole a cada órbita una energía determinada.
- 2) Sólo son posibles aquellas órbitas para las que el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$.
- 3) Cuando un electrón salta de una órbita superior a otra más cercana al núcleo, se emite energía en forma de onda electromagnética, cuya energía es la diferencia de las energías de los dos estados, el de partida y de llegada. ($E = E_k - E_j$)

De esta forma quedan explicadas las líneas del espectro de emisión del hidrógeno y la existencia de una frecuencia umbral para que se produzca el efecto fotoeléctrico.

Los saltos desde cualquier órbita hasta el nivel $n=1$ emiten radiación ultravioleta (serie de Lyman), los efectuados desde cualquier órbita

superior hasta $n=2$ emiten radiación visible (serie de Balmer). Las siguientes son de menor energía y se encuentran en la región del infrarrojo (serie de Paschen hasta $n=3$, serie de Brackett hasta $n=4$, y serie de Pfund hasta $n=5$).



Al mirar con más detenimiento el espectro del hidrógeno se aprecia que las líneas no siempre son líneas únicas, si no que con frecuencia se observa un grupo de líneas muy próximas entre sí. Empleando espectrógrafos de mayor resolución es posible desdoblar estos grupos en líneas individuales y su estudio llevó a Sommerfeld a proponer la existencia de subniveles energéticos y un nuevo número cuántico secundario o **número cuántico angular l** , debido a la forma de la órbita, ya que son posibles órbitas elípticas, cada una de las cuales tiene un momento angular distinto y viene representada por una letra (s, p, d, f, etc.) para valores de l iguales a 1, 2, 3, 4, etc. Para un determinado valor de n , los valores que puede tomar l son desde 0 a $n-1$

La orientación en el espacio de estas órbitas elípticas, también cuantizada, exige un tercer número cuántico, y se pone de manifiesto al estudiar el espectro cuando se aplica un campo magnético a la sustancia en observación. Para un determinado valor de l los posibles valores del **número cuántico magnético m_l** van desde $+l$ hasta $-l$ pasando por cero.

La luz amarilla de la llama de los compuestos de sodio, de longitud de onda igual a la de la línea del espectro correspondiente al salto desde $3p$ hasta $3s$ puede resolverse en dos líneas muy próximas con un espectroscopio de mayor poder de resolución. Para explicar este comportamiento se supuso que el electrón gira sobre su eje, creando un momento angular de spin, con lo que aparece un cuarto **número cuántico de spin m_s** , cuyos posibles valores son $+1/2$ y $-1/2$.

para $n=1$, $l=0$ esférica

para $n=2$; $l=1$ elíptica

$l=0$ esférica

para $n=3$; $l=2$ elíptica

$l=1$ elíptica

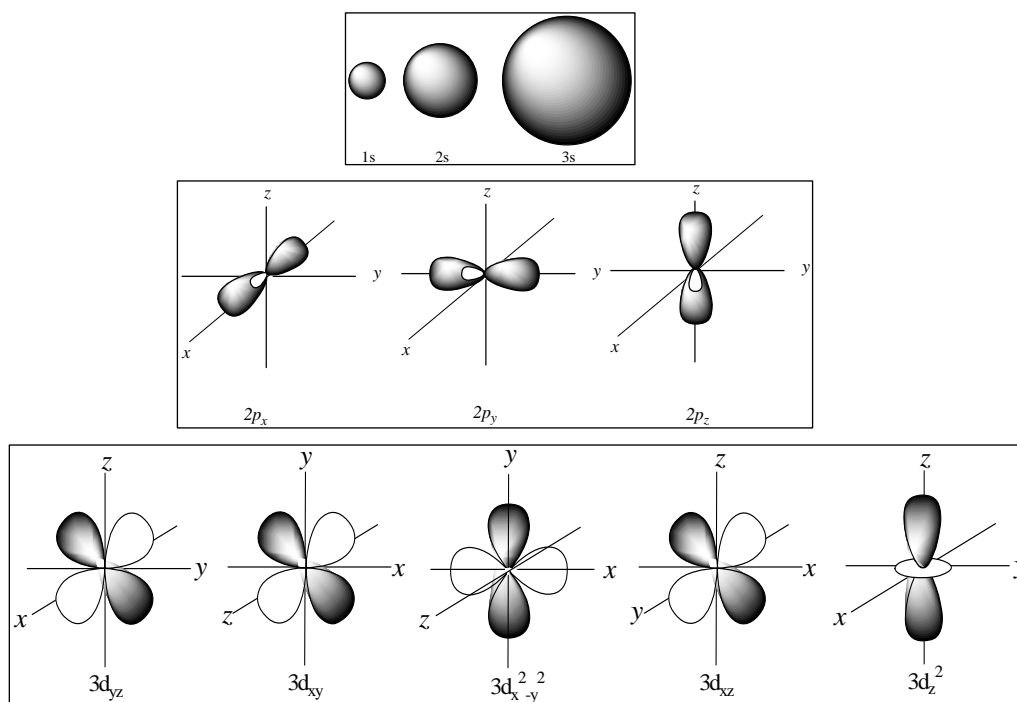
$l=0$ esférica

Para $l=0$; (s) $m_l=0$ no hay orientaciones, luego es esférica, y sólo puede haber dos electrones con $m_s = +1/2$ y $-1/2$

Para $l=1$ (p) $m_l=1, 0, -1$. Hay tres posibles orientaciones, luego son elípticas, y en total caben seis electrones, dos por cada valor posible de m_l .

Para $l=2$ (d) $m_l=2, 1, 0, -1$ y -2 . Son cinco órbitas elípticas donde cabe un máximo de 10 electrones.

Para $l=3$ (f) $m_l=3, 2, 1, 0, -1, -2$ y -3 . Son siete órbitas elípticas donde cabe un máximo de 14 electrones.



Diagramas de contorno de los orbitales 1s, 2s y 3s, 2p y 3d

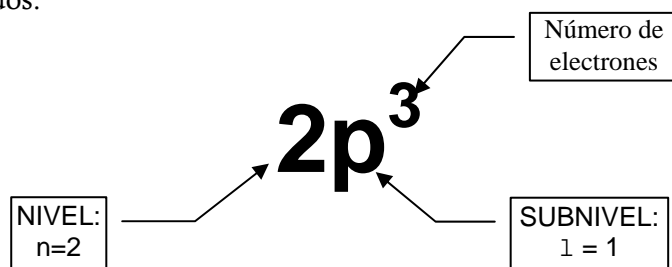
6.4 Configuración electrónica

De todo esto, ¿qué conclusión sacamos?. Que los electrones en un átomo no se encuentran distribuidos al azar, girando donde y como les viene en gana, sino que, al contrario, se distribuyen alrededor del núcleo siguiendo un orden: es lo que llamamos configuración electrónica.

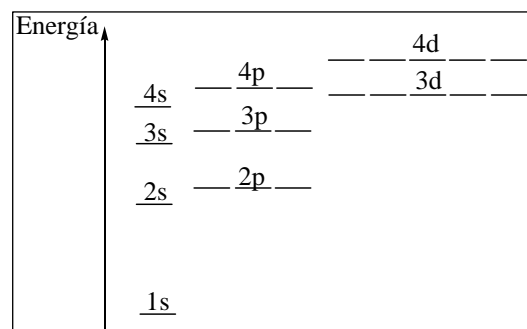
De acuerdo con el **Principio de exclusión de Pauli**, en un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Visto de otra forma, con los cuatro números cuánticos definimos totalmente a un electrón: su distancia al núcleo (n), la forma de la órbita descrita (ℓ), la orientación de la misma (m_ℓ) y el giro del electrón sobre sí mismo (m_s)

Pero sólo son necesarios los dos primeros números cuánticos, n y ℓ , para obtener la configuración electrónica del átomo o ion, lo que nos da una gran cantidad de información sobre las propiedades químicas de la materia. Según el **principio de Auf-Bau**, o de construcción progresiva, los electrones van ocupando los lugares de menor energía dentro del átomo, o lo que es lo mismo, ocupando los subniveles de energía que tienen un menor valor de la suma ($n + \ell$).

También será necesario tener en cuenta la regla de Hund, que dice que los electrones se colocan en un subnivel ocupando el mayor número posible de orbitales, manteniendo el mayor número de electrones con spines deapareados.



El orden de llenado de los orbitales es el siguiente, (comprobar que el valor de la suma $(n + \ell)$ es menor para el 4s que para el 3d, y algún otro más)



	Configuración electrónica	1s	2s	2p	3s
${}_1\text{H}$	$1s^1$	\uparrow			
${}_2\text{He}$	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$			
${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		
${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		
${}_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow $_$ $_$	
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow $_$	
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow	
${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow	
${}_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow	
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	
${}_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow	
${}_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	

Estas son las configuraciones electrónicas de los 12 primeros elementos en su estado fundamental, es decir con los electrones sin excitar, ya que si le suministramos energía suficiente, los electrones saltan a niveles energéticos superiores.

Número máximo de electrones que caben en un orbital
$s \rightarrow 2 e^-$
$p \rightarrow 6 e^-$
$d \rightarrow 10 e^-$
$f \rightarrow 14 e^-$

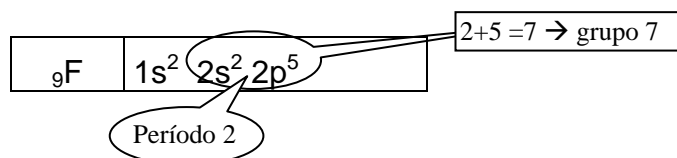
7.- SISTEMA PERIÓDICO

Se trata de un cuadro en el que los elementos están ordenados atendiendo a su número atómico, pero de tal forma dispuestos que en una misma columna vertical (*grupo*) se encuentran los elementos cuyas propiedades químicas son similares, ya que tienen la última capa electrónica igualmente ocupada (capa de valencia), y los elementos presentes en una fila horizontal (*período*) tienen como última capa con electrones la que corresponde al número de la fila.

GRUPO

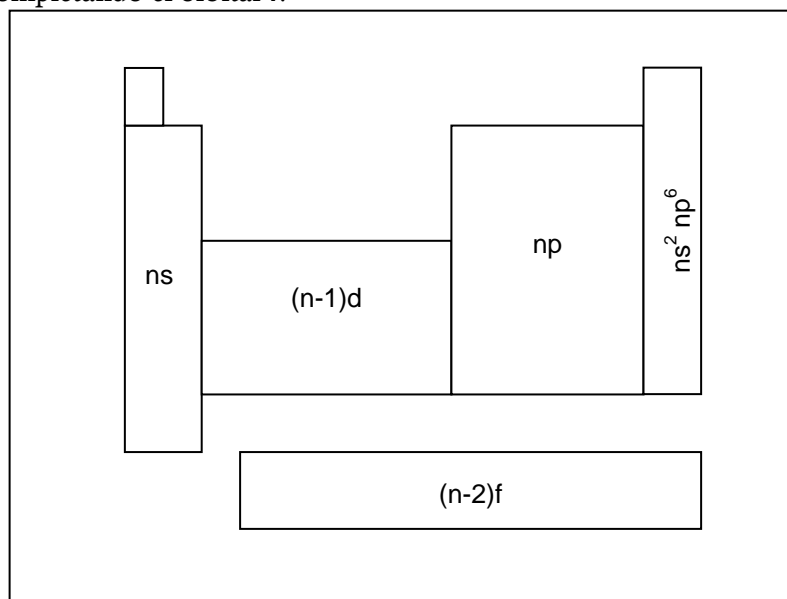
PERIODO

		Nº e ⁻ última capa = grupo	Último nivel ocupado = período
₃ Li	1s ² 2s ¹	1	2
₁₁ Na	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	1	3
₁₉ K	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	1	4



El flúor se encuentra en el período segundo y en el grupo 7. El número de electrones presentes en el último nivel ocupado nos dice el grupo en el que se encuentra el elemento, y el número del último nivel ocupado nos da el número del período.

- Los *gases nobles* (8A), excepto el He, son **ns² np⁶**
- Los *elementos representativos* (del 1A al 7A); el último nivel energético no está completo y el último electrón es **s** o **p**.
- Los *elementos de transición* (del 1B al 8B) van completando el orbital **d**.
- Los *elementos de transición interna* (lantánidos y actínidos) van completando el orbital **f**.



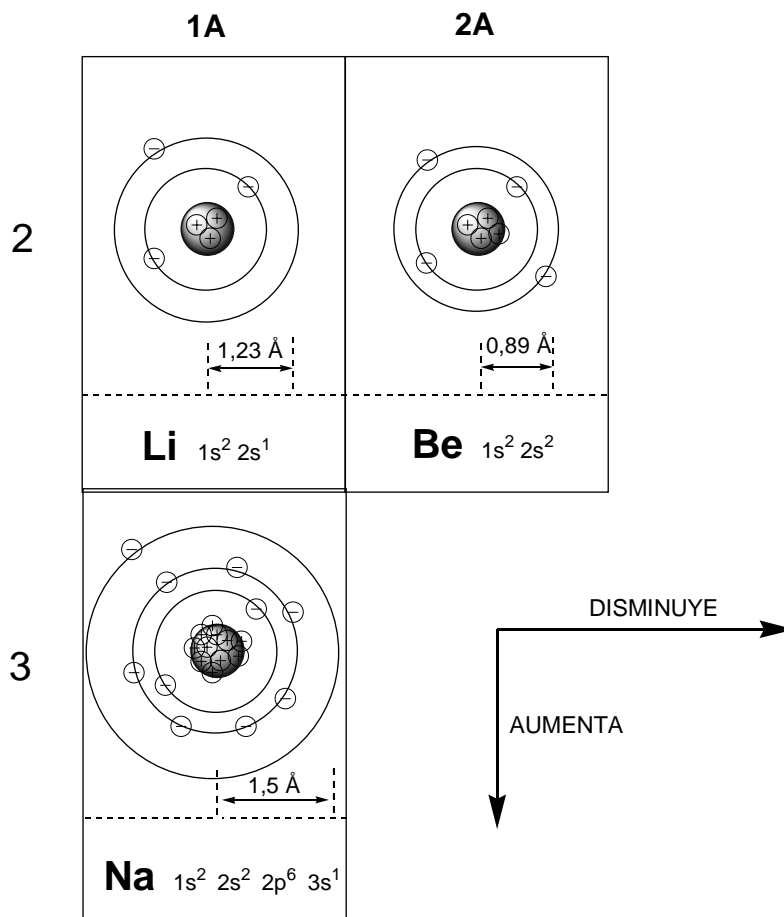
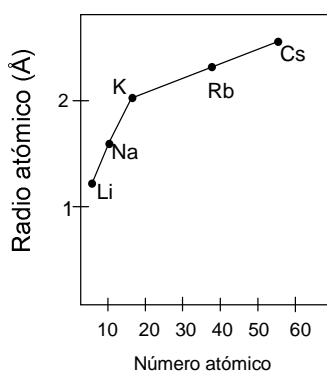
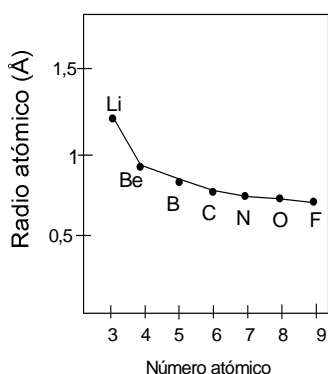
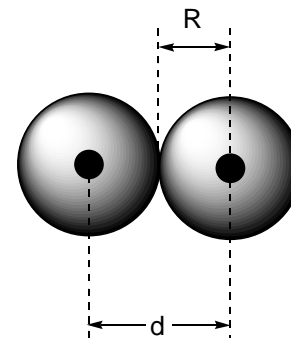
8.- PROPIEDADES PERIÓDICAS

8.1 Radio atómico

Se define como “la mitad de la distancia entre dos núcleos de un determinado elemento, unidos por enlace covalente puro”

Al **bajar** en un grupo aumenta el número de capas electrónicas ocupadas, de manera que el átomo es más grande; **aumenta el radio**.

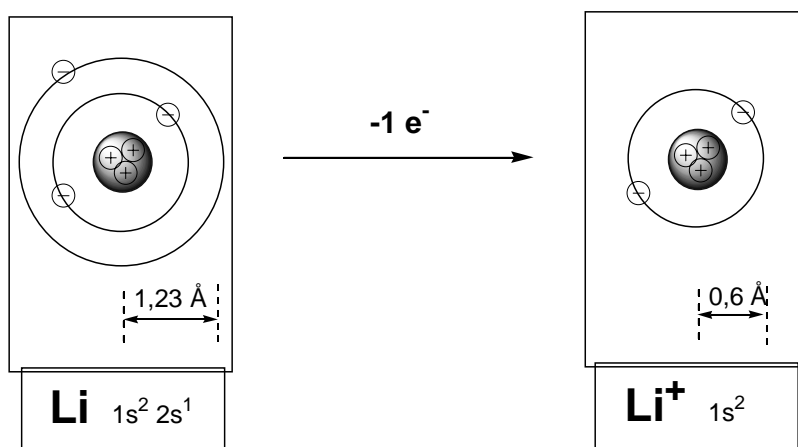
Al ir **de izquierda a derecha** en un período no aumenta el número de capas, pero sí lo hace el número de protones del núcleo, aumentando la fuerza de atracción electrostática que ejerce sobre los electrones, contrayéndose la nube electrónica: **disminuye el radio**, aunque debemos tener en cuenta que, conforme se llena una capa, la repulsión electrostática entre los electrones aumenta (Hay más electrones en un volumen menor), de manera que la disminución del radio atómico es mucho menor en la parte derecha del sistema periódico.



8.2 Radio iónico

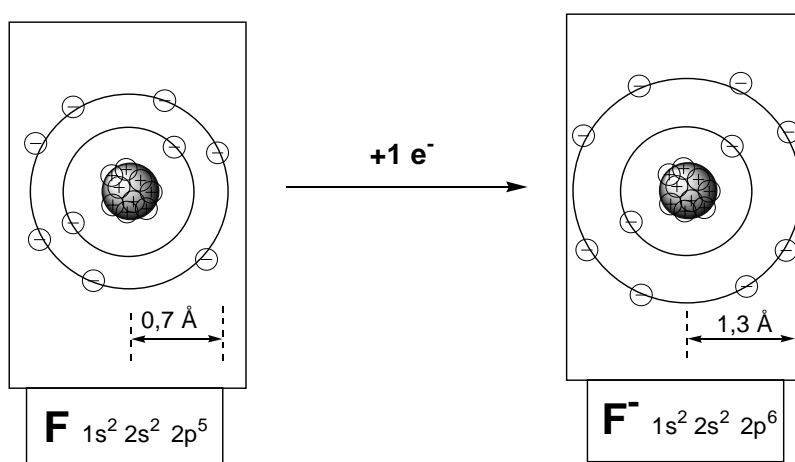
Es el radio que tiene el átomo cuando ha perdido o ganado electrones, generalmente para adquirir así la configuración del gas noble de número atómico más cercano.

Cationes. Cuando un elemento pierde uno o más electrones, son los de la capa de valencia, y dentro de ésta, los últimos y más alejados del núcleo, los que más fácilmente se desligan de la atracción del núcleo. El resultado es un átomo con exceso de carga positiva, llamado cación. El núcleo sigue teniendo la misma carga positiva, pero la corteza ¡tiene una capa menos!. Su radio será **menor** que el del átomo del que procede.



Aniones. Cuando a un elemento le faltan pocos electrones para adquirir la configuración de gas noble, lo más fácil es que gane electrones, dando lugar a un átomo con más electrones que protones, por lo que su carga neta será negativa: se trata de un anión.

Su radio será **mayor** que el del átomo del que procede, ya que la carga nuclear (positiva) sigue siendo la misma, pero el número de electrones presentes en la última capa ha aumentado, por lo que la repulsión entre ellos será mayor, produciéndose una expansión de la nube electrónica



8.3 Potencial o Energía de Ionización

“Se llama *potencial de ionización* a la energía que es preciso suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental para arrancarle un electrón”.

Es necesario fijar las condiciones, ya que son muchos los factores que afectan al potencial de ionización.

1. Neutro: No es lo mismo arrancarle el primer electrón a un átomo neutro, que hacerlo a un átomo que ya le falta algún electrón. Eso ya es un catión, cuyo radio es menor que el del átomo. El segundo electrón que vamos a quitar está más cerca del núcleo, y por lo tanto, la atracción electrostática que lo mantiene unido a este es mayor.
2. Gaseoso: En estado gaseoso no hay unión entre los átomos, estos son independientes.
3. Estado fundamental: Si suministramos energía a un átomo, sus electrones pueden capturarla y pasar a niveles energéticos superiores, más alejados del núcleo, donde sería más fácil arrancarlos.

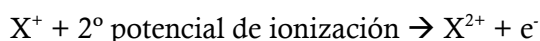
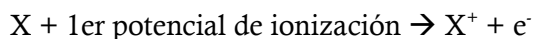
Esencialmente, el potencial de ionización depende de la atracción nuclear a que esté sometido el electrón más alejado, y esta depende de la distancia al núcleo y de la carga del núcleo.

↓ **Al bajar** en un grupo aumenta la carga nuclear, lo que hace que F aumente. Pero también en ese sentido aumenta el radio atómico, y este factor es más importante al estar elevado al cuadrado; así pues, el potencial de ionización **disminuye** al movernos de arriba abajo en el sistema periódico.

→ **Al ir de izquierda a derecha** aumenta la carga nuclear y disminuye la distancia, ambos factores se suman, por lo que el potencial de ionización **aumenta** considerablemente.

Cuanto mayor sea el potencial de ionización más difícil será la formación del catión correspondiente: gases nobles. Los metales alcalinos son los que más fácilmente forman cationes (Li^+ , Na^+ , K^+ ,...)

La formación de los cationes de carga superior a +1 puede considerarse como un proceso por etapas, en las que cada una corresponde a la pérdida del electrón más alejado del núcleo. Para cada una de las etapas existe un potencial de ionización:



NOTA:

Se conoce como “estado fundamental” de un átomo a la situación en la que sus electrones ocupan los niveles más bajos de energía, y por lo tanto se trata de la situación más estable. Cuando hacemos la configuración electrónica de un átomo, situamos los electrones de manera que se encuentre en su estado fundamental.

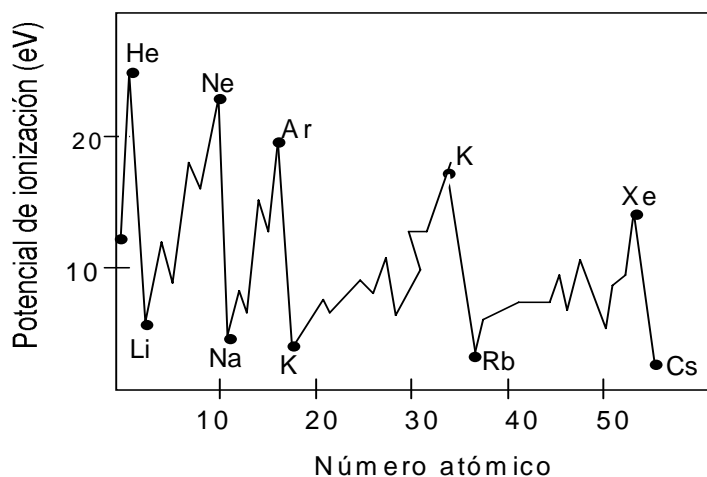
$$F = K \frac{q^- \cdot q^+}{d^2}$$

donde:

q^+ = carga del núcleo

q^- = carga del electrón

d = radio atómico



8.4 Electronegatividad

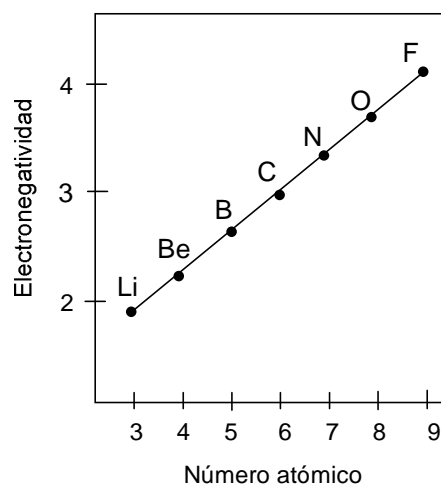
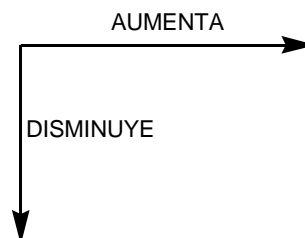
La definimos como la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí el par de electrones compartidos en el enlace con otro átomo.

Los factores que afectan a la electronegatividad son los mismos que en el caso de la afinidad electrónica; de hecho se puede calcular como la media aritmética del potencial de ionización y la afinidad electrónica:

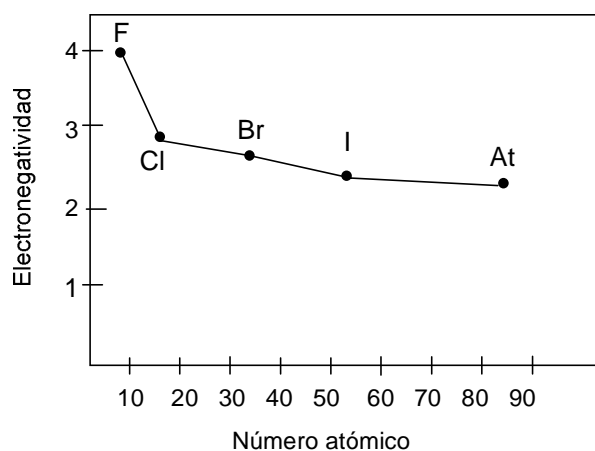
$$\text{electronegatividad} = \frac{\text{P.I.} + \text{EA}}{2}$$

El comportamiento químico de los elementos está vinculado en gran medida a la electronegatividad de los mismos.

Aumenta al desplazarnos de izquierda a derecha en el sistema periódico, y disminuye al bajar en un grupo.



También podemos decir que, como norma general, los metales tienen valores de electronegatividad menores que los no metales.



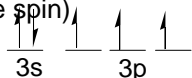
Ejercicio :

Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos y explica por qué no son las que se dan a continuación. ¿En qué principios te basas?

**Solución:**

a) La configuración electrónica del boro es ${}_5\text{B}$: $1s^2 2s^2 2p^1$ ya que debe llenarse primero el orbital 2s antes de empezar a llenar el 2p (Principio de Auf-Bau)

b) La del fósforo es como la del neón-10 más cinco electrones que se distribuyen en $3s^2$ y en $3p^3$, pero los tres electrones que entran en el orbital 3p estarán desapareados (Regla de Hund o de máxima multiplicidad de spin)



c) La del molibdeno es una de las configuraciones excepcionales, que no siguen las reglas generales. Este elemento adquiere una estabilidad añadida si uno de los electrones del orbital 5s pasa al 4d, de manera que los dos orbitales se encuentran semicupados y así habrá seis electrones desapareados:

