

TEMA 1º: ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO.

1. MODELO DE THOMSON:	2
2. MODELO DE RUTHERFORD:	2
3. RADIACIÓN Y ESPECTROS ATÓMICOS:	3
A. ESPECTRO ELECTROMAGNETICO	3
B. HIPÓTESIS DE PLANCK	4
C. ESPECTROS ATÓMICOS.	4
4. INTRODUCCIÓN AL MODELO DE BOHR:	5
A. POSTULADOS.	5
B. DIFICULTADES DEL MODELO DE BOHR.	7
5. INTRODUCCIÓN AL MODELO CUÁNTICO DEL ÁTOMO:	8
A. DUALIDAD ONDA-CORPUSCULO	8
B. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG.	8
C. EFECTO FOTOELÉCTRICO	9
6. MODELO MECANICO-CUANTICO ONDULATORIO PARA EL ATOMO DE HIDRÓGENO. ECUACIÓN DE SCHRODRINGER.	9
A. ECUACIÓN DE ONDA. ORBITALES ATOMICOS.	9
B. NÚMEROS CUÁNTICOS. TIPOS DE ORBITALES.	9
C. NIVELES DE ENERGÍA DE LOS ELECTRONES:	11
D. SIGNIFICADO FÍSICO DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS:	12
E. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS DE LOS ELEMENTOS.	12
7. HISTORIA DEL SISTEMA PERIÓDICO	14
8. SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL.	15
9. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA Y SISTEMA PERIÓDICO.	17
10. VARIACIÓN PERIÓDICA DE LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS.	17
F. RADIO ATÓMICO Y RADIO IÓNICO:.....	18
G. ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN:	19
H. AFINIDAD ELECTRÓNICA O ELECTROAFINIDAD.	20
D. ELECTRONEGATIVIDAD:	20
E. OTRAS PROPIEDADES QUÍMICAS Y FÍSICAS.....	21
I. Números de oxidación.....	22
II. Carácter metálico	22
11. CUESTIONES Y PROBLEMAS	23

INTRODUCCIÓN:

Como sabemos por cursos anteriores, la materia no es un "todo continuo", sino que por el contrario, es divisible en partes más pequeñas. Recordemos que la teoría de Dalton que indicaba que la materia está constituida por entidades elementales, llamadas átomos que son indivisibles. Desde que se enunció esta teoría (1808) hasta la actualidad se ha encontrado que la materia es excepcionalmente divisible y, a su vez, extremadamente compleja en cuanto a su comportamiento.

Dalton imaginaba los átomos como partículas indivisibles, pero pronto se observaron un buen número de fenómenos que parecían contradecir esta afirmación.

Un buen número de gases al someterlos a altas tensiones parecían emitir dos tipos de rayos a los que se llamó catódicos y canales respectivamente. Se comprobó que tales radiaciones estaban, en realidad, formadas por partículas de naturaleza eléctrica. Las primeras tenían carga eléctrica negativa y las segundas positiva.

Los hechos anteriores llevaron a Thomson a proponer el primer modelo de átomos divisibles.

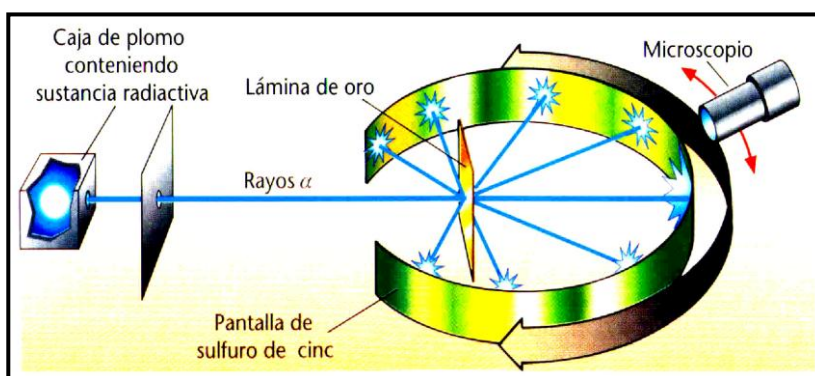
1. MODELO DE THOMSON:

De las experiencias anteriores se deducía que en cualquier tipo de materia parecían existir partículas muy pequeñas con carga negativa y que se llamaron electrones. Por ello, Thomson propuso su modelo atómico:

Los átomos son unas esferas materiales de aproximadamente 10^{-10} metros de radio, en las que los electrones están localizados en el interior de una distribución continua de carga positiva. El número de electrones de cada átomo ha de ser tal que mantenga el átomo neutro desde el punto de vista eléctrico.

2. MODELO DE RUTHERFORD:

En 1909 Rutherford bombardeó láminas de oro muy delgadas con partículas α .



Estas partículas eran en realidad núcleos de helio con carga $+2$ u.e.c y masa 4 u.m.a. Para proceder a realizar esta experiencia dispuso un montaje experimental como el de la figura:

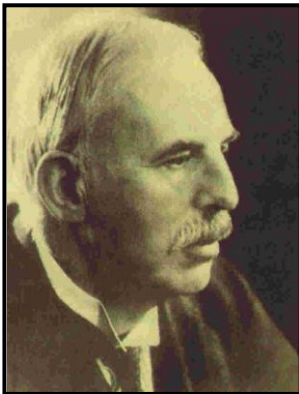
Para sorpresa de Rutherford sus experiencias

revelaron que:

- La mayor parte de las partículas α la atraviesan sin sufrir desviación.
- Un pequeño número de estas partículas sufría desviaciones leves.

- Un número muy pequeño sufría una desviación superior a los 90°, prácticamente rebotaban.

Para explicar estos hechos, Rutherford propone un nuevo modelo atómico:



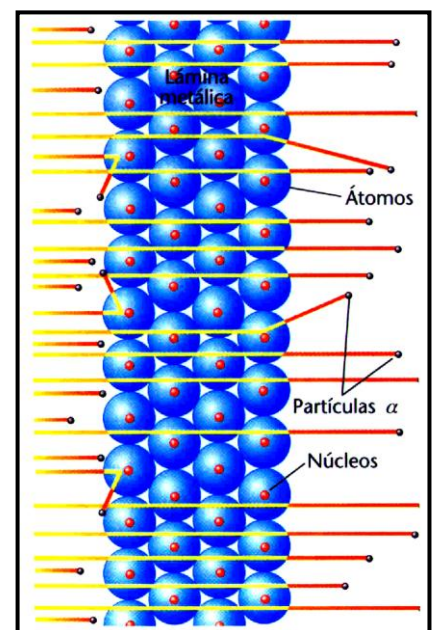
Los átomos están formados por una parte central llamada núcleo atómico, en la cual se encontraría la carga eléctrica positiva y casi toda la masa. La carga positiva se encontraba en unas partículas llamadas protones. Para evitar la repulsión de los protones entre sí postuló además la existencia de unas partículas sin carga que llamó neutrones. Este núcleo era de muy pequeñas dimensiones en comparación al tamaño del átomo.

Alrededor del núcleo y a grandes distancias de él se encontraban los electrones girando en órbitas circulares.

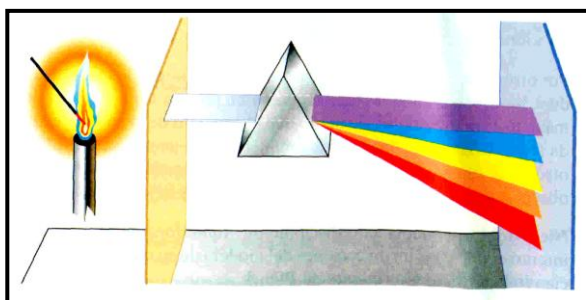
Con este modelo se daba explicación a los hechos experimentales. La mayoría de partículas α pasaban sin encontrar obstáculos. Las que se desviaban ligeramente habían pasado cerca de algún núcleo y, por último, sólo sufrían rebote aquellas que encontraban un núcleo

El modelo de Rutherford explicaba una gran cantidad de hechos como la existencia de isótopos, algunos fenómenos radioactivos, el carácter eléctrico de la materia. Inconvenientes del modelo de Rutherford:

- Desde el punto de vista de la mecánica clásica es un modelo inestable. Las leyes de la Física indican que una partícula con carga eléctrica en movimiento acelerado emite energía en forma de radiación electromagnética. Así los electrones en su movimiento alrededor del núcleo irían perdiendo energía hasta precipitarse sobre el mismo.
- No consigue explicar los espectros atómicos.



3. RADIACIÓN Y ESPECTROS ATÓMICOS:



A. ESPECTRO ELECTROMAGNETICO

Si hacemos incidir un haz de luz blanca sobre un prisma conseguimos descomponer la luz en los diferentes tipos de radiación que lo forman.

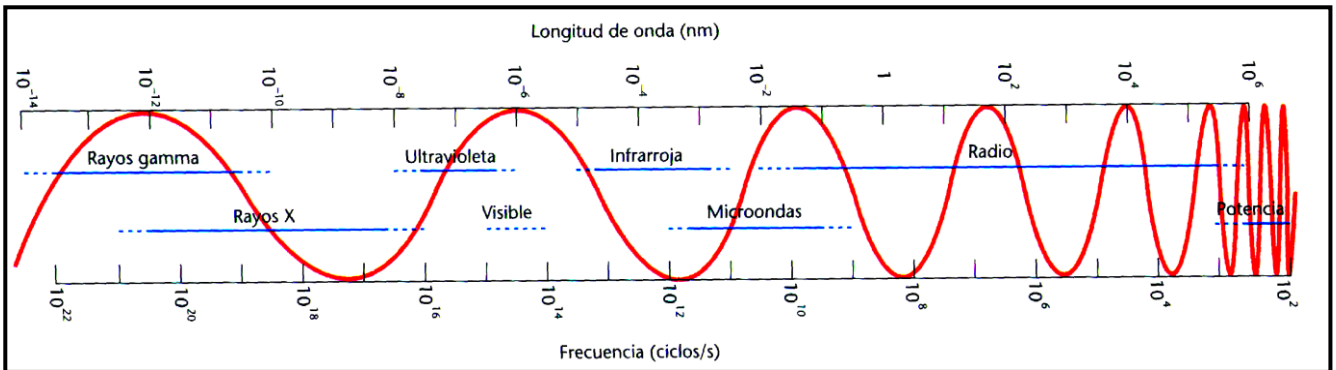
Los diferentes colores de luz obtenidos son las diferentes radiaciones que componen la luz blanca, y que nuestros sentidos advierten como color.

La luz blanca es sólo una pequeña fracción de las distintas radiaciones electromagnéticas que conocemos.

Cada radiación electromagnética tiene unas características que las diferencian, su longitud de onda (λ) o su frecuencia (ν). Cuya relación matemática es la siguiente:

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

donde "c" corresponde a la velocidad de la luz en el vacío. Al conjunto de todas las radiaciones electromagnéticas, caracterizadas por su frecuencia o por su longitud de onda se le conoce como *Espectro electromagnético*



Espectro electromagnético.

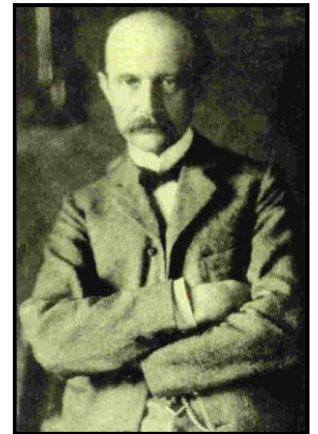
B. HIPÓTESIS DE PLANCK

Una propiedad de las radiaciones electromagnéticas es que transportan energía de unos puntos a otros. Así la energía que llega a la tierra procedente del sol lo hace en forma de luz.

Planck demostró en 1900 que la radiación que emite un cuerpo no puede transmitir cualquier valor de energía, sino que lo hace a modo de pequeños paquetes llamados fotones. Además la energía de cada fotón es un múltiplo de la frecuencia de cada radiación:

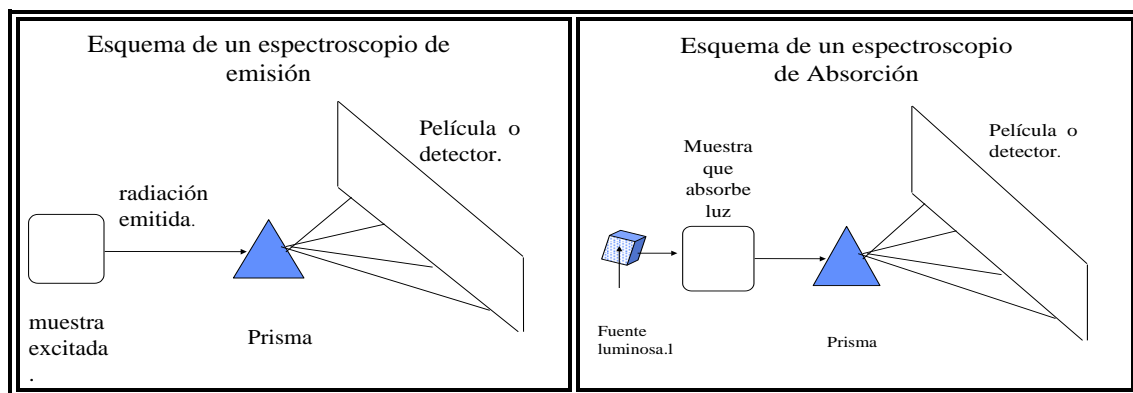
$$E = h \cdot \nu$$

donde "h" es una constante que se llama constante de Planck. De este modo los únicos valores de energía que puede emitir un cuerpo han de ser múltiplos enteros de la cantidad $h \cdot \nu$.



C. ESPECTROS ATÓMICOS.

Experimentalmente se sabe que los átomos son capaces de emitir radiación electromagnética o absorberla al ser estimulados por calentamiento o radiación, respectivamente. Usando un aparato llamado espectroscopio podemos separar la radiación emitida por un átomo en función de su frecuencia.



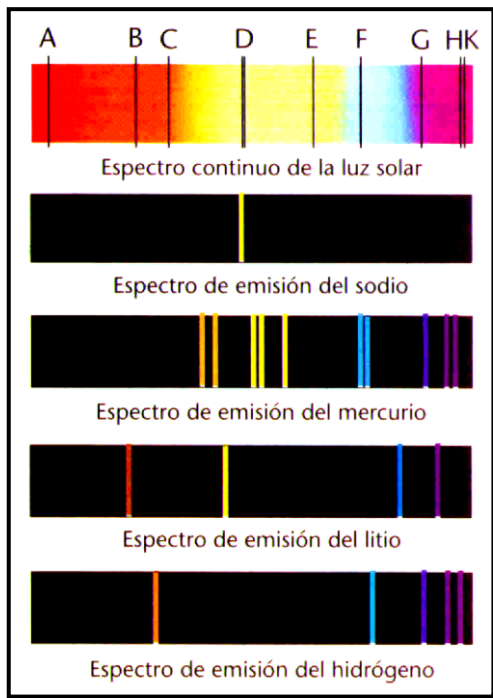
Las diferentes frecuencias determinan una serie de líneas que recogidas en un diagrama reciben el nombre de espectro de emisión o de absorción de un átomo.

Es preciso señalar que cada elemento químico excitado de la forma anteriormente indicada emite siempre unas rayas de frecuencias características que, por tanto, sirven para identificarlo. Esta propiedad se manifiesta de la misma manera ya sea con el elemento puro o mezclado con otros, por lo que se trata de una técnica de análisis básica en la identificación atómica. En la siguiente figura podemos observar algunos ejemplos de estos registros.

Obsérvese que en un espectro atómico los átomos de un elemento no emiten ni absorben todas las posibles frecuencias. Decimos que son espectros discontinuos.

La interpretación de los espectros atómicos era imposible con el modelo atómico de Rutherford. Según este modelo los electrones giraban alrededor del núcleo en una zona denominada corteza, y estarían emitiendo radiación de distinta frecuencia. En una muestra de un elemento existen un gran número de átomos y, por lo tanto, al realizar los espectros deberían aparecer muchísimas frecuencias obteniendo un espectro continuo.

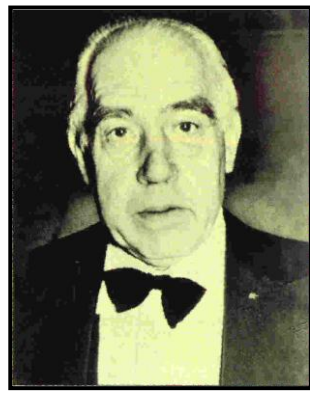
Sin embargo, el estudio empírico del espectro del hidrógeno, hizo posible que un maestro de escuela suizo, **Johann Jacob Balmer**, encontrara una relación para las longitudes de onda de las líneas que aparecen en los espectros. Esta relación fue posteriormente ampliada por un espectroscopista sueco llamado **Johannes Rydberg**:



$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right]$$

donde n y m son números naturales y R es la llamada constante de Rydberg, $R = 10973732 \text{ m}^{-1}$

4. INTRODUCCIÓN AL MODELO DE BOHR:



Con el fin de explicar la discontinuidad de los espectros atómicos, y superar las dificultades del modelo de Rutherford, el físico danés Niels Bohr propuso en 1913 un modelo basado en tres postulados que describimos de forma cualitativa.

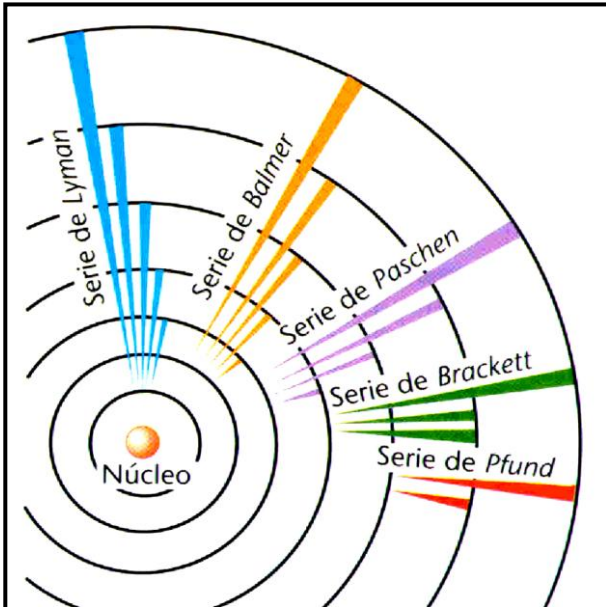
A. POSTULADOS.

- El átomo consta de una parte central llamada núcleo en la que se acumulan los protones (y los neutrones). En este punto no difiere de Rutherford.
- El electrón se mueve alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares concretas. No son posibles más que un determinado número de órbitas, aquellas en las que se cumple que el momento angular del electrón es un múltiplo natural de $h/2\pi$:

$$r \cdot m \cdot v = n \cdot \frac{h}{2 \cdot \pi}$$

- Cuando un electrón gira en una órbita no emite radiación. Pero pueden saltar de una órbita a otra absorbiendo (si va hacia una órbita más exterior) o emitiendo (si va hacia una más interior) un fotón cuya energía ha de coincidir con la diferencia de energía entre el nivel de origen y llegada.

$$E_{\text{llegada}} - E_{\text{partida}} = E_{\text{fotón}} = h \cdot \nu$$



De esta manera, se salvan las dificultades del modelo de Rutherford, y conseguimos explicar la discontinuidad de los espectros atómicos. Como en un átomo los electrones no pueden ocupar más que algunas órbitas, sólo son posibles algunos saltos entre niveles. Lo que explica que sólo se obtengan determinadas frecuencias.

La figura de la izquierda representa las líneas que aparecen en el espectro de hidrógeno. Cada serie de líneas lleva el nombre del científico que las estudió, y corresponden respectivamente a los saltos electrónicos a la órbita $n = 1, 2, 3$, etc. Como puede verse al ser un número limitado de órbitas sólo pueden producirse algunos saltos. Por ello, sólo obtendremos

algunas frecuencias. En concreto, aquellas que correspondan a la diferencia de energía que haya entre los niveles del salto.

Los postulados de Bohr permiten la obtención matemática de la expresión encontrada experimentalmente por Balmer y Rydberg:

- En primer lugar podemos calcular la velocidad del electrón cada órbita si suponemos que la fuerza que hace describir la órbita circular (fuerza centrípeta) es igual a la fuerza de atracción entre el núcleo y el electrón:

$$F_c = F_e \Rightarrow m_e \cdot \frac{v^2}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e \cdot q_e}{r^2}$$

Despejando:

$$v^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Z \cdot q_e^2}{m_e \cdot r}$$

- A partir del segundo postulado se puede calcular el radio de la órbita del electrón:

$$r \cdot m_e \cdot v = n \cdot \frac{h}{2\pi} \Rightarrow r^2 \cdot m_e^2 \cdot v^2 = n^2 \cdot \frac{h^2}{4\pi^2}$$

sustituyendo v^2 por la expresión anterior se obtiene, despejando r :

$$r = n^2 \cdot \frac{h^2 \cdot \epsilon_0}{\pi \cdot Z \cdot q_e^2 \cdot m_e} \Rightarrow r = n^2 \cdot k$$

esta expresión indica que el radio de la orbita no puede tomar cualquier valor.

- La energía del electrón se puede calcular sumando la energía potencial y cinética:

$$E_t = E_p + E_c = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Z \cdot q_e^2}{r} + \frac{1}{2} \cdot m_e \cdot v^2$$

sustituyendo el valor de v^2 y reordenándola expresión queda:

$$E_t = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{m_e \cdot Z^2 \cdot q_e^4}{8 \cdot h^2 \cdot \epsilon_0^2} \Rightarrow E_t = -\frac{1}{n^2} \cdot k'$$

esta expresión demuestra que la energía del electrón también está cuantizada, es decir, que solo puede tener unos valores concretos que depende de n .

- La energía que necesita absorber el electrón cuando salta a una orbita más exterior, o la energía que desprende cuando salta a una orbita más interna será:

$$E(n_1) = -\frac{1}{n_1^2} \cdot k' \quad E(n_2) = -\frac{1}{n_2^2} \cdot k'$$

$$E(n_2) - E(n_1) = -\frac{1}{n_2^2} \cdot k' - \left(-\frac{1}{n_1^2} \cdot k' \right) \Rightarrow E(n_2) - E(n_1) = k' \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

y teniendo en cuenta el tercer postulado: $E(n_2) - E(n_1) = h \cdot \nu$

$$\nu = \frac{E(n_2) - E(n_1)}{h} = \frac{k'}{h} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = k'' \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Recordando la expresión: $c = \lambda \cdot \nu$:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = \frac{k''}{c} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

El valor de la constante de Rydberg calculado con esta expresión es: $R = 10974000 \text{ m}^{-1}$, valor que concuerda mucho con el obtenido experimentalmente de 10973731 m^{-1} .

B. DIFICULTADES DEL MODELO DE BOHR.

La mejora de las técnicas espectrográficas permitió obtener espectros de mayor resolución. En ellos, algunas líneas espectrales, que anteriormente se mostraban como líneas simples, aparecieron como dos o más líneas que debían corresponder, obviamente, a energías muy parecidas, pero distintas.

Posteriormente, se observó que si el análisis espectrográfico se realizaba mientras los átomos eran sometidos a un campo magnético, aparecían nuevos desdoblamientos de las rayas del espectro. Este hecho, conocido como efecto **Zeeman**, indicaba que el electrón podía tener varios estados que poseían igual energía en ausencia de un campo magnético, pero energía distinta cuando el campo magnético afectaba al átomo. Además, en 1922, Stern y Gerlach, empleando campos eléctricos muy intensos y espectroscopios de elevado poder de resolución, observaron que todavía cada una de las rayas del espectro se

desdoblaba en dos nuevas rayas. Este nuevo desdoblamiento se asociaría a la existencia de un *spin* o sentido de giro del electrón.

5. INTRODUCCIÓN AL MODELO CUÁNTICO DEL ÁTOMO:

A principio de siglo, surgen una serie de hechos experimentales que parecen contradecir las leyes de la mecánica clásica. En concreto, parece que la mecánica clásica no explica adecuadamente el comportamiento de los sistemas microscópicos.

A. DUALIDAD ONDA-CORPUSCULO

Los trabajos de Planck y Einstein mostraron que las ondas electromagnéticas podían comportarse también como si fueran partículas. Así, algunos fenómenos de la luz se explican a partir de la luz se explican a partir de su naturaleza ondulatoria, por ejemplo, la interferencia o la difracción. Mientras que en otros fenómenos, como el efecto fotoeléctrico o el efecto Compton, la luz se manifiesta con una naturaleza corpuscular, es decir, como formada por partículas (fotones) que poseen energía cinética y cierta cantidad de trabajo. Se acepto, en consecuencia, una naturaleza dual (ondulatoria-corpúscular) para la luz.

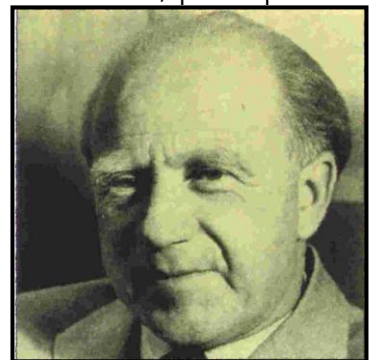
En 1924 Louis de Broglie formuló esta idea alrevés, es decir, sugirió que las masas (partículas subatómicas) en movimiento se pueden comportar también como ondas. Estableció la siguiente ecuación que relaciona la longitud de onda con la masa y la velocidad de las partículas:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{h}{p}$$

En 1927, los físicos norteamericanos Davisson y Germer, consiguieron la difracción de un haz de electrones proyectado contra un cristal de níquel. Este hecho proporcionó una confirmación rotunda de la predicción de Louis de Broglie.

B. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG.

Muchas leyes de la física se basan en la observación experimental, pero para observar algo hay que perturbarlo en cierto grado, es imposible efectuar una medida sin interactuar con el sistema a medir. En el mundo macroscópico esa interacción es despreciable mientras que en el microscópico no ocurre así. Si, por ejemplo, queremos "ver" un electrón, es preciso que un fotón de luz interactúe con él, pero en ese mismo momento su trayectoria cambia de forma aleatoria. Así, una determinación precisa de su posición origina una imprecisión total en la dirección y velocidad con que se mueve. De ese modo, el Principio dice:

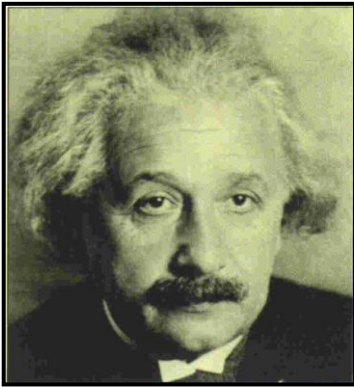


"Es imposible conocer simultáneamente y con exactitud la posición y la velocidad de una partícula".

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

C. EFECTO FOTOELÉCTRICO

El hecho de que la radiación electromagnética influya en la carga eléctrica que presentaban algunos metales, es decir, el hecho de que una radiación incidente sobre un metal puede arrancar electrones débilmente unidos a los núcleos atómicos, era conocido desde finales del siglo XIX.



Einstein explicó este fenómeno en 1905, admitiendo que un fotón que penetra en un metal puede interaccionar con algún electrón poco ligado a los átomos del metal. La energía que transporta el fotón se utiliza para separar el electrón de la atracción de los núcleos positivos y para comunicar al electrón la energía cinética con la que abandona la superficie del metal. La energía mínima para arrancar el electrón del metal se denomina función trabajo y

es característica de cada metal:

$$h \cdot \nu = W + \frac{1}{2} m_e v^2$$

6. MODELO MECANICO-CUANTICO ONDULATORIO PARA EL ATOMO DE HIDRÓGENO. ECUACIÓN DE SCHRODRINGER.

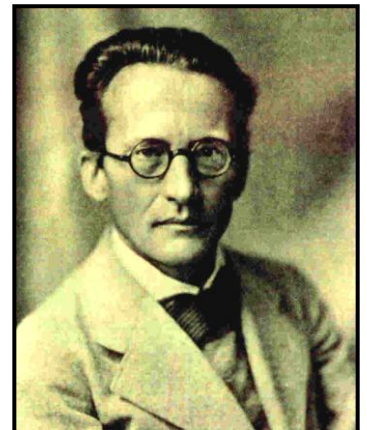
A. ECUACIÓN DE ONDA. ORBITALES ATOMICOS.

En 1926, Erwin Schrödinger, inspirado en la teoría de De Broglie propuso un modelo que describía al electrón como una onda que vibra alrededor del núcleo. De esta forma el electrón se puede describir con una función matemática llamada **función de onda**, Ψ , que se obtiene al resolver la llamada ecuación de Schrödinger:

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

Su representación abreviada es la siguiente:

$$\hat{H} \Psi = E \Psi \quad \text{Ecuación de Schrödinger.}$$



Las soluciones de esta ecuación son un conjunto de funciones a las que llamamos *funciones de onda* ψ . Aunque, desde un punto de vista estricto ψ no tiene un significado físico real, su cuadrado ψ^2 representa, lo que llamaremos **orbitales atómicos**, es decir, una zona del espacio en donde existe una elevada probabilidad de encontrar a un electrón (ese valor de probabilidad suele cifrarse en un 90%).

Un orbital sería el equivalente en mecánica cuántica a lo que la física clásica denomina órbitas. Sin embargo, una órbita es una trayectoria concreta y definida, mientras que el orbital es una región del espacio donde existe una cierta probabilidad de encontrar al electrón.

B. NÚMEROS CUÁNTICOS. TIPOS DE ORBITALES.

Las funciones matemáticas que se obtienen de la ecuación de Schrödinger vienen expresadas en función de cuatro parámetros o números cuánticos. Tales parámetros sólo pueden tomar ciertos valores. Y existe, por tanto, para cada átomo un número de orbitales igual a las posibles combinaciones de los tres primeros

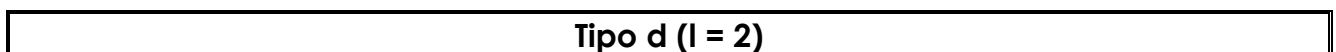
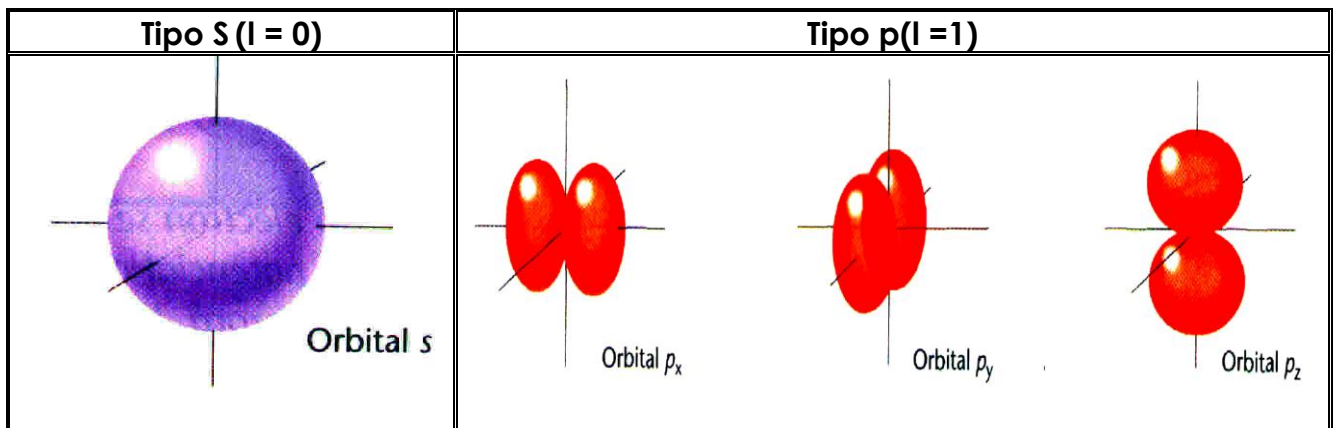
números cuánticos. Cada orbital suele representarse simbólicamente por un número seguido de una letra.

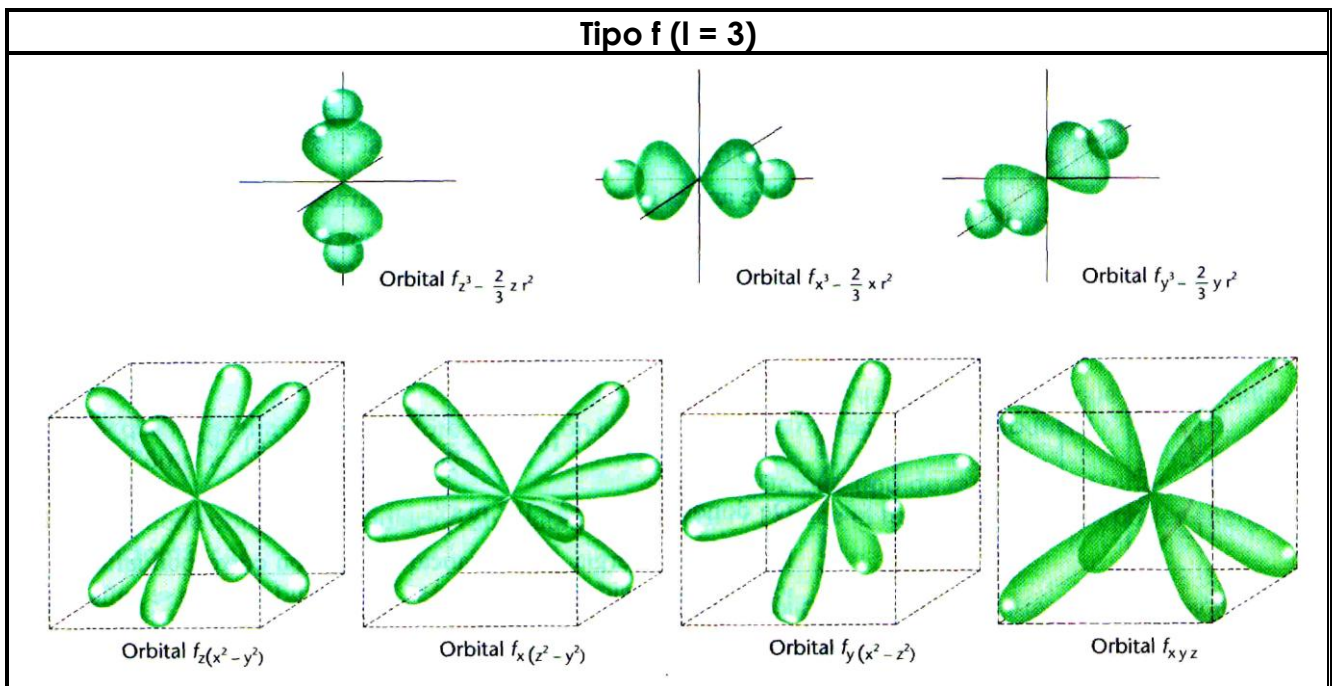
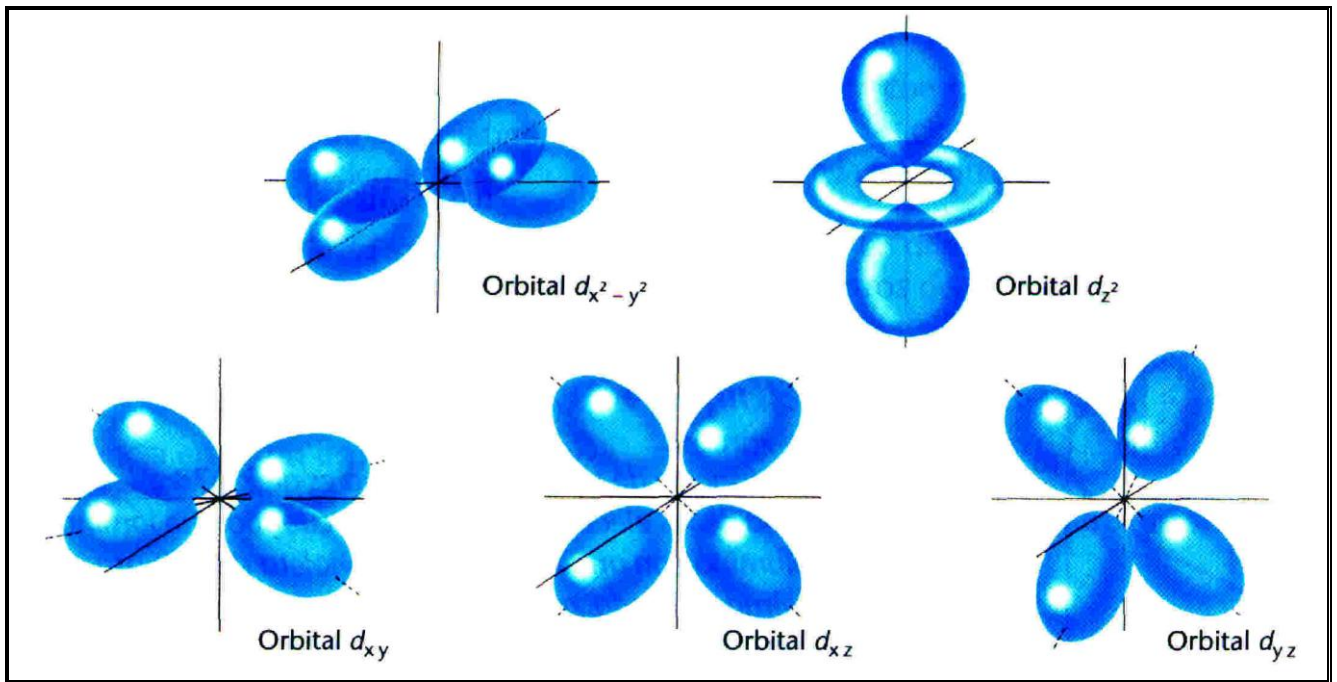
Números cuánticos	Valores permitidos	Tipo de orbital
n: nº cuántico principal .	$N = 1, 2, 3, 4, \dots$	Si $l = 0$ orbital "s"
l: número cuántico azimutal.	$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$	Si $l = 1$ orbital "p".
m: número cuántico magnético.	$M = -l, \dots, 0, \dots, +l$	Si $l = 2$ orbital "d".
s: número cuántico spin.	$s = \frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	Si $l = 3$ orbital "f".

En cada orbital pueden existir un máximo de dos electrones a los que corresponde un número cuántico de spin de $\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, respectivamente.

n	l	M	Tipo de orbital	símbolo
1	0	0	s	1s
2	1	0	s	2s
		+1	p	2p _x
		0	p	2p _y
3	1	-1	p	2p _z
		0	s	3s
		+1	p	3p _x
	2	0	p	3p _y
		-1	p	3p _z
		-2	d	3d _{xy}
		-1	d	3d _{xz}
		0	d	3d _{yz}
+1	d	3d _{z²}		
+2	d	3d _{x²-y²}		

Cada uno de los orbitales anteriores tiene un tamaño y una "forma" distinta. El tamaño depende del valor de n, y la "forma" del número cuántico l.





C. NIVELES DE ENERGÍA DE LOS ELECTRONES:

Hasta ahora, nos hemos ocupado de aquellas regiones del espacio por la que se supone existen los electrones (orbitales). Sin embargo, al resolver la ecuación de Schrödinger se obtiene también el valor de la energía que tendría cada uno de estos orbitales. O para ser más exacto, la energía que tendría los electrones al situarse en ellos.

La energía de los orbitales depende del valor del número cuántico "n" fundamentalmente, aunque en parte también de "l".

Los orbitales de igual valor de n y de l, presentan la misma energía, se dice que son degenerados. Así, son degenerados los tres orbitales p, o los cinco orbitales d. No obstante, sometidos a la acción de un campo magnético estos orbitales cambian su energía, dependiendo su valor del número cuántico magnético.

Distribución de los orbitales según su energía:

Energía \longrightarrow

orbital	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f
n+l	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	7	8

D. SIGNIFICADO FÍSICO DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS:

Tradicionalmente se le ha asignado un significado físico a los números cuánticos que podemos definir como sigue:

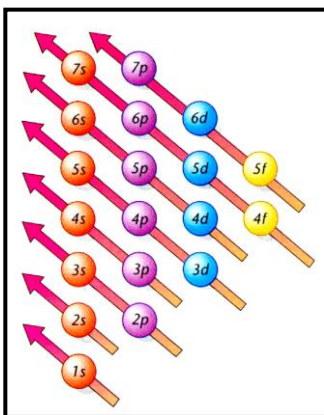
- 📖 Número cuántico principal "n". Este número cuántico define el tamaño del orbital y gran parte de la energía del mismo.
- 📖 Numero cuántico azimutal "l". Determina la forma del orbital, y parte de la energía del mismo.
- 📖 Número cuántico magnético "m". Determina la orientación de la órbita, y en presencia de un campo magnético parte de la energía.
- 📖 Número cuántico spin "s". Determina el posible giro del electrón sobre sí mismo.

E. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS DE LOS ELEMENTOS.

La configuración electrónica es la forma de distribuirse los electrones en los diferentes orbitales de un átomo.

Cuando los átomos tienen más de un electrón, éstos se van situando sobre los distintos orbitales siguiendo los siguientes principios:

- 📖 Los orbitales se llenan de electrones empezando por el de menor energía y terminando por el de mayor.
- 📖 Principio de exclusión de Pauli: " En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales". Esto se traduce en que en cada orbital no puede haber más que dos electrones.
- 📖 Regla de Hund: Cuando se llenan orbitales de igual energía (los 3 orbitales p, los cinco d, o los siete f), los electrones se distribuyen siempre que sea posible con los espines paralelos.



Ejemplo: átomo de N (7 electrones)

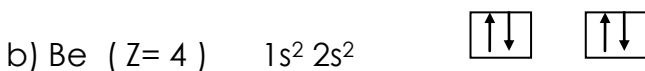
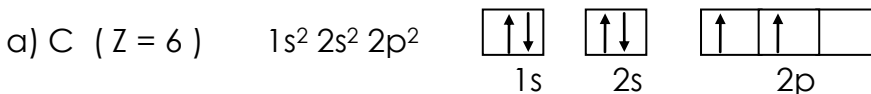


orbital 1s orbital 2s orbitales $2p_x, 2p_y, 2p_z$

A la hora de construir la configuración electrónica de un átomo, resulta de gran utilidad usar la regla nemotécnica de Möller para recordar el orden en el que los orbitales se van llenando de electrones.

Construyamos, a modo de ejemplo, algunas configuraciones electrónicas:

configuraciones electrónicas:



En la tabla siguiente aparecen las configuraciones electrónicas fundamentales de todos los elementos del sistema periódico. Estas serían configuraciones de los elementos en su estado fundamental, si excitamos energéticamente cualquiera de ellos podríamos hacer que los electrones saltasen a las órbitas superiores.

Símbolo	Número atómico	K 1s	L 2s, 2p	M 3s, 3p, 3d	N 4s, 4p, 4d, 4f	O 5s, 5p, 5d, 5f
H	1	1				
He	2	2				
Li	3	2	1			
Be	4	2	2			
B	5	2	2 1			
C	6	2	2 2			
N	7	2	2 3			
O	8	2	2 4			
F	9	2	2 5			
Ne	10	2	2 6			
Na	11	2	2 6	1		
Mg	12	2	2 6	2		
Al	13	2	2 6	2 1		
Si	14	2	2 6	2 2		
P	15	2	2 6	2 3		
S	16	2	2 6	2 4		
Cl	17	2	2 6	2 5		
Ar	18	2	2 6	2 6		
K	19	2	2 6	2 6	1	
Ca	20	2	2 6	2 6	2	
Sc	21	2	2 6	2 6 1	2	
Ti	22	2	2 6	2 6 2	2	
V	23	2	2 6	2 6 3	2	
Cr	24	2	2 6	2 6 4	1	
Mn	25	2	2 6	2 6 5	2	
Fe	26	2	2 6	2 6 6	2	
Co	27	2	2 6	2 6 7	2	
Ni	28	2	2 6	2 6 8	2	
Cu	29	2	2 6	2 6 10	1	
Zn	30	2	2 6	2 6 10	2	
Ga	31	2	2 6	2 6 10	2 1	
Ge	32	2	2 6	2 6 10	2 2	
As	33	2	2 6	2 6 10	2 3	
Se	34	2	2 6	2 6 10	2 4	
Br	35	2	2 6	2 6 10	2 5	
Kr	36	2	2 6	2 6 10	2 6	
Rb	37	2	2 6	2 6 10	2 6	1
Sr	38	2	2 6	2 6 10	2 6	2
Y	39	2	2 6	2 6 10	2 6 1	2
Zr	40	2	2 6	2 6 10	2 6 2	2
Nb	41	2	2 6	2 6 10	2 6 4	1
Mo	42	2	2 6	2 6 10	2 6 5	1
Tc	43	2	2 6	2 6 10	2 6 6	1
Ru	44	2	2 6	2 6 10	2 6 7	1
Rh	45	2	2 6	2 6 10	2 6 8	1
Pd	46	2	2 6	2 6 10	2 6 10	
Ag	47	2	2 6	2 6 10	2 6 10	1
Cd	48	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2
In	49	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 1
Sn	50	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 2
Sb	51	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 3

Símbolo	Número atómico	K 1s	L 2s, 2p	M 3s, 3p, 3d	N 4s, 4p, 4d, 4f	O 5s, 5p, 5d, 5f	P 6s, 6p, 6d, 6f	Q 7s
Te	52	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 4		
I	53	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		
Xe	54	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6		
Cs	55	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	1	
Ba	56	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	2	
La	57	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	2	
Ce	58	2	2 6	2 6 10	2 6 10 2	2 6	2	
Pr	59	2	2 6	2 6 10	2 6 10 3	2 6	2	
Nd	60	2	2 6	2 6 10	2 6 10 4	2 6	2	
Pm	61	2	2 6	2 6 10	2 6 10 5	2 6	2	
Sm	62	2	2 6	2 6 10	2 6 10 6	2 6	2	
Eu	63	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6	2	
Gd	64	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6	2	
Tb	65	2	2 6	2 6 10	2 6 10 9	2 6	2	
Dy	66	2	2 6	2 6 10	2 6 10 10	2 6	2	
Ho	67	2	2 6	2 6 10	2 6 10 11	2 6	2	
Er	68	2	2 6	2 6 10	2 6 10 12	2 6	2	
Tm	69	2	2 6	2 6 10	2 6 10 13	2 6	2	
Yb	70	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Lu	71	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Hf	72	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Ta	73	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
W	74	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Re	75	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Os	76	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Ir	77	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Pt	78	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Au	79	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Hg	80	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
Tl	81	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	1
Pb	82	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	2
Bi	83	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	3
Po	84	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	4
At	85	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	5
Rn	86	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	6
Fr	87	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	7
Ra	88	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	8
Ac	89	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	9
Th	90	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	10
Pa	91	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	11
U	92	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	12
Np	93	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	13
Pu	94	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	14
Am	95	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	15
Cm	96	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	16
Bk	97	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	17
Cf	98	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	18
Es	99	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	19
Fm	100	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	20
Md	101	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	21
Ne	102	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	22
Lr	103	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	23
Ka	104	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	24

A veces, aparecen ciertas irregularidades en las configuraciones electrónicas, de las cuales merecen la pena mencionar las relativas a las configuraciones llena o semillena.

📖 Excepciones por configuración semillena: algunos elementos modifican la posición de sus electrones, con el objetivo de colocar un electrón en un grupo de orbitales equivalentes, por ejemplo, los cinco orbitales d. Consiguen una configuración especialmente estable. Es el caso de elementos como: Cr que debería ser $[Ar]4s^23d^4$ y en cambio es $[Ar]4s^13d^5$, esta excepción aparece también en el Mo, y en otros elementos con orbitales f.

📖 Excepciones por configuración llena: en este caso los elementos completan alguno de sus grupos de orbitales análogos, adquiriendo una especial estabilidad. Ejemplos de estas configuraciones pueden ser el Cu que debería hacer su configuración en $[Ar]4s^23d^9$ y en cambio la hacen en $[Ar]4s^13d^{10}$. Otros ejemplos son Ag, Au, ... Existen otras irregularidades de interpretación mucho más compleja, y que no merece la pena abordar.

7. HISTORIA DEL SISTEMA PERIÓDICO

Una vez deducido el concepto actual de elemento químico como aquellas sustancias cuyos átomos constituyentes tienen todo el mismo número atómico (Z), se empezaron a descubrir una gran variedad de estos. Así, en los primeros años del siglo XIX, existían un buen número de estos y se conocían aproximadamente sus propiedades. Se hizo patente la necesidad de ordenarlos.

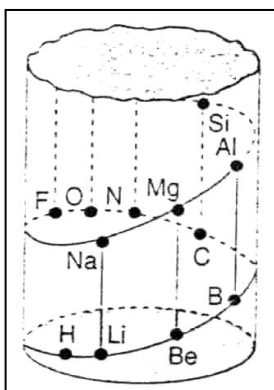
El primer intento de ordenación databa del Siglo XVII en el que Lavoisier estableció una clasificación de los elementos en *metales* y *no metales* atendiendo a su aspecto y propiedades físicas. No obstante era una clasificación muy artificiosa, que se basaba en criterios muy particulares.

A principios del s. XIX se empezó a sospechar que existía cierta relación entre los pesos atómicos de los elementos y su conducta química.

En 1829 el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner advirtió que existían grupos de tres elementos - triadas - que presentaban grandes semejanzas en sus propiedades físicas y químicas. A modo de ejemplo en la siguiente tabla señalamos algunas de esas triadas.

Elementos de la triada	Pesos Atómicos	Naturaleza	Propiedades generales
Li Na K	7 23 39	Metales muy reactivos	Forman sales solubles en agua. Dan llamas de colores brillantes.
Ca Sr Ba	40 88 137	Metales reactivos	Dan llamas brillantes. Sus carbonatos y sulfatos son insolubles. Reaccionan lentamente con el agua.
S Se Te	32 79 126	No metales cristalinos, coloreados	Forman compuestos de olor desagradable. Los compuestos de hidrógeno son ácidos débiles.
Cl Br I	35 80 127	No metales, muy reactivos, coloreados.	Sales solubles en agua. Los compuestos de hidrógeno son ácidos fuertes.

Se puede observar que el elemento central de la triada tiene un peso atómico aproximado a la media de los pesos atómicos de los extremos. Además, Döbereiner observó una gradación de propiedades desde el primero al último.



Sobre 1860 los métodos para calcular el peso atómico mejoraron notablemente. En 1862 el geólogo francés Chancourtois construyó la primera clasificación realmente periódica.

Consiste en un cilindro sobre el que dibujó una línea helicoidal. Disponiendo sobre ella los elementos en orden creciente de peso atómico, observando una enorme analogía entre los elementos que quedaban en la misma generatriz (distantes 16 unidades de peso atómico).

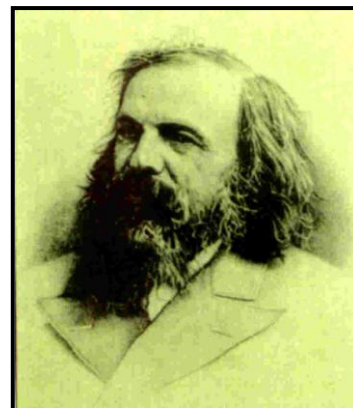
Dos años más tarde el químico inglés John A. R. Newlands observó que si ponía los elementos en orden creciente de peso atómico, después de cada siete

elementos, en el octavo se repetían las propiedades del primero. Es decir, al ordenarlos como sigue:

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
...

el octavo elemento se parece mucho al primero, el noveno al segundo ...

Todos estos intentos parciales de clasificación se vieron superados cuando en 1869 Lothar Mayer y el ruso Dimitri Mendeleiev idearon un sistema de clasificación de los elementos muy parecido entre sí. No sólo incluía más elementos, sino que no todos los periodos eran igual de largos, de ese modo, conseguía que los elementos de propiedades semejantes cayeran en la misma columna, además de existir una variación gradual de las propiedades de los elementos de una misma fila.



Otro acierto importante del sistema de Mendeleiev fue que no dudó en dejar "huecos" en la tabla, suponiendo que deberían ser ocupados por elementos que no se conocían aún. De los huecos, ocho resultaron ser ocupados posteriormente por elementos que en muchos casos presentaban propiedades muy parecidas a las que según Mendeleiev cabría esperar. Tomemos como ejemplo el Ge, elemento que Mendeleiev bautizó como ekasilicio y del cual predijo alguna de sus propiedades.

I	II	III	IV	V	VI	VII	0	VIII
H							He	
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn		Fe Co Ni
Cu	Zn			As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo			Ru RdPd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W			Os Ir Pt
Au	Hg	Tl	Pb	Bi		At	Rh	
	Ra	Ac						

El sistema de Mendeleiev era muy flexible, convencido de la validez de su ordenamiento no dudó en poner en duda el peso atómico de algunos elementos, alterando el orden (como el Te y el I).

Inconvenientes:

- No existe un lugar para el H, si bien sus propiedades físicas le situarían entre los halógenos, las químicas lo

harían con los alcalinos.

- Algunas parejas de elementos han de invertir su orden de peso atómico para que encajen en una familia conveniente.
- No aparecen lantánidos y actínidos
- No separa adecuadamente metales y no metales.

8. SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL.

En el sistema periódico actual quedan subsanados la mayor parte de los defectos del sistema de Mendeleiev, si bien las pautas de ordenamiento fundamentales son las mismas.

Como novedad fundamental está el que el orden de colocación no lo marca el peso atómico, sino el **número atómico** (z). Existen referencias experimentales

claras que nos indican que las propiedades de los elementos están mucho más íntimamente relacionadas con Z que con el peso atómico.

El sistema periódico actual consiste en la ordenación de los elementos actualmente conocidos según su número atómico creciente, en siete filas (periodos) y dieciséis columnas, una de ellas triple (grupos **o familias**), de tal forma que se correspondan en columna los elementos de propiedades análogas.

Sistema periódico de elementos.

	Ia 1	Ia 2	IIIb 3	IVb 4	Vb 5	VIb 6	VIIb 7	8	VIIIb 9	10	Ib 11	IIb 12	IIIa 13	IVa 14	Va 15	VIa 16	VIIa 17	O 18
1º	H 1																	He 2
2º	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3º	Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4º	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5º	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6º	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7º	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Ku 104	Ha 105													

← Representativos
Elementos de transición
→ Representativos

Lantánidos	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
Actínidos	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No ¹ 102	Lr 103

Como ya se ha dicho, existen dieciséis grupos o familias de elementos, según la siguiente distribución:

- **Elementos representativos:** formados por los grupos

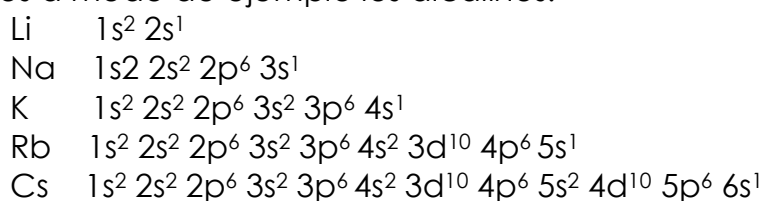
Grupo Ia	<i>Alcalinos</i>	Va	<i>Nitrogenoideos</i>
Grupo IIa	<i>alcalino-térreos</i>	VIa	<i>Anfígenos</i>
Grupo IIIa	<i>Térreos o boroideos.</i>	VIIa	<i>Halógenos</i>
Grupo IVa	<i>Carbonoideos</i>	O	<i>Gases nobles o inertes</i>
- **Elementos de transición:** formados por los grupos IIIb, IVb, Vb, VIb, VIIb, VIIIb.
- **Elementos de transición interna:** formados por las familias de lantánidos y actínidos, de 14 elementos cada una. Se colocan en dos filas habitualmente fuera del contorno general.

- El **Hidrógeno** queda fuera de estas consideraciones, suele colocarse encima de los alcalinos, aunque no guarda con estos casi ninguna semejanza químico-física.

9. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA Y SISTEMA PERIÓDICO.

Las propiedades químicas de los elementos, y en buena parte, las físicas dependen fundamentalmente de cómo se colocan los electrones en el último nivel.

En el tema anterior vimos qué tipo de orbitales hay en un átomo y cómo se van colocando los electrones (configuración electrónica). Si se estudia la configuración electrónica de las diferentes familias se observa que, en su último nivel es idéntica, precisamente por eso existe esa gran semejanza entre los elementos de la misma. Tomemos a modo de ejemplo los alcalinos:



Como se deduce fácilmente, todos los alcalinos tienen un solo electrón en el orbital más externo, que es un orbital del tipo s. Esto podemos representarlo simbólicamente como:

nS^1 donde n corresponde al valor del número cuántico principal o el número del periodo. De forma análoga encontraríamos las configuraciones de la tabla de la derecha.

GRUPO	CONFIGURACION
Alcalinos	$n s^1$
Alcalino-térreos	$n s^2$
Boroideos	$ns^2 np^1$
Carbonoideos	$ns^2 np^2$
Nitrogenoideos	$ns^2 np^3$
Anfígenos	$ns^2 np^4$
Halógenos	$ns^2 np^5$
Gases nobles	$ns^2 np^6$
Elementos de transición	$(n-1)d^{\text{variable}} ns^2$
Transición interna	$(n-2)f^{\text{variable}} ns^2$

Podemos ver el sistema periódico dividido en zonas según los orbitales que se rellenan.

1s																1s	
2s	2s											2p	2p	2p	2p	2p	2p
3s	3s											3p	3p	3p	3p	3p	3p
4s	4s	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	4p	4p	4p	4p	4p	4p
5s	5s	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	5p	5p	5p	5p	5p	5p
6s	6s	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	6p	6p	6p	6p	6p	6p
7s	7s																

4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f
5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f

10. VARIACIÓN PERIÓDICA DE LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

Existen un cierto número de propiedades de los elementos que están muy relacionadas, con el lugar que ocupan en el sistema periódico. Examinaremos algunas de ellas.

F. RADIO ATÓMICO Y RADIO IÓNICO:

Debido a la naturaleza difusa de los orbitales de un átomo, es difícil definir con precisión algún parámetro que nos de cuenta de su tamaño. No obstante, si consideramos al átomo como una esfera, y calculamos la distancia entre dos átomos idénticos (de un mismo elemento) enlazados, podemos introducir el concepto de **radio atómico: la mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos idénticos.**

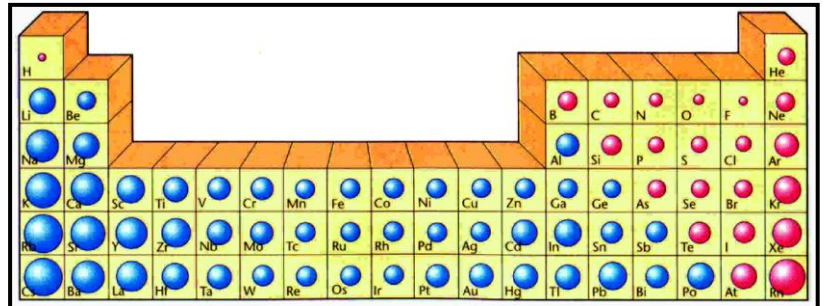
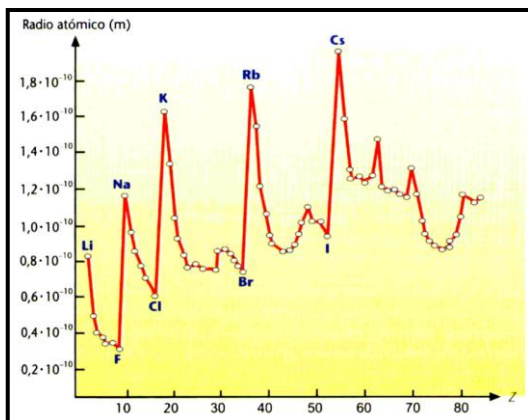
Estas distancias se pueden calcular por medio de técnicas de difracción de rayos X, de neutrones o de electrones.

Estas distancias se pueden calcular por medio de técnicas de difracción de rayos X, de neutrones o de electrones.

- **En un mismo grupo o familia** (columna), el

radio atómico aumenta a medida que aumenta el valor de Z, es decir, hacia abajo. Esto se explica porque al descender en el grupo se empiezan a rellenar orbitales de un número cuántico n más grande, y estos son de mayor tamaño.

- **En un periodo**, el radio atómico desciende con el número Z, es decir, hacia la derecha. Esto se debe a que conforme aumenta Z, lo está haciendo también el valor de la carga positiva del núcleo, lo que hace que la atracción entre el núcleo y los electrones sea mayor produciéndose una cierta contracción en el tamaño de la corteza, además los electrones se van situando en orbitales de un mismo nivel energético que no difieren demasiado en cuanto a su tamaño.

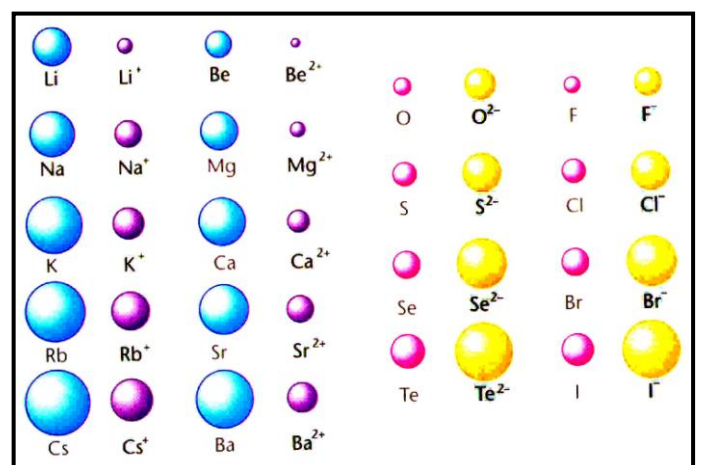


Sin embargo, al final del periodo se observa un aumento del volumen del radio atómico debido a que el número de electrones en el último nivel energético es tan grande que se originan repulsiones entre ellos tendiendo a separarse lo máximo posible originando un aumento del volumen del átomo.

Para conocer un radio iónico se supone que la distancia entre un ión positivo y un ión negativo en un sólido iónico es la suma de los radios iónicos de ambos iones. Para calcular los

radios iónicos se debe tomar un radio iónico de referencia a partir del cual se calculan todos los demás (radio del ion O^{2-} : $1.4 \cdot 10^{-10}$ m.

- **Los iones positivos** se forman por pérdida de electrones de los átomos correspondientes y sus radios son menores. Esto es especialmente acusado en los alcalinos y alcalinotérreos ya que la pérdida de uno y dos electrones



respectivamente origina configuraciones electrónicas correspondientes a un nivel inferior.

- **Los iones negativos** se forman cuando los átomos captan uno o varios electrones. Los radios iónicos son mayores debido a que la densidad de carga negativa en el nivel más externo es mayor (y el número de protones sigue siendo el mismo), los electrones tienden a separarse y por tanto, a aumentar el volumen del átomo.

G. ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN:

Se define como **la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental, transformándolo en un ion positivo.**



El signo positivo de la energía indica que se trata de una energía que el átomo tiene que ganar para que se libere el electrón. Es frecuente expresar esta energía refiriéndola a un mol de átomos (J/mol ó kJ/mol).

El potencial de ionización depende de tres factores:

- Distancia del núcleo al electrón que se pierde.
- Carga del núcleo y "efecto pantalla" de los electrones más internos.
- Proximidad de la estructura electrónica externa al octeto y estabilidad de los orbitales semillenos.

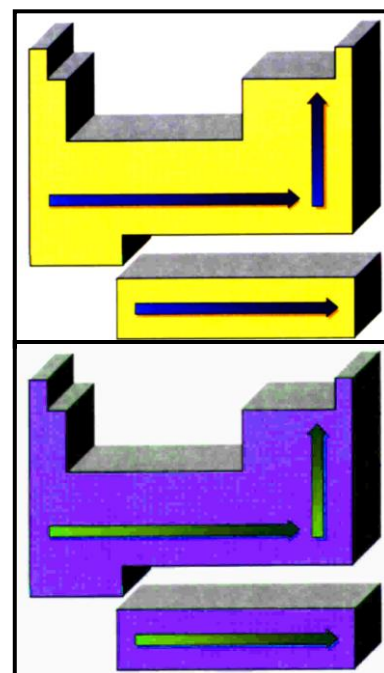
Cuando se suministra a un átomo la energía suficiente el electrón que se arranca es el más externo, es decir el menos atraído por el núcleo, si se continúa suministrando energía al átomo se pueden extraer sucesivamente varios electrones y en este caso se pueden definir el **primer, segundo, tercer,... potencial de ionización.** El segundo y siguientes potenciales de ionización son muy superiores al primero (y más aproximados entre si) debido a que se está arrancando electrones de un ion positivo y estos están más atraídos por el núcleo.

Para analizar como varía el potencial de ionización podemos considerar, entre otros factores, la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones externos. Su expresión es:

$$F_{e-n} = k \frac{Z \cdot q^{+} \cdot q^{-}}{r^2}$$

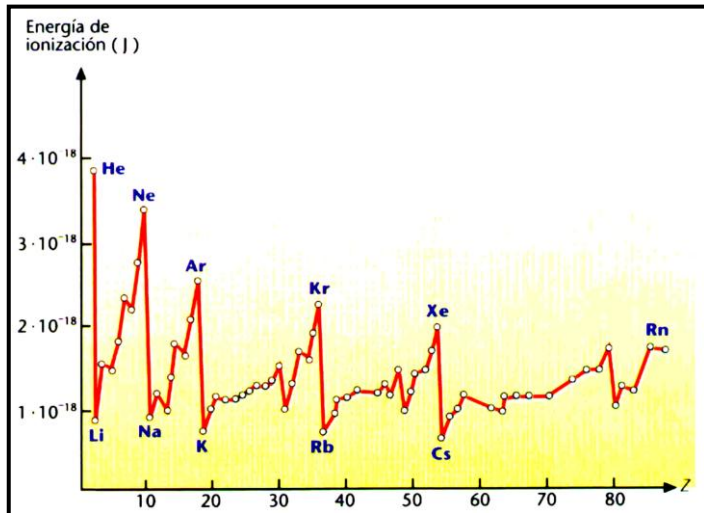
- Dentro de cada **grupo** del sistema periódico, el valor del P.I. disminuye a medida que se avanza en el grupo. La estructura electrónica externa es la misma en todos los elementos del grupo. Cada elemento del grupo se diferencia del anterior en tener una nivel electrónico más, con lo que el electrón más externo está más lejos del núcleo y por lo tanto menos atraído electrostáticamente por éste, haciendo falta menos energía para arrancarlo. El efecto del aumento del radio predomina sobre el del aumento de carga, ya que la fuerza de atracción es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia.

Los alcalinos poseen un solo electrón en la capa más externa y tienen mucha tendencia a perderlo, siendo necesaria una pequeña cantidad de energía. En el grupo de los halógenos la energía disminuye de arriba hacia



abajo por las mismas razones, pero los valores de la energía son mucho mayores pues en el nivel más externo hay 7 electrones y los átomos tienden a ganar el octavo, por ello la pérdida de un electrón los aleja de la estabilidad y se necesita, en consecuencia, mayor cantidad de energía.

- En el caso de un **periodo** en conjunto los valores aumentan de izquierda a derecha. Cada elemento se diferencia del anterior en un electrón más en su



nivel más externo (que es el mismo por estar en el mismo periodo), y un protón más en el núcleo. Las fuerzas atractivas entre el núcleo y los electrones externos aumentan de izquierda a derecha debido a que predomina el efecto del aumento de la carga sobre el efecto del radio ya que este varía muy poco, y por tanto, el P.I. aumenta en este sentido.

H. AFINIDAD ELECTRÓNICA O ELECTROAFINIDAD.

Es la energía que desprende un átomo gaseoso en su estado fundamental cuando capta un electrón convirtiéndose en un ion negativo.



El electrón se une al átomo por fuerzas atractivas. Dentro del grupo de los halógenos, la ganancia de un electrón supone alcanzar la estructura de gas noble y la estabilidad ganada se manifiesta en un desprendimiento de energía. En los alcalinos y otros elementos semejantes, la tendencia a ganar electrones es nula, y hay que consumir energía incluso para que capture un electrón. También es posible definir las electroafinidades segundas y terceras..., que suelen ser positivas, pues para conseguir que un ion negativo capte un electrón es necesario vencer la repulsión y ello requiere un aporte de energía. Sin embargo, en general son magnitudes más difíciles de calcular y sin una variación regular.

- En un **grupo** la afinidad electrónica aumenta (en valor absoluto) de abajo hacia arriba, los electrones están más atraídos por el núcleo al ser menor el radio.
- En un **periodo**, la afinidad electrónica es muy pequeña en los primeros elementos y aumenta hasta ser máxima en los elementos finales ya que el radio disminuye, el electrón añadido estará más atraído y además los átomos se acercan más a la configuración de gas noble.

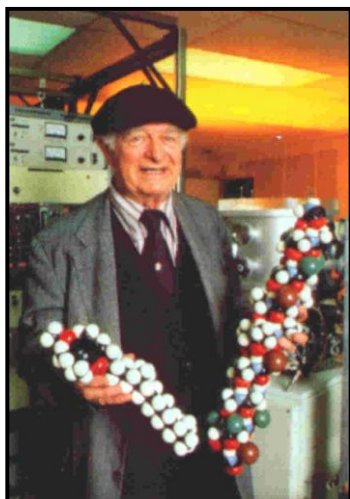
D. ELECTRONEGATIVIDAD:

Se define la electronegatividad de un elemento como **la tendencia que tiene un átomo de este elemento a atraer hacia sí el par electrónico compartido en un enlace covalente con otro átomo:** $M^{\delta+} \rightarrow X^{\delta-}$ Es, por tanto, una propiedad de los átomos enlazados químicamente entre sí. Permite prever el comportamiento de los

elementos, el tipo de enlace que forman y las propiedades de dicho enlace. Si dos elementos poseen electronegatividades similares, formarán enlace covalente. Si sus electronegatividades son muy diferentes, formarán enlaces iónicos.

Todo elemento con gran electroafinidad y potencial de ionización tendrá también una gran electronegatividad. Por tanto, su evolución en el sistema periódico por grupos o columnas es análoga a las dos anteriores:

- Dentro de un **grupo** la electronegatividad disminuye a medida que aumenta el número atómico.
- En un **periodo** aumenta de izquierda a derecha hasta ser máxima en los elementos finales (con excepción de los gases nobles).



La electronegatividad no se puede medir en forma absoluta, sólo se pueden medir de forma comparativa entre los distintos elementos. Así existen varias escalas relativas de electronegatividades:

Escala de Robert Sanderson **Mulliken**. Considera la electronegatividad como la media aritmética de la afinidad electrónica y el potencial de ionización.

$$EN = \frac{EI + AE}{2}$$

Escala de Linus Carl **Pauling**. Calculó las electronegatividades de los elementos por comparación de las energías necesarias para romper los enlaces, y elaboró una tabla de E.N., en la que el F es elemento más electronegativo asignándole el valor de 4.

1	1	2																	3	4				
	1	2																	3	4				
	3	4																	5	6	7	8	9	10
	11	12																	13	14	15	16	17	18
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36						
	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54						
5	87	88	103	104	105	106	107	108	109										81	82	83	84	85	86
	55	56	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
6	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102										
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt															
	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70										
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb										
	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102										
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No										

E. OTRAS PROPIEDADES QUÍMICAS Y FÍSICAS

Como ya se ha indicado, los elementos de un grupo tienen una configuración electrónica similar. Esto hace que en sus uniones con otros átomos tiendan a ganar, perder o compartir el mismo número de electrones y muestren, por tanto, las mismas valencias o los mismos números de oxidación. Muchas propiedades químicas son explicables a partir de los valores de electronegatividad y de los números de

oxidación, por consiguiente, a partir de la posición de los elementos en la tabla periódica. Ejemplos de este tipo de propiedades son la acidez, el potencial rédox, la solubilidad, el carácter metálico, etcétera.

I. Números de oxidación

El número de oxidación es una consecuencia directa de la configuración electrónica y, por tanto, de la situación de un elemento en la tabla. Es natural que los elementos de un mismo grupo compartan el número de oxidación y que éste evolucione a lo largo de los periodos. Por ejemplo:

- Todos los elementos del primer grupo, de configuraciones ns^1 , tienen tendencia a perder el último electrón, convirtiéndose en cationes monovalentes, M^+ , y, por tanto, presentan número de oxidación +1.
- Todos los elementos del segundo grupo, de configuración ns^2 , tienen tendencia a perder dos electrones. Tienen número de oxidación +2.
- Los elementos del decimosexto grupo (a excepción del polonio, que tiene carácter metálico) tienden a ganar los dos electrones que les faltan en su configuración ($ns^2 np^4$) para tenerla completa. Tienen número de oxidación -2.
- Todos los elementos del decimoséptimo grupo, con configuración $ns^2 np^5$, tienden a ganar el electrón que les falta para tener la notación electrónica completa y, por tanto, presentan número de oxidación -1. También hay que tener en cuenta el valor de la electronegatividad a la hora de justificar los posibles estados de oxidación que presenta un elemento. Ésta es la causa de que elementos como el aluminio, el plomo o el polonio tengan carácter metálico y no presenten los mismos números de oxidación que otros elementos de su grupo.

II. Carácter metálico

El carácter metálico y no metálico de los elementos se define en función de su EN. Un elemento se considera metal si cede electrones fácilmente y no tiene tendencia a ganarlos, por lo tanto, los metales son poco EN. Al contrario los no metales ceden difícilmente los electrones y con frecuencia los captan, son pues, muy electronegativos. Los no metales ocupan la parte derecha y ángulo superior del sistema periódico y los metales la parte izquierda y centra del sistema periódico.

- Los gases nobles no presentan carácter metálico ni no metálico.
- Hay una serie de elementos que están en la línea de separación de los metales y no metales, que participan de las propiedades de ambos, se les llaman semimetales o metaloides.
- Con el carácter metálico o no metálico están íntimamente relacionados sus propiedades reductoras / oxidantes así como el carácter ácido o básico.

Los metales por su tendencia a ceder electrones, son buenos reductores, disminuyendo su poder reductor a lo largo del periodo, y dentro de los grupos aumenta de arriba hacia abajo.

Los no metales forman con facilidad iones negativos por su tendencia a captar electrones y son buenos oxidantes. El poder oxidante es máximo en el ángulo superior derecho: O, S, Cl, F. Mientras que los mayores reductores son los metales del ángulo inferior izquierdo: Ba, Ra, Cs, y Fr. Los metales tienen a formar óxidos básicos, mientras que los no metales forman óxidos ácidos.

11. CUESTIONES Y PROBLEMAS TEMA 1º

1. Completa la tabla siguiente:

Especie química.	Número atómico (Z)	Protones	Electrones	Neutrones	Nº másico
Ca			20	20	
F ⁻			10		19
W	74				184
P		15		16	
N		7			14
Al ³⁺	13				27

2. Diferencia entre el concepto de órbita y el de orbital.
3. Decir si el enunciado que sigue es verdadero o falso: " El átomo de sodio, Na se convierte en su ion Na⁺ perdiendo un electrón. Por tanto, si el peso atómico del sodio es 23, el ion de sodio pesa 22".
4. Indicar cuál de los siguientes grupos de tres valores correspondientes a n, l, y m son permitidos:
- a) 3,-1, 1 b) 3,1,1 c) 1, 1, 3 d) 5, 3, -3
e) 0, 0, 0 f) 2, 1, 2 g) 2, 2, 0 h) 2, 1, -1
5. Escribe la configuración electrónica de los elementos Z = 14, 26.
6. Tenemos dos electrones. Uno de ellos está situado en el nivel 4f y el otro en el nivel 5s. Razonar cual será el electrón más cercano al núcleo y cual el que tiene menor energía de los dos citados.
7. Clasificar los siguientes electrones, de los que se indican sus respectivos nº cuánticos, por orden de menor a mayor energía: A(3,1,0,1/2); B(2,1,1,1/2); C(3,2,-1,1/2); D(3,0,0,-1/2); E(4,0,0,1/2); F(3,1,1,1/2); G(4,1,-1,1/2); H(2,1,-1,1/2); I(3,0,0,1/2); J(3,2,-2,1/2); K(3,1,-1,1/2).
8. Indicar cual de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental, excitado o invariable.
- a) .. 2s²2p⁵3s²
b) .. 4p⁷5s²4p²
c) .. 5f¹⁴6d¹⁰ 7s²
9. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos siguientes: A (..2p⁶3s¹) y B (..2p⁶4p¹) Razonar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- a) A y B representan átomos diferentes.
b) Se necesita energía para poder pasar de A a B.
c) Se requiere menos energía para arrancar un electrón de B.
10. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de sus energías de ionización: F, Na, Cs .
11. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:
- a) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³ d) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁴ 5d¹
b) 1s² 2s² 2p² e) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f²
c) 1s² 2s¹ f) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶
- a) Indicar si el elemento es representativo, de transición o de transición interna.
b) Decir a qué período pertenece.
c) De los representativos indicar la familia y el nombre.

12. La siguiente tabla nos indica la energía de ionización de los elementos litio, sodio y potasio

	1ª	2ª	3ª	4ª
Li	5,4	75,6	122,5	—
Na	5,1	47,3	71,9	99,1
K	4,3	31,8	46,1	61,1

- a) Por qué la primera energía de ionización disminuye del Li al K.
b) Por qué las segundas energías de ionización de cada elemento son significativamente mayores.
c) Por qué no se indica el valor de la cuarta del Li.
13. Explica por qué el cobalto (z = 27) es más pequeño que átomo de escandio(Z= 21)
14. De los orbitales permitidos en el ejercicio 4 indica su símbolo y orden de energía.
15. Escribe la configuración electrónica de los elementos con números cuántico 11, 14, 35, 38, 54 y contesta:
- a) Familia a la que pertenecen.

- b) ¿Cuál es el más electronegativo?
c) ¿Qué iones positivos formarían con más frecuencia?
16. Identifica los elementos a los que corresponden las configuraciones siguientes:
a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^2$
b) $1s^2 2s^2 2p^3$ d) $1s^2 2s^2 2p^4$
¿Qué iones positivos formarán con mayor frecuencia?
17. De los siguientes elementos indica el de átomo mayor y menor: Mn, Co, Ba, Ca.
18. Escoge, de entre los siguientes elementos: Br, Cs, Hg, Pb y Mg
a) El de menor radio.
b) El elemento que pertenece a los halógenos.
c) El elemento que pertenece a los alcalinos.
d) El de mayor masa atómica.
19. Tenemos los iones isoelectrónicos: I^- , Ba^{2+} , La^{3+} , Te^{2-} , Cs^+ . Ordenarlos en orden creciente de radios iónicos.
20. Dado el elemento de $Z=56$ compara:
a) Su energía de ionización con los correspondientes elementos de $Z=20$ y $Z=55$
b) Su carácter oxidante con el del elemento de $Z=53$.
21. Indica que iones serán más estables para los elementos de $Z=16$, $Z=38$ y $Z=53$.
22. Escribir la configuración electrónica de los elementos cuyos n° atómicos son 38, 11, 14, 35 y 54 y contestar a las siguientes cuestiones:
a) ¿A qué grupo y periodo pertenecen? ¿De qué elemento se trata?
b) ¿Cuales son las posibles valencias o estados de oxidación que pueden presentar?
c) ¿Cuales son metales y cuales no?
d) ¿Cual es el elemento más electropositivo y cual el más electronegativo?
23. Indica la configuración electrónica, periodo, grupo y valencias de los elementos correspondientes a $Z=31$ y $Z=50$.
24. Ordena en orden de electronegatividad decreciente los siguientes elementos: Mg, B, C, F, O, N y Na.
25. Escribir la configuración de las siguientes especies químicas: K^+ , Cl^- y Mg^{2+} Ordenarlos según el radio iónico.
26. Para cada caso determinar el n° electrones totales para átomos cuyos n° cuánticos tienen los valores: a) $n=3$ $l=1$ b) $n=3$ $l=1$ $m=-1$.
27. Establecer la configuración electrónica del Fe y determinar el n° electrones que tiene con $m=-1$ y con $m=0$.
28. 20. Indica:
a) N° de protones, neutrones y electrones que hay en un átomo neutro del isótopo 14 del Nitrógeno.
b) ¿En qué se convertiría un átomo si se añadiese un neutrón más a su núcleo?
c) ¿En qué se convertiría un átomo si se añadiese un electrón?
d) ¿Y si añadimos un protón?
29. Un átomo tiene 35 electrones, 35 protones y 45 neutrones. Otro tiene 19 protones y electrones y 20 neutrones.
a) Determinar el número atómico y másico de cada uno.
b) Establecer sus configuraciones electrónicas.
c) Situarlos en la tabla periódica y determinar a qué elementos pertenecen.
d) ¿Cual de los dos es más electronegativo?
e) Indicar los posibles estados de oxidación.
30. Indicar qué tienen en común:
a) Los elementos de un grupo de la tabla periódica.
b) Los elementos de un mismo periodo.
c) Los elementos de transición.
31. Indicar el periodo al que pertenece un elemento:
a) cuyo último nivel sea 3p.
b) cuyo último nivel sea 4d.
c) cuyo último nivel sea 5f.
32. Clasificar en orden creciente de energía de ionización las especies: Li, Li^+ , Na y Mg^+
33. Ordenar de menor a mayor radio las especies: K^+ , Ca^{2+} , Cl^- , S^{2-} y Ar.

34. ¿Por qué el N puede enlazarse sólo con tres átomos mientras el P, que está en su mismo grupo, puede hacerlo hasta con cinco?
35. ¿Por qué los únicos metales de transición que forman compuestos estables con estado de oxidación +1 son el Cu, Ag y Au?
36. El K es un elemento con $Z=19$ y $A=39$. Establecer la constitución del núcleo, la configuración electrónica y las principales propiedades.
37. Indicar para cada uno de los siguientes pares de iones, cual es de mayor radio: $\text{Na}^+/\text{Mg}^{2+}$; $\text{Se}^{2-}/\text{Br}^-$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Zn}^{2+}$ y $\text{O}^{2-}/\text{Cl}^-$
38. Ordenar los siguientes elementos según su energía de ionización: F, Na, Cs, C, Al, Ne.
39. Explicar razonadamente los siguientes hechos experimentales:
 - a) Para el Al la diferencia energética es mucho más acusada entre el tercer y cuarto potencial de ionización que entre el segundo y tercero.
 - b) La primera afinidad electrónica del flúor es superior a la del oxígeno, sin embargo, en la segunda ocurre al contrario.
40. Ordenar por electronegatividad y tamaño los elementos de Z 11, 14, 35 y 42
41. Indica el grupo y el periodo al que pertenecen los elementos de nº atómicos siguientes: 3, 9, 15, 17, 38, 56 y 82.
42. Ordena los siguientes elementos: Na, Al, Si, Mg, P y Cl según:
 - a) Su poder reductor
 - b) Su volumen atómico
 - c) Su carácter metálico
 - d) Su potencial de ionización.
43. En cada una de las siguientes parejas: Li y B ; Na y Cs ; Si y Cl ; C y O ; Sr y Se. Indicar cuales de los dos elementos tendrá:
 - a) Mayor volumen atómico
 - b) Mayor energía de ionización
 - c) Mayor afinidad electrónica
 - d) Mayor carácter metálico
 - e) Mayor electronegatividad
44. Disponemos de cuatro elementos: A, B, C y D ; de números atómicos 3, 9, 10 y 40, de los que:
 - a) A es un metal de transición de nº oxidación +4.
 - b) B es un elemento muy inerte.
 - c) DC es un compuesto iónico.
 - d) C_2 es un gas.
45. Señalar entre la pareja de elementos que se señala, el que tenga:
 - a) Mayor radio atómico: Na o Mg.
 - b) Mayor energía de ionización: Mg o Al.
 - c) Mayor electronegatividad: Si o S.
 - d) Mayor carácter metálico: Na o Al.
46. A lo largo de un periodo:
 - a) Las propiedades de los elementos son semejantes
 - b) El tamaño de los átomos va aumentando progresivamente
 - c) La electronegatividad va aumentando progresivamente.
 - d) El punto de ebullición se mantiene casi constante.