6 47 37 89

Teoría atómica

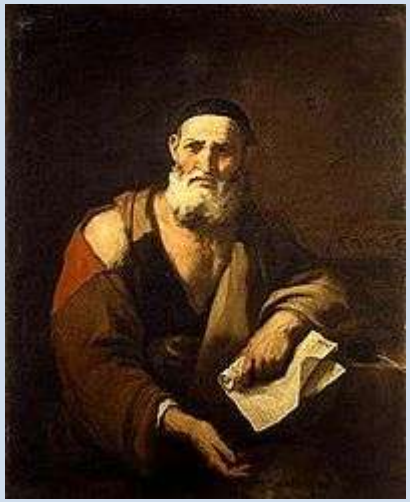
Zona Centro, Salamanca, G

6 47 37 89

Demócrito y Leucipo: Escuela Atomista

Sostenían que el átomo era la partícula común de toda la materia conocida

A-sin Tomo-división.

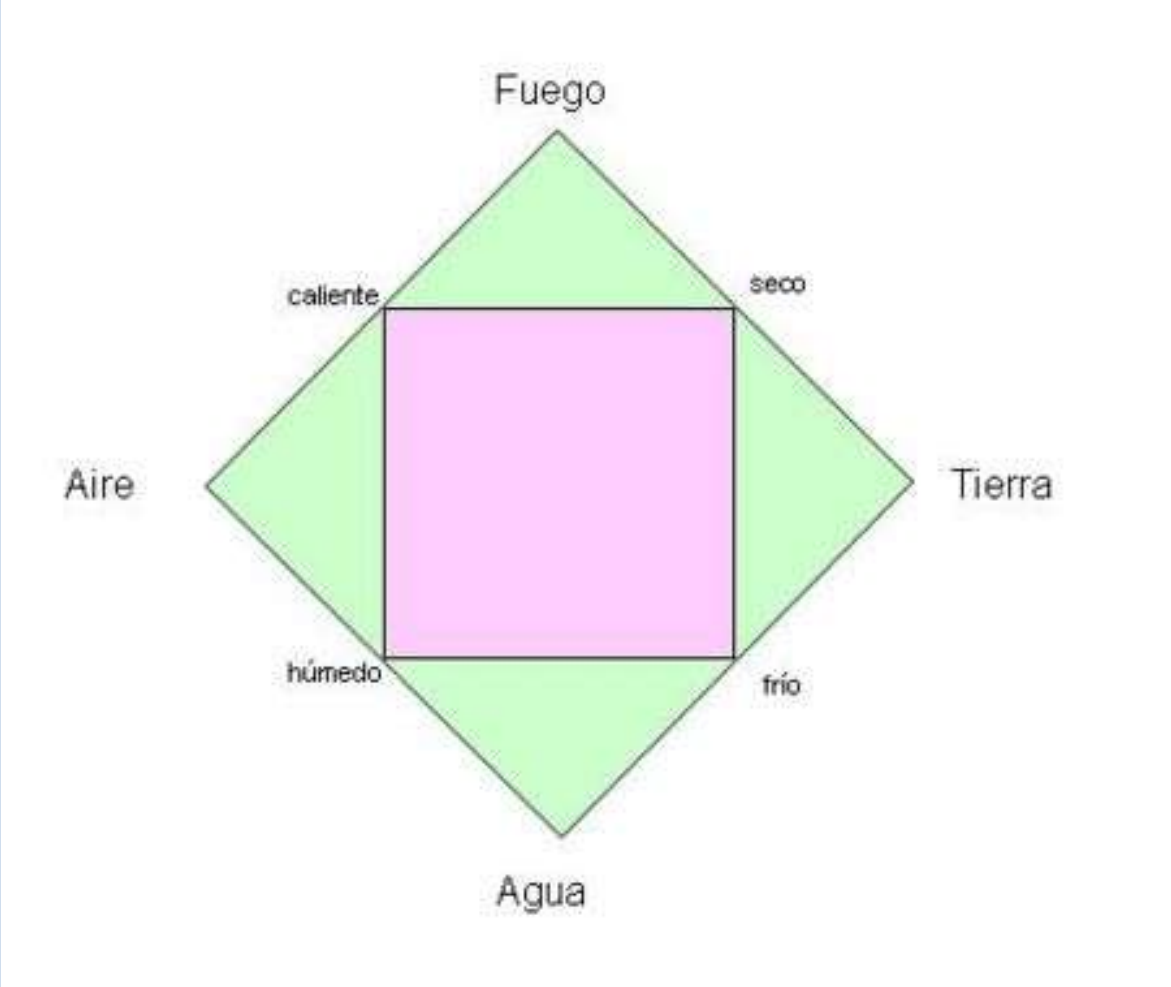


LEUCIPO

DEMOCRITO

ARISTOTELES: LOS 4 ELEMENTOS

Aristóteles sostenía que toda la materia estaba constituida de cuatro elementos: Tierra, fuego, Aire y Agua



TEORÍA QUE DURO POR 2000 AÑOS

DALTON: 1er Modelo Propuesto.

1808

John Dalton postuló:

La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles e indestructibles.

Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias.

Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes.

Los átomos permanecen sin división, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.

Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples.

Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.

Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.

Avogadro: Las Moles

1 Mol= 6.02×10^{23} Partículas

1814

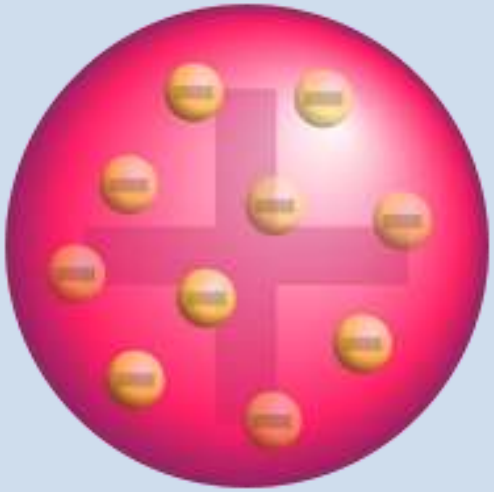
1 Mol ocupa 22.4 lts

$PV=nRT$

La ley de Avogadro dice que:

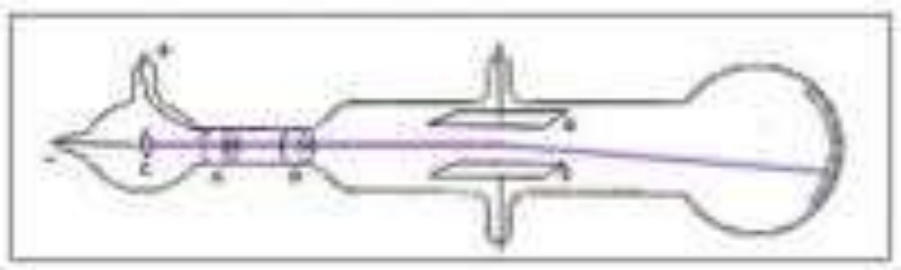
"Volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas"

THOMSON: Los electrones



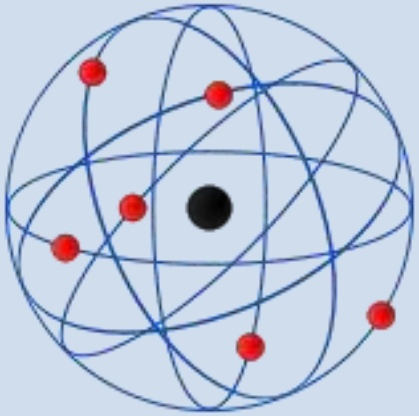
1897

Descubierto el electrón en 1897 por Joseph John Thomson, se determinó que la materia se componía de dos partes, una positiva. (protones) y una negativa (electrones) , los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel. Posteriormente Jean Perrin propuso un modelo modificado a partir del de Thompson donde las "pasas" (electrones) se situaban en la parte exterior del "pastel" (la carga positiva).



El tubo de rayos catódicos de Thomson, en el que observó la desviación de los rayos catódicos por un campo eléctrico.

RUTHERFORD: Las orbitas



1911

Este modelo desarrollado a partir de los resultados obtenidos en lo que hoy se conoce como el experimento de Rutherford en 1911. A diferencia del modelo de Thomson, postula que la parte positiva se concentra en un núcleo, el cual contiene a la masa del átomo, mientras que los electrones se ubican en una corteza orbitando al núcleo en órbitas circulares o elípticas con un espacio vacío entre ellos. A pesar de ser un modelo obsoleto, es la percepción más común del átomo del público no científico.

Rutherford predijo la existencia del neutrón en el año 1920, por esa razón en el modelo anterior (Thomson), no se habla de éste.

Por desgracia, el modelo atómico de Rutherford presentaba varias incongruencias ya que contradecía las leyes del electromagnetismo de James Clerk Maxwell, las cuales estaban muy comprobadas mediante datos experimentales.

BOHR: Asociación de Energía

1913

Trató de incorporar los fenómenos de absorción y emisión de los gases, así como la nueva teoría de la cuantización de la energía desarrollada por Max Planck y el fenómeno del efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.

"El átomo es un pequeño sistema solar con un núcleo en el centro y electrones moviéndose alrededor del núcleo en órbitas bien definidas." Las órbitas están cuantizadas (los e- pueden estar solo en ciertas órbitas)

Cada órbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía.

Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en órbitas estables.

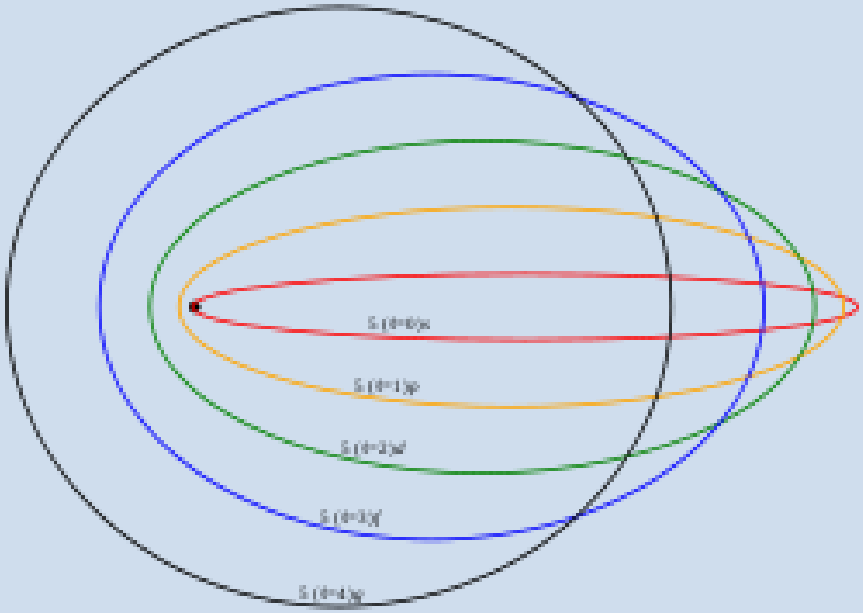
Los electrones pueden saltar de una a otra órbita. Si lo hace desde una de menor energía a una de mayor energía absorbe un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada órbita. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).

El mayor éxito de Bohr fue dar la explicación al espectro de emisión del hidrógeno. Pero solo la luz de este elemento. Proporciona una base para el carácter cuántico de la luz, el fotón es emitido cuando un electrón cae de una órbita a otra, siendo un pulso de energía radiada.

Bohr no puede explicar la existencia de órbitas estables y la condición de cuantización.

Bohr encontró que el momento angular del electrón es $h/2\pi$ por un método que no puede justificar.

Sommerfeld



Introdujo dos modificaciones básicas: Órbitas casi-elípticas para los electrones y velocidades relativistas. En el modelo de Bohr los electrones sólo giraban en órbitas circulares. La excentricidad de la órbita dio lugar a un nuevo número cuántico: el número cuántico acimutal, que determina la forma de los orbitales, se lo representa con la letra *l* y toma valores que van desde 0 hasta *n-1*. Las órbitas con:

l = 0 se denominarían posteriormente orbitales *s* o *Sharp*

l = 1 se denominarían *p* o *principal*.

l = 2 se denominarían *d* o *diffuse*.

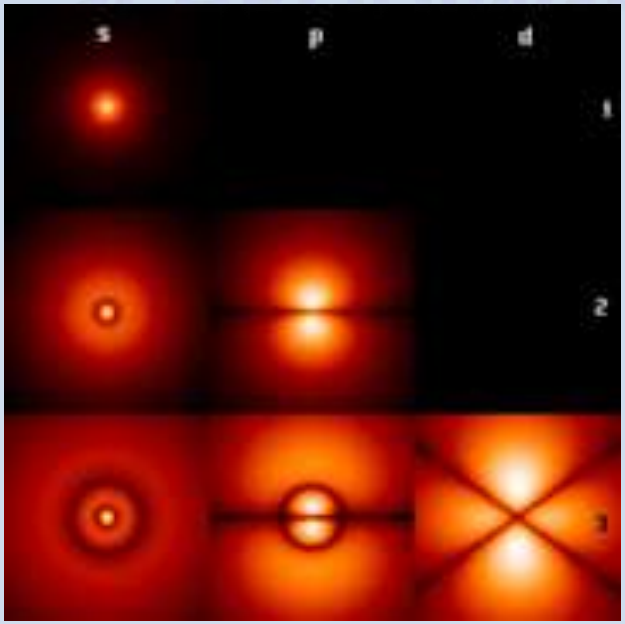
l = 3 se denominarían *f* o *fundamental*.

CHADWICK: El núcleo.

1932

En 1928, Walther Bothe observó que el berilio emitía una radiación eléctricamente neutra cuando se le bombardeaba con partículas alfa.
En 1932, James Chadwick expuso diversos elementos a esta radiación y dedujo que ésta estaba compuesta por partículas eléctricamente neutras con una masa similar la de un protón. Chadwick llamó a estas partículas "neutrones".

SCHRODINGER: LA FUNCIÓN DE ONDA



Después de que Louis-Victor de Broglie propuso la naturaleza ondulatoria de la materia en 1924, la cual fue generalizada por Erwin Schrödinger en 1926, se actualizó nuevamente el modelo del átomo.

En el modelo de Schrödinger se abandona la concepción de los electrones como esferas diminutas con carga que giran en torno al núcleo, que es una extrapolación de la experiencia a nivel macroscópico hacia las diminutas dimensiones del átomo. En vez de esto, Schrödinger describe a los electrones por medio de una función de onda, el cuadrado de la cual representa la *probabilidad de presencia* en una región delimitada del espacio. Esta zona de probabilidad se conoce como orbital.

Ecuación de onda

$$\hat{\mathbf{H}}\,|\Psi(t)\rangle = i\hbar\frac{d}{dt}\,|\Psi(t)\rangle = \frac{\hat{\vec{\mathbf{p}}}^{\,2}}{2m}\,|\Psi(t)\rangle + V(\hat{\vec{\mathbf{r}}},t)\,|\Psi(t)\rangle$$

PAULI: “ Dos electrones no pueden tener al mismo tiempo los mismos números cuánticos”.

I) El **número cuántico principal** (*n* = 1, 2, 3, 4 ...), indica el nivel de energía en el que se halla el electrón. Esto determina el tamaño del orbital. Toma valores enteros. Se relaciona con la distancia promedio del electrón al núcleo del orbital.

II) El **número cuántico del momento angular** o azimutal (*l* = 0,1,2,3,4,5,...,n-1), indica la forma de los orbitales y el subnivel de energía en el que se encuentra el electrón.

Si:

l = 0: Subórbita "s" ("forma circular") →**s** proviene de **s**harp (***n****itido*) (*)

l = 1: Subórbita "p" ("forma semicircular achatada") →**p** proviene de **p**rincipal (*)

l = 2: Subórbita "d" ("forma lobular, con anillo nodal") →**d** proviene de **d**ifuse (*difuso*) (*)

l = 3: Subórbita "f" ("lobulares con nodos radiales") →**f** proviene de **f**undamental (*)

l = 4: Subórbita "g" (*)

l = 5: Subórbita "h" (*)

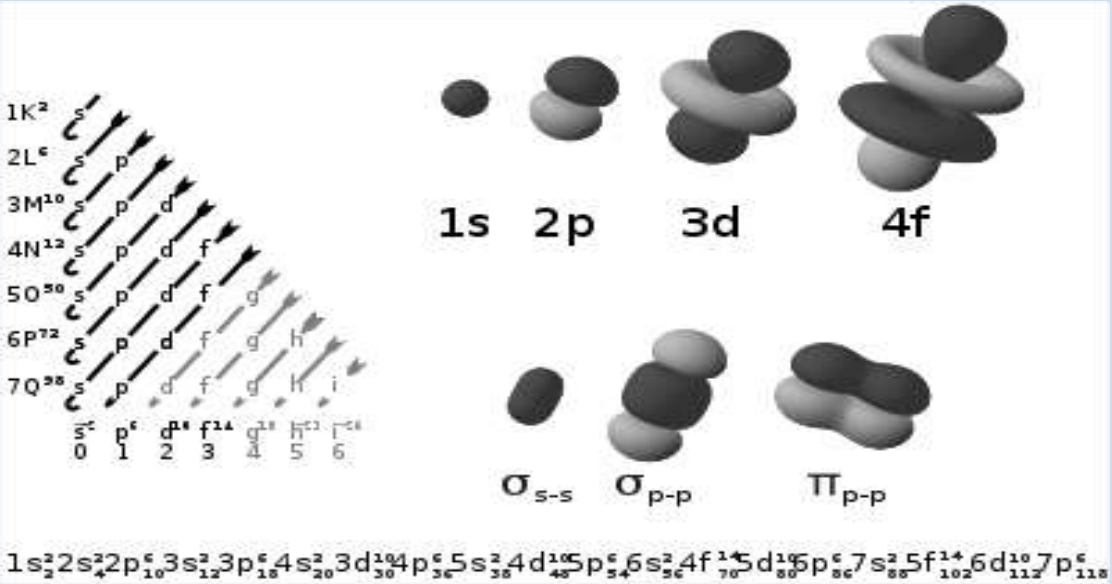
(*) Para obtener mayor información sobre los orbitales vea el artículo Orbital.

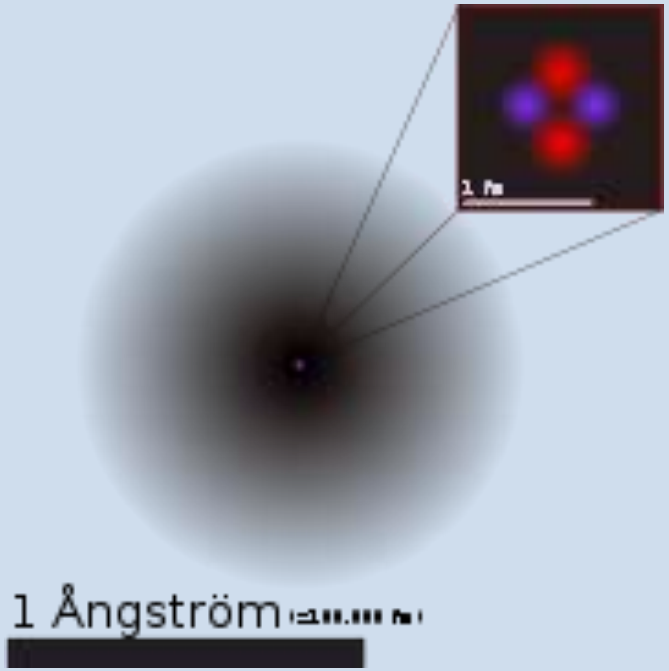
III) El **número cuántico magnético** (*m*), Indica la orientación espacial del subnivel de energía, "(m = -l,...,0,...,l)". Para cada valor de *l* hay 2*l*+1 valores de *m*.

IV) El **número cuántico de spin** (*s*), indica el sentido de giro del campo magnético que produce el electrón al girar sobre su eje. Toma valores 1/2 y -1/2.

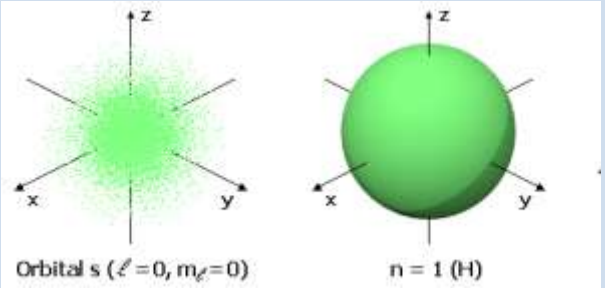
Configuración electrónica.

	s	p	d	f
n = 1	1s			
n = 2	2s	2p		
n = 3	3s	3p	3d	
n = 4	4s	4p	4d	4f
n = 5	5s	5p	5d	5f
n = 6	6s	6p	6d	
n = 7	7s	7p		

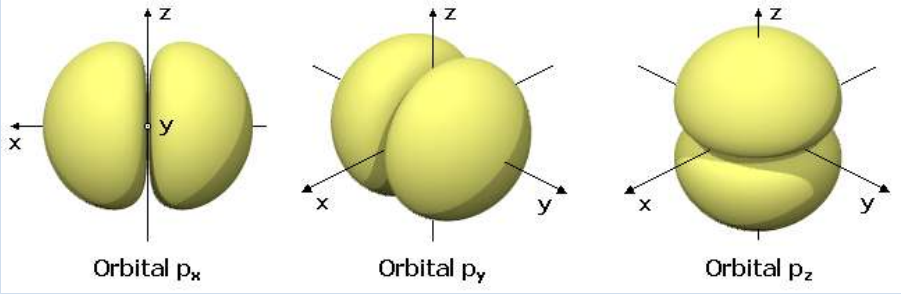




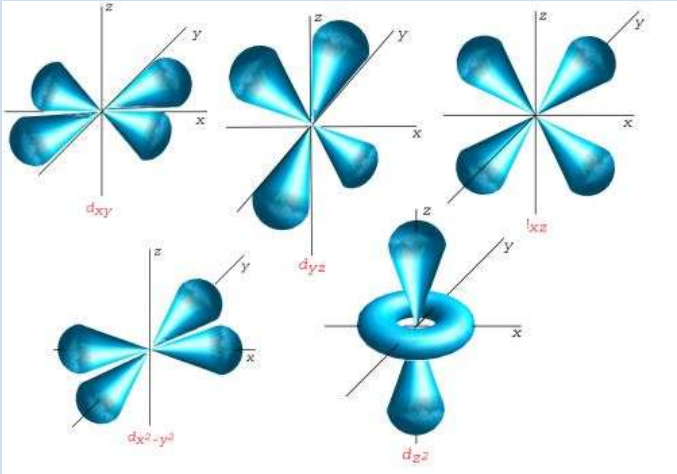
ORBITALES O REEMPE: Su forma



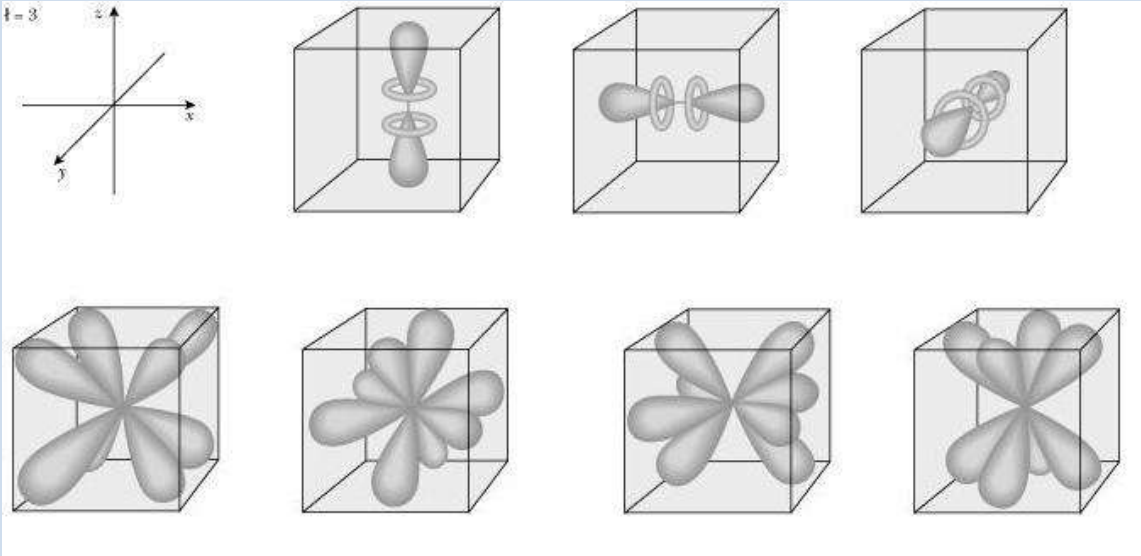
Suborbital “S”



Suborbital “P”



Suborbital “d”



Suborbital “f”

REGLA DE LEWIS: EL OCTETO.

La **regla del octeto**, enunciada en 1917 por Gilbert Newton Lewis, dice que la tendencia de los átomos de los elementos del sistema periódico es completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones tal que adquiere una configuración semejante a la de un gas noble, ubicados al extremo derecho de la tabla periódica y son inertes, es decir que es muy difícil que reaccionen con algún otro elemento pese a que son elementos electroquímicamente estables, ya que cumplen con la estructura de Lewis. Esta regla es aplicable para la creación de enlaces entre los átomos.

GRACIAS POR SU ATENCION

6 47 37 89