



PERIFERIA ATÓMICA

A lo largo de la historia fueron surgiendo muchos modelos atómicos, cada uno aportó información valiosa para llegar a construir el modelo actual.

El núcleo está rodeado por electrones que son los que portan la carga negativa. Las propiedades químicas de los átomos dependen de la distribución de los electrones alrededor del núcleo y por lo tanto el conocimiento de la estructura electrónica de un átomo nos permite predecir su comportamiento químico.

Los átomos solo pueden tener energías cuantizadas, es decir, sus **electrones solo se pueden situar en ciertos niveles de energía**.

Los electrones se comportan como ondas o partículas, dispuestos en orbitales que son las zonas del espacio, alrededor del núcleo, donde hay mayor probabilidad de encontrar al electrón en un instante dado.

Cuando un electrón pasa de un nivel de energía alto a otro bajo la energía se desprende en forma de luz.

ORBITALES ATÓMICOS

Un orbital es una condición del electrón que determina las características de la zona del espacio en la que será más probable localizarlo.

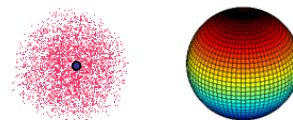
Cada orbital describe una distribución específica de la densidad electrónica en el espacio, es decir, tiene una forma característica y energía propia.

Los orbitales corresponden a diferentes niveles y subniveles de energía.

- Existen los orbitales: s, p, d y f.
- Cada orbital posee una forma diferente.

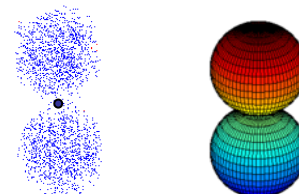
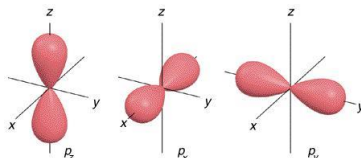
Orbital tipo s

- Si el electrón tiene un orbital tipo s, será muy probable que se encuentre en una región esférica en torno al núcleo.
- Dado que la región es esférica, no presenta una orientación espacial específica.
- Cualquier electrón podría tener un estado orbital tipo s, sin importar su nivel energético (n).
- Admite **dos electrones** como máximo.



Orbital tipo p

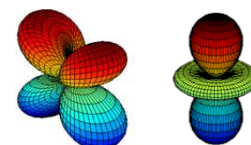
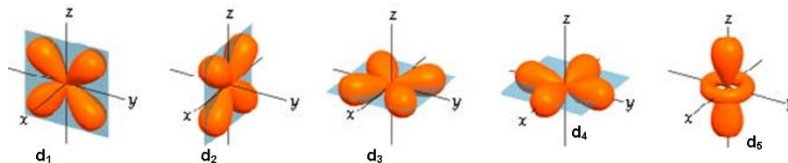
- Si el electrón presenta un orbital tipo p, será muy probable que se encuentre en una zona comprendida por dos "lóbulos" opuestos, en cuyo centro estaría el núcleo atómico.
- Dado que la región es bilobulada, la misma podría presentar orientaciones espaciales diferentes:



- El tipo de orbital p comprende tres orientaciones espaciales: **p_x , p_y y p_z** .
- Sólo los electrones con $n=2$ o superior podrían tener un estado orbital tipo p.
- Cada orbital p admite dos electrones como máximo y **en total son seis e-** (2 electrones en p_x , 2 en p_y y 2 en p_z)

Orbital tipo d

- Si el electrón presenta un orbital tipo d, será muy probable que se encuentre en una zona con una forma tetralobulada, o bilobulada rodeada por un anillo:
- El tipo de orbital d comprende **cinco** orientaciones espaciales diferentes: d_1 , d_2 , d_3 , d_4 y d_5 :

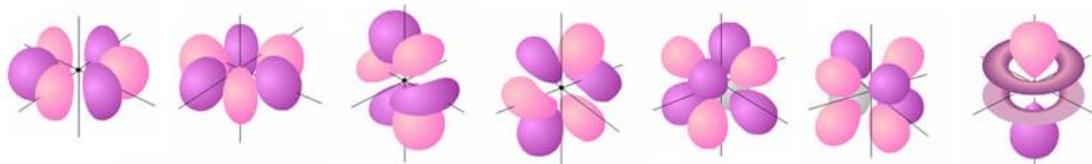
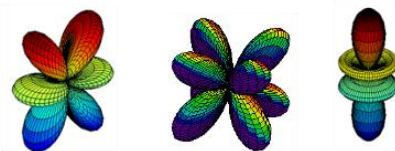


- Sólo los electrones con $n=3$ o superior podrían tener un estado orbital tipo d.
- Cada orbital admite dos electrones como máximo y **en total son diez e-**.



Orbital tipo f

- Si el electrón presenta un orbital tipo f será muy probable que se encuentre en una zona con una forma multilobulada.
- El tipo de orbital f comprende **siete** orientaciones espaciales: $f_1, f_2, f_3, f_4, f_5, f_6$ y f_7
- Sólo los electrones con $n=4$ o superior podrían tener un estado orbital tipo f.
- Cada orbital admite dos electrones como máximo y **en total son catorce e-**.



ACTIVIDAD 1: Responde

- Si un electrón presenta orbital f: ¿Qué podrías deducir sobre su nivel energético?
- Si un electrón tiene $n=2$: ¿Cuáles tipos de orbital no podría tener?
- ¿Un electrón podría tener un orbital P_y y nivel energético $n=1$?
- Para el orbital s: indica cuántas orientaciones espaciales es posible diferenciar. Justifica tu respuesta.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Las características de los orbitales dependen de tres números que son solución de una ecuación matemática llamada ecuación de onda de Schrodinger, éstos son los **números cuánticos (n, l, m)**.

Un cuarto número cuántico (**s**), indica el sentido de giro del electrón.

Número cuántico principal (n)

Designa al nivel de energía principal, también se relaciona con la distancia promedio del electrón al núcleo. A mayor valor de n, mayor es la distancia promedio de un electrón en el orbital y en consecuencia menos estable es el orbital. Toma valores enteros a partir de 1.

Número cuántico azimutal o del momento angular (l)

Indica el tipo de orbital. Los números cuánticos n y l están relacionados; l puede tomar cualquier valor entero a partir de 0 hasta $n-1$.

L	0	1	2	3
LETRA	s	p	d	f

Número cuántico magnético (m); orbitales

Determina la dirección en el espacio de la nube electrónica que rodea el núcleo. Puede tomar cualquier valor entero entre -l y +l incluyendo el 0.

Spin del electrón (s)





Un electrón tiene las propiedades magnéticas correspondientes a una partícula cargada girando sobre su eje, en sentido horario o antihorario. Puede tener 2 valores posibles, $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

ACTIVIDAD 2: Completamos la tabla

n	l	m	Tipo de orbital	Designación del orbital	Máximo de e- por orbital	Máximo de e- por nivel
1						
2						
3						
4						



RESUMIENDO: Cuando caracterizamos a un electrón, establecemos cuatro parámetros (o números cuánticos):

-  Nivel de energía (n)
-  Tipo de orbital (l)
-  Orientación del orbital (m)
-  Spin (s)

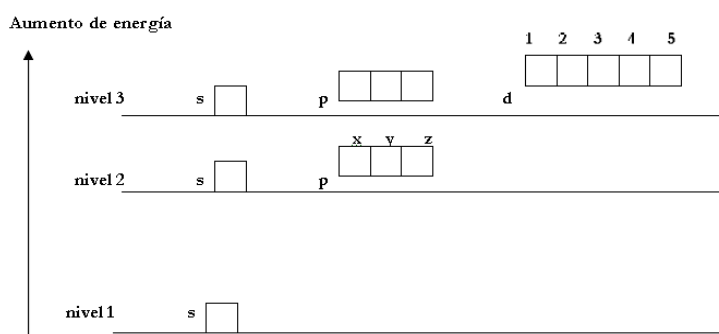
En 1925, Pauli descubrió el principio que gobierna el arreglo de los electrones en los átomos con muchos electrones, actualmente conocido como **Principio de exclusión de Pauli**.

Llegó a la conclusión de que no más de dos electrones pueden encontrarse en la misma región de máxima probabilidad.



Un orbital puede contener un máximo de 2 electrones y que ellos deben tener spines opuestos. En síntesis:

En un átomo, no puede haber dos electrones con el mismo conjunto de los 4 números cuánticos.

DIAGRAMA ORBITAL



Para indicar el spin representamos los electrones con flechas:

-  electrón con **spin horario**: ↑
-  electrón con **spin antihorario**: ↓

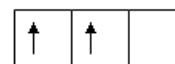
REGLAS PARA EL LLENADO DE DIAGRAMAS DE ORBITALES.

1ª Regla: los electrones tienden a adquirir los estados de menor energía posible.

2ª Regla: en un mismo orbital podrá haber un máximo de dos electrones pero deberán tener spin opuesto (“apareados”),



3ª Regla: Para aquellos electrones que tengan tipo de orbital p, d o f: los electrones se ubicarán en principio con espines paralelos en regiones con distinta orientación espacial (“desapareados”). Una vez que haya un electrón en cada región, se podrá ubicar a los restantes en forma apareada.



ACTIVIDAD 3: Atiende las consignas a continuación:

1. Representa los distribución de los electrones en el diagrama orbital, para los elementos:
 - a) Carbono; b) Nitrógeno; c) Oxígeno; d) Flúor, e) Neón.
2. Busca en la tabla periódica la “configuración electrónica” del elemento Flúor. Compárala con el diagrama correspondiente al Flúor que realizaste en la actividad anterior y responde: ¿Qué representan los números, letras, y superíndices que forman la “configuración electrónica”?

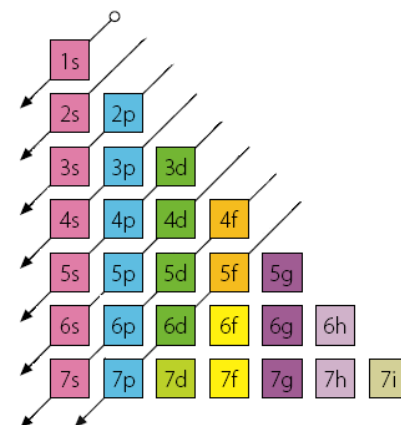


CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Representa la forma en la que se distribuyen los electrones entre los orbitales de un átomo. La configuración electrónica más estable o basal es aquella en la que los electrones están en los estados de energía más bajos posibles.

En ella se muestra el número de electrones, indicado por un superíndice, para cada nivel.

Para escribir la configuración electrónica de los átomos de un elemento, podemos guiarnos por la conocida "regla de la lluvia"

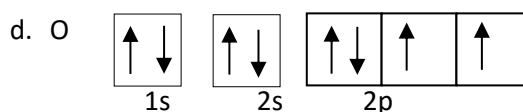
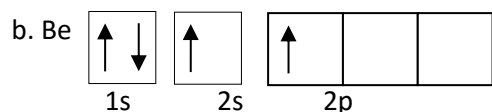
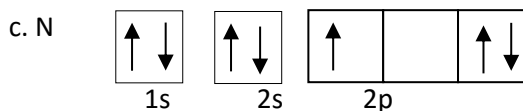
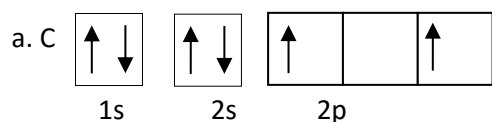


Ejemplos:

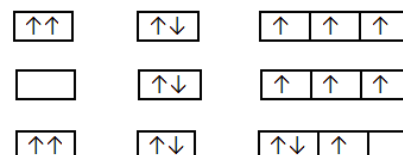
H (átomo de Hidrógeno)	$1s^1$
He (átomo de Helio)	$1s^2$
Li (átomo de Litio)	$1s^2 2s^1$
Li^+ (catión Litio)	$1s^2$

ACTIVIDADES

1. Determina si cada una de las siguientes configuraciones electrónicas representa el estado fundamental o excitado del átomo dado:



2. Para los diagramas de orbitales que se presentan a continuación establece en cada uno qué reglas no se están cumpliendo y reconstruye los mismos adecuadamente.

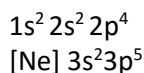


3. Indica el número total de:

- electrones "p" en el Nitrógeno
- electrones "s" en el Silicio
- electrones "3d" en el Azufre

4. Realiza la configuración electrónica y dibuja el diagrama de orbitales en cada caso para los siguientes átomos: F, Ne, Na, Al, P, S y Ar

5. Identifica los elementos con las siguientes configuraciones electrónicas:



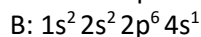
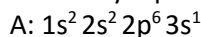
6. Indica los valores de los 4 números cuánticos para el electrón diferenciante de los átomos: Hidrógeno, Carbono, Magnesio, Cloro.

7. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ no puede corresponder a:

- Ar
- Ca^{2+}
- Cl^-
- S^{2+}

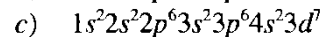
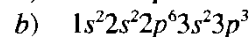
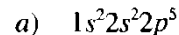


8. Dos átomos A y B presentan las siguientes configuraciones electrónicas:



- ¿Se trata de átomos del mismo o de diferente elemento? Fundamenta.
- ¿Se requiere absorber o emitir energía para pasar de A a B?
- ¿Cuál corresponde al estado fundamental y cuál al estado excitado? ¿Por qué?

9. Dibuja los diagramas de orbitales de los átomos que tienen las siguientes configuraciones electrónicas e identifica a los elementos representados.



10. Para un determinado elemento los números cuánticos de su electrón diferenciante son: $n=3$; $l=1$; $m=0$; $s=+\frac{1}{2}$. Escribe su configuración electrónica.

11. Realiza la configuración electrónica y dibuja el diagrama de orbitales del nivel de valencia para los siguientes átomos: Ca, As, Br

12. Plantea la configuración electrónica de los siguientes iones: Na^+ , Cl^- , S^{2-} , Al^{3+}

13. Escribe la configuración electrónica de un elemento con los siguientes números cuánticos para su electrón diferenciante: $n=2$ $l=1$ $m=0$ $s=-\frac{1}{2}$

MATERIAL CONSULTADO:

- 📖 Brown-Le May- Bursten . Química. La Ciencia Central..Ed. Prentice Hall. Quinta edición.
- 📖 Atkins y Jones. Principios de Química. Ed.Panamericana. Quinta edición
- 📖 Fichas de trabajo Prof. Natalia Aschero.
- 📖 Fichas de trabajo Prof. Carina Banchemo.
- 📖 Fichas de trabajo Prof. Fernando Cabrera.
- 📖 Fichas de trabajo Profs. Nelly Ferré, Mariela Musetti, Marisa Rodríguez y Stela Rosso-