

ESCUELA: C.E.N.S ZONDA

CLAVE UNICA DE ESTABLECIMIENTO (CUE): 700081000

DOCENTE: PROF. JOSÉ LUIS PÉREZ

CURSO: 3º CICLO

NIVEL: SECUNDARIO DE ADULTOS

TURNO: NOCHE

AREA CURRICULAR: QUÍMICA

TÍTULO DE LA PROPUESTA:

MODELO ATÓMICO MODERNO, CONTINUACIÓN.

CONTENIDOS: ORBITALES. REGLA DE HUND. Y CONTENIDOS PREVIOS

Guía de Actividades N° 4:

MODELO ATÓMICO MODERNO

Continuando con este modelo, es necesario conocer como es que se distribuyen los electrones en los distintos niveles de energía.

NIVELES DE ENERGÍA

En un átomo, los electrones están girando alrededor del núcleo formando capas. En cada una de ellas, la energía que posee el electrón es distinta. En efecto; en las capas muy próximas al núcleo, la fuerza de atracción entre éste y los electrones es muy fuerte, por lo que estarán fuertemente ligados.

Ocurre lo contrario en las capas alejadas, en las que los electrones se encuentran débilmente ligados, por lo que resultará más fácil realizar intercambios electrónicos en las últimas capas.

El hecho, que los electrones de un átomo tengan diferentes niveles de energía, nos lleva a clasificarlos por el nivel energético en el que se encuentra cada uno de ellos:

1. Existen 7 niveles de energía o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo.

2. A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos subniveles, que pueden ser de cuatro tipos: s, p, d, f.

3. En cada subnivel hay un número determinado de orbitales que pueden contener, como máximo, 2 electrones cada uno. Así, hay 1 orbital tipo s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 del tipo f. De esta forma el número máximo de electrones que admite cada subnivel es: 2 en el s; 6 en el p (2 electrones x 3 orbitales); 10 en el d (2 x 5); 14 en el f (2 x 7).

La distribución de orbitales y número de electrones posibles en los 4 primeros niveles se resume en la siguiente tabla:

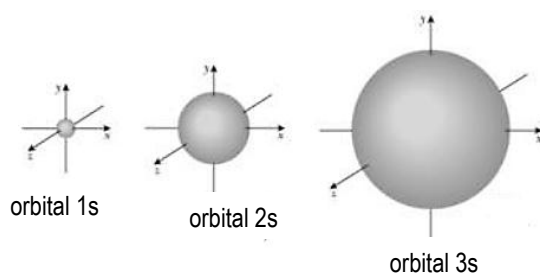
Nivel de energía	1	2	3	4
Subniveles	s	s p	s p d	s p d f
Número de orbitales de cada tipo	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
Denominación de los orbitales	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
Número máximo de electrones en cada uno de los orbitales	2	2 - 6	2 - 6 - 10	2- 6- 10- 14
Número máximo de electrones por nivel	2	8	18	32

ORBITALES

Podemos decir que un orbital atómico es una zona del espacio donde existe una alta probabilidad (superior al 90%) de encontrar al electrón. Esto supone considerar al electrón como una nube difusa de carga alrededor del núcleo con mayor densidad en las zonas donde la probabilidad de que se encuentre dicho electrón es mayor.

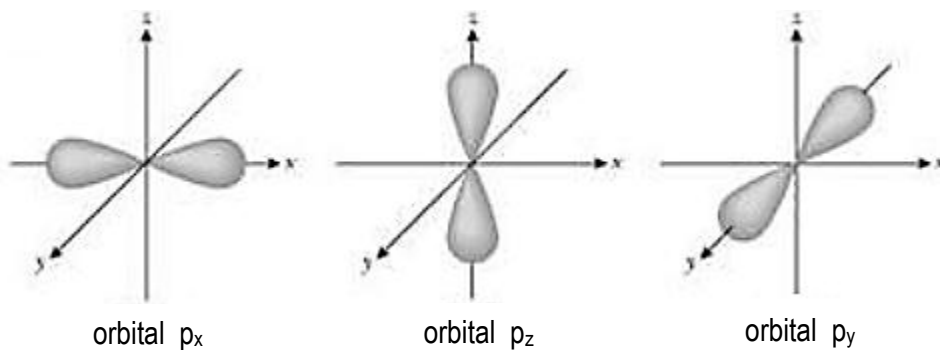
De una manera muy simplificada podemos decir que cada orbital (o subnivel) tiene una forma en el espacio. Así:

Orbital s: es siempre una esfera. Con un tamaño pequeño en el orbital 1s y que va aumentando de tamaño al crecer el nivel. Por ejemplo la esfera del orbital 4s es de mayor tamaño que la del orbital 3s. Todos los orbitales “s” van envolviendo al núcleo.



Solo hay un único orbital “s” por nivel de energía, esto implica como máximo 2 electrones “s” por nivel energético.

Orbitales p: Son siempre bilobulados es decir como dos globos unidos por el pico aunque algo más alargados.



Como puede verse se ubican en 3 ejes mutuamente perpendiculares x, y, z.

Los orbitales “p” son siempre 3 por nivel y como cada orbital admite como máximo 2 electrones, hay entonces siempre como máximo 6 electrones “p” por nivel de energía.

Orbitales d: Tienen formas más complejas por ello obviaremos esta descripción.

Los orbitales “d” son siempre 5 por nivel y como cada orbital admite como máximo 2 electrones, hay entonces siempre como máximo 10 electrones “d” por nivel de energía.

Orbitales f: Sus formas son aún más complicadas de describir.

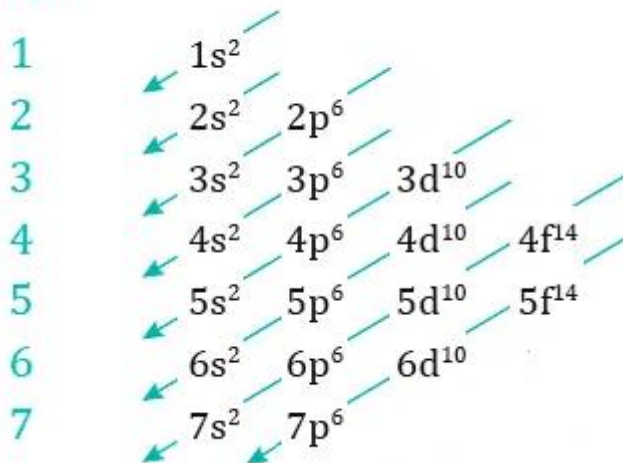
Los orbitales “f” son siempre 7 por nivel y como cada orbital admite como máximo 2 electrones, hay entonces siempre como máximo 14 electrones “f” por nivel de energía.

Esto da por resultado que:

- En el primer nivel de energía haya solo un orbital “s”
- En el segundo nivel de energía haya un orbital “s” y tres orbitales “p”.
- En el tercer nivel de energía haya un orbital “s”, tres orbitales “p” y 5 orbitales “d”.
- En el cuarto nivel de energía haya un orbital “s”, tres orbitales “p” y 5 orbitales “d” y 7 orbitales “f”.

La manera práctica de distribuir los electrones en un caso concreto es usando la llamada “Regla de Hund” o más comúnmente conocida como “Regla de las diagonales”.

Niveles



¿Cómo se usa?

- Debo tener en cuenta la cantidad de electrones del átomo en cuestión (la obtiene del número atómico Z)
- Para hacer la distribución de los electrones o la “configuración electrónica” voy siguiendo las flechas y copiando en el orden en que van apareciendo los números y las letras tal como aparecen.
- La cantidad máxima de electrones por subnivel aparece como supraíndice.
- Voy sumando las cantidades de electrones (es decir los numeritos chiquitos arriba de cada letra) y debo alcanzar el valor que me dió el Z . Si resulta que la suma se pasa, ajusto el “ÚLTIMO” supraíndice al valor necesario para llegar al Z .

Ejemplo práctico:

1. Realice la configuración o distribución electrónica para el átomo de hierro ${}_{26}\text{Fe}^{56}$ (hierro).

$Z = 26 e^-$ con este dato hacemos la distribución electrónica

- La primera flecha hace que escriba $1s^2$, luego leo y escribo a continuación lo que me indica la segunda flecha $1s^2 2s^2$, continuando con la tercera flecha escribo $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, hasta aca la suma de los supraíndices me dá $2+2+6+2=12$.
- Como aún no he llegado a $26 e^-$ continuo con la cuarta flecha escribiendo $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ hasta ahora la suma de electrones es $2+2+6+2+6+2=20$.
- Sigue siendo menor que $26 e^-$, por ello continuo con la flecha siguiente y escribo solo el primer conjunto de números y letras $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ y al sumar compruebo que me pasé ($2+2+6+2+6+2+10=30$), por ello en ves de escribir $3d^{10}$ escribo $3d^6$ que son los electrones que necesito para llegar a $26 e^-$.

La DE es entonces la siguiente $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

ACTIVIDADES DE APLICACIÓN

1. Ya calculó las cantidades de, electrones, protones y neutrones para los siguientes átomos en la guía anterior. Ahora se le pide que complete esta actividad realizando las distribuciones electronicas de los mismos átomos.

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------------------|
| a. ${}_{1}\text{H}^1$ (hidrógeno) | f. ${}_{6}\text{C}^{12}$ (carbono) |
| b. ${}_{2}\text{He}^4$ (helio) | g. ${}_{7}\text{N}^{14}$ (nitrógeno) |
| c. ${}_{3}\text{Li}^7$ (litio) | h. ${}_{8}\text{O}^{16}$ (oxígeno) |
| d. ${}_{4}\text{Be}^9$ (berilio) | i. ${}_{9}\text{F}^{19}$ (flúor) |
| e. ${}_{5}\text{B}^{11}$ (boro) | j. ${}_{10}\text{Ar}^{20}$ (argón) |

Nota: En los casos a y b solo usará la primera flecha de la “Regla de las diagonales”.

En los casos c y d la usará la primera y segunda.

En los restantes además de las anteriores solo llegara a usar el primer grupo de letras y números de la 3° flecha.

Director: Profesor Alejandro Godoy

Profesor: José Luis Pérez joselperezing@yahoo.com.ar