

II.- Coloca una F o una Q, si el fenómeno presentado es un cambio físico o químico respectivamente:

1. () La explosión de dinamita.
2. () El doblado de una varilla de acero.
3. () La fotosíntesis de las plantas.
4. () La actividad de una pila eléctrica.
5. () La formación del arco iris.
6. () La elevación de un cohete.
7. () La calda de la hoja de un árbol.
8. () La elaboración de queso.

III. Escribe el cambio de estado de agregación que se presenta en cada caso:

- 1.- Elaboración de hielo: _____
- 2.- Fundición de mantequilla: _____
- 3.- Ebullición de alcohol en un destilador: _____
- 4.- Formación de rocío al amanecer: _____
- 5.- Uso de una pastilla desodorante en el baño: _____

UNIDAD II. ESTRUCTURA ATOMICA

MODELO DE DEMOCRITO. Alrededor del año 400 a.C. los filósofos griegos Leucipo y Demócrito fueron los primeros en introducir la palabra **ÁTOMO**, que se refería a una porción indivisible de materia. La idea antigua con respecto al átomo es:

- Todas las cosas están compuestas por átomos sólidos
- Existen "espacios" entre los átomos
- No son visibles
- Son indivisibles
- Difieren uno de otro por su forma, tamaño y distribución geométrica

MODELO ATOMICO DE DALTON. John Dalton científico inglés decía que la materia está compuesta por partículas sólidas e indivisibles entre si y que eran diferentes de un elemento a otro. Considero también que los átomos podían unirse para formar nuevas sustancias, y que lo hacían en porciones definidas de números enteros. Dalton introduce los términos y diferencias entre elementos y compuestos. Su modelo se basa en una esfera sólida, pequeña, invisible y de forma fija.

MODELO ATOMICO DE THOMPSON. Joseph John Thompson, trabajo con tubos al vacío, observando los rayos que se producían dentro de estos, eran afectados por causas magnéticas, esas partículas presentaban carga eléctrica negativa y que además si se desviaban, por efecto de un campo magnético, está determinada por la masa y la magnitud de la carga a la que llamo

"ÉLECTRON". Thompson propuso un modelo atómico semejante a un "budín con pasas", dijo que el átomo era una esfera de electricidad positiva en la que se encontraban incrustados los electrones.

MODELO ATÓMICO DE RUTHER FORD. Ernest Rutherford, científico Neozelandés, trabajo bajo la dirección de Thompson, en 1898 descubre la partículas alfa y beta, demostrando que los primero eran "iones de helio" emitidos por algunos elementos radiactivos mediante su descomposición.

Rutherford propuso un modelo atómico como resultado de sus experimentos de bombardear laminas de oro y platino con partículas alfa; lo describe como un sistema solar en miniatura; descubre el núcleo del átomo donde se encuentra la mayor parte de su masa, así como la carga positiva proveniente de partículas llamadas "protones", los electrones negativos giraban alrededor de dicho núcleo describiendo diferentes trayectorias. Los átomos son neutros dado que existen el mismo número de protones que de electrones negativos.

MODELO ATOMICO BOHR. Niels Bohr físico Danés perfecciono el modelo de Rutherford, establece en su teoría que los electrones negativos se encuentran girando alrededor del núcleo atómico con una cantidad energética mínima y constante (estado basal) pero que al proporcionar una energía externa al electrón negativo este variara dicha cantidad energética. Con este modelo, Bohr el estado basal y excitado del electrón e identifica los niveles de energía del .átomo, mediante el numero cuántico principal o fundamental (n)

TEORIA DE LA MECANICA ONDULATORIA. Esta teoría se deriva de tres conceptos fundamentales:

- 1.-Concepto de estados estacionarios de energía del electrón. Propuesto por Bohr, normalmente los electrones se encuentran en el nivel de mínima energía (estado basal) pero pueden absorber energía pasando de un nivel superior (estado excitado) y al regresar el electrón a su nivel original emite la energía absorbida en forma de radiación
- 2.- Naturaleza dual de la masa sugerida por Luis de Broglie. La luz puede tener propiedades ondulatorias, además propiedades de partículas
- 3.-Principio de incertidumbre de Heisenberg. "es imposible conocer con exactitud, los dos factores importantes que rigen el comportamiento del electrón, su posición y su velocidad".

CARACTERISTICAS PRINCIPALES DEL ATOMO

ATOMO.-constituye la parte más pequeña y sin carga eléctrica de un elemento que puede participar en una reacción química y esta constituido de varias partículas subatómicas en una organización espacio y tiempo

PARTICULAS SUBATOMICAS

PROTON.- Partícula con carga positiva cuya cantidad presente en cada átomo es igual a la de electrones, se localizan en el núcleo del átomo, su carga eléctrica en coulombios es de $+1.6 \times 10^{-19}$ y su masa en gramos 1.673×10^{-24} g.

ELECTRON.- son partículas con carga eléctrica negativa, se encuentran localizadas fuera del núcleo y son los responsables de formar un enlace químico, ya que de estos depende que un átomo alcance una mayor estabilidad al ceder, recibir o compartir los electrones más externos, su carga eléctrica en columbinas es de 1.6×10^{-19} y su masa en gramos es de 9.11×10^{-28} (e⁻)

NEUTRON.- la masa de esta partícula es igual a la del protón, pero sin carga eléctrica por lo que no es influenciada por los campos eléctricos magnéticos. Se ubican en el núcleo atómico, en donde es estable, pero cuando se proyecta fuera del núcleo se convierte en un protón, al emitir un electrón y un antineutrino (no).

NÚMERO ATOMICO. El numero atómico (Z) es el numero de protones en el núcleo de cada átomo de un elemento y que únicamente es igual a la de los electrones

NÚMERO DE MASA.-(A) es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo del átomo de un elemento. Con fines didácticos se puede calcular el número de neutrones presentes en un átomo conociendo la masa atómica, al aproximar al entero inmediato este valor registrado en la tabla periódica para cada elemento.

$$\text{Número de neutrones} = \text{Número de masa} - \text{Número atómico} = A - Z$$

MASA ATOMICA.-masa promedio ponderado que pesa un átomo, considerado los isótopos naturales que ha de él, se maneja en la tabla periódica, con números decimales.

ISOTOPOS.-Se considera a los átomos de un mismo elemento que tienen igual número de electrones y protones pero diferente número de neutrones

EJEMPLO DE ISOTOPOS DEL HIDROGENO:

${}^1_1\text{H}^1$	$p^+=1$	${}^2_1\text{H}^2$	$p^+=1$	${}^3_1\text{H}^3$	$p^+=1$
99.98%	$e^-=1$	0.02%	$e^-=1$	--	$e^-=1$
	$n^0=0$		$n^0=1$		$n^0=2$
PROTIO		DEUTERIO		TRITIO	

NÚMEROS CUANTICOS

SIGNIFICADO y VALORES DE LOS NUMEROS CUANTICOS (n, ℓ , m, s). Los números cuánticos son valores numéricos discretos que indican las características de los electrones en los átomos.

NÚMERO CUANTICO PRINCIPAL (n).- Representa el nivel de energía en el cual hay la mayor probabilidad de encontrar un electrón determinado de un átomo. Este número puede tomar, los valores de 1 al infinito pero con los elementos conocidos hasta ahora es suficiente con 7 niveles. Cada nivel energético permite contener un número de electrones máximo, determinando por la expresión $2n^2$.

NÚMERO CUANTICO SECUNDARIO O AZIMUTAL (ℓ). Representa el subnivel de energía, en el cual hay todavía una gran probabilidad de encontrar un electrón en la estructura del átomo, este número se asocia con la forma de la nube electrónica y sus valores dependen de n y van desde 0, 1, 2, ... hasta (n-1).

NÚMERO CUANTICO MAGNETICO (m). Representa la orientación espacial de los orbitales contenidos en los subniveles energéticos cuando estos se encuentran sometidos a un campo magnético. Se entiende como orbital o Reempe aquella región del espacio donde esté la mayor probabilidad de encontrar a un par de electrones negativos en sentido de giro o puesto. Los valores que puede tener este número dependen de la relación $(2\ell+1)$ y van desde $-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$

NÚMERO CUANTICO DE ESPIN (m_s). Describe la orientación del giro del electrón sobre su propio eje el cual solo puede tener dos direcciones, una a la derecha o a la izquierda. Los valores por m_s solo podrán ser: $+1/2$ (\uparrow) o $-1/2$ (\downarrow)

DISTRIBUCION PROBABLE DE ELECTRONES.-es posible expresar la configuración electrónica probable de cualquier átomo de un elemento en su estado basal considerando el número máximo de electrones por orbitales, subniveles y niveles de energía. Para escribir la configuración electrónica de un átomo poli electrónico se deben de seguir los siguientes principios:

PRINCIPIO DE EDIFICACION PROGRESIVA O REGLA DE AUF-BAU.- al realizar la distribución de electrones y representarla por la configuración electrónica, la colocación de cada electrón será en el subnivel disponible de mínima energía;

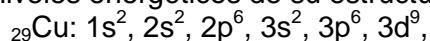
PRINCIPIO DE MAXIMA SENCILLEZ. (Regla de las diagonales). La energía de los subniveles está dada por la expresión $n+\ell$, si hay dos o más subniveles con el mismo valor de $(n+\ell)$, tendrá mayor

energía el subnivel que tenga el mayor valor de n. de acuerdo con esto la ocupación progresiva de los electrones será:

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

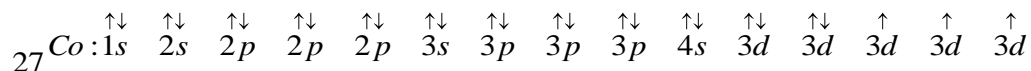
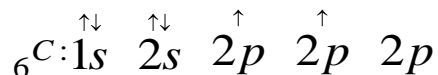
PRINCIPIO DE EXCURSION DE PAULI.-establece que no es posible que dos electrones en un mismo átomo, tengan sus cuatro números cuánticos iguales, es decir que en un orbital solo puede haber como máximo dos electrones, siempre que tenga espín opuesto

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. Es la representación de la ubicación de los electrones de un átomo en los subniveles energéticos de su estructura.



REGLA DE HUND O PRINCIPIO MAXIMA MULTIPLICIDAD.-Establece los de un mismo subnivel energético, al integrarse el par de electrones en cada orbital, primero se ubican las que tienen giro positivo, es decir, espín paralelo, antes de ser ocupados por electrones con espín opuesto (giro negativo). La regla de Hund se utiliza en la formulación del diagrama energético de los átomos, ya que en este caso se anotan los electrones en cada orbital con flechas hacia arriba si tienen espín +1/2 y flechas hacia abajo si el Espín es -1/2.

DIAGRAMA ENERGETICO.- Es la representación de la distribución de los electrones de un átomo considerando a los orbitales de los subniveles de energía, se representa con flechas cada electrón del orbital. Las que apuntan hacia arriba, representan un electrón con giro positivo y si apuntan hacia abajo, el electrón tiene giro negativo. Ejemplos



Electrón diferencial. De acuerdo con las siglas de ocupación, el electrón diferencial es el responsable de que un elemento o sea diferente de las otras, pues le proporciona sus propiedades químicas y es el último electrón que entra en un átomo.

Para el C: n=2 , l=1 , m=0, ms= +1/2

Para el Co: n=3, l=2, m=-2, ms=-1/2

KERNEL.- es la representación de una distribución electrónica de un átomo en forma abreviada, empleando para ello la configuración electrónica del gas noble más próximo, representada dentro de un corchete con el símbolo y el numero atómico de dicho gas y fuera de este se continua con el resto de los subniveles que faltan para completar el numero de electrones del elemento en cuestión.

Configuración electrónica

configuración electrónica con kernel

