

Guía Pedagógica

Escuela: Vicecomodoro Gustavo Marambio

Docente: Sánchez Eliana

Curso: 4º 1ª

Turno: Tarde

Área curricular: Química

Propuesta pedagógica: “La materia y su estructura”

Contenidos de la propuesta:

- ✓ Concepto de átomo y molécula. Evolución de los modelos atómicos. Modelo atómico actual.
- ✓ Partículas que forman el átomo. Número atómico y número másico.
- ✓ Subniveles energéticos. Números cuánticos en la representación de la configuración electrónica.

Bibliografía

HIPERTEXTO QUÍMICA I. Editorial Santillana. 2010

QUIMICA Polimodal. Jose M. Mautino. Editorial Stella. 2002

CIENCIAS NATURALES 8. Editorial Santillana. 1997

QUIMICA. Chang Raymond. Cuarta Editorial Mac Graw Hill 2004

CIENCIAS NATURALES1. Cazaciencias. Frid, Débora. Editorial Puerto de palos 2015

FISICOQUIMICA: NUEVOS DESAFÍOS. Bazo, Raul. Editorial Kapelusz 2017.

FISICOQUÍMICA ES3. Marino, Dolores Teresa. Editorial Tinta fresca 2011

Tema: Molécula y átomo

Molécula: es la mínima porción de materia que conserva las propiedades de una sustancia determinada. A su vez esta tan formadas por átomos.

Átomo: son las partículas más pequeñas que pueden combinarse para formar moléculas.

Evolución de los modelos atómicos

A medida que avanzaron los conocimientos acerca del átomo, se propusieron diversos modelos que intentaban representar su estructura de la forma más adecuada.

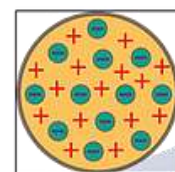
Modelo atómico de John Dalton

Fue el primer científico moderno, de origen inglés, que introdujo el concepto de átomo. Postulo que: la materia estaba formada por átomos, que eran pequeñas esferas rígidas, indivisibles e indestructibles. Los átomos de una misma sustancia son iguales entre sí. Los átomos de sustancias diferentes se combinan para formar átomos de otras sustancias diferentes. Solo átomos enteros y no fracciones de ellos se combinan entre sí.



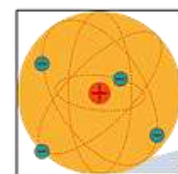
Modelo atómico de John Thompson: descubrimiento del electrón

El descubrimiento de la electrolisis que en el átomo había un número igual de partículas con carga eléctrica negativa y positivas. Las primeras recibieron el nombre de electrones y las segundas de protones. Thompson (británico) proponía que el átomo era una esfera con carga positiva y con partículas negativas distribuidas uniformemente en ella, como las pasas de uva en un budín.



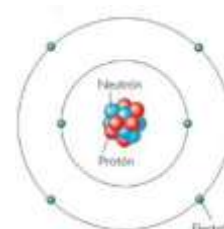
Modelo atómico de Rutherford: descubrimiento del núcleo atómico.

Este científico neozelandés realizó experiencias que lo llevaron a formular que las cargas eléctricas positivas no se encontraban uniformemente distribuidas, sino concentradas en el centro del átomo, al que se le denominó núcleo. Según este modelo las cargas negativas o electrones se encontraban girando a gran velocidad en orbitas alrededor del núcleo. Entre el núcleo y los electrones habría grandes espacios vacíos. Surgió la interrogante de: Porque motivo los protones no se rechazaban entre sí, puesto que es lo que suele ocurrir con las cargas del mismo signo? Rutherford suponía que debía existir algún fenómeno que impedía la repulsión entre los protones.



Modelo atómico de Bohr

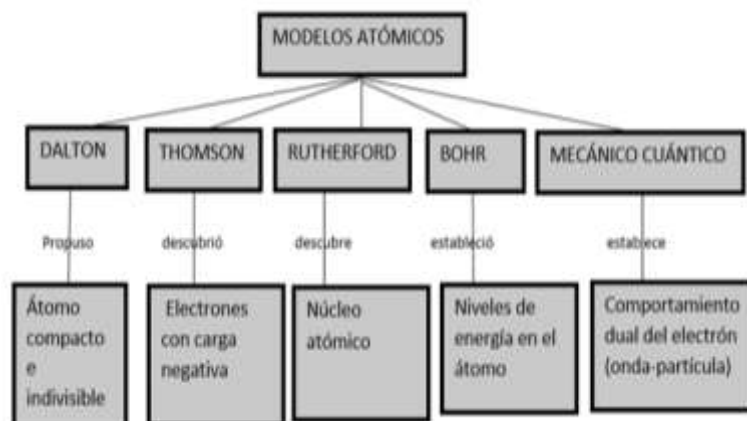
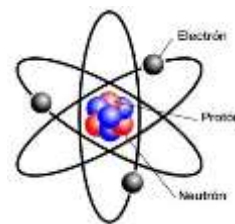
Este científico danés descubrió que los electrones estaban distribuidos en un número limitado de orbitas o niveles de energía a distintas distancias del núcleo. En los niveles más cercanos al núcleo los electrones tenían menos energía, y en los niveles más alejados del núcleo, la energía de los electrones era mayor.



Pocos años después se descubrió la tercera partícula atómica, una partícula sin carga, el neutrón por el físico británico James Chadwick. Esta partícula, con una masa similar a la del protón, es el neutrón. Los neutrones tienen como función la de mantener unidos a los protones, contrarrestando la fuerza de repulsión entre ellos.

Modelo atómico actual: Schrodinger

Se inspira en el modelo de Bohr pero agrega varios elementos de la física cuántica. Los electrones no giran en orbitas circulares definidas, sino que se mueven en zonas o nubes que rodean al núcleo llamadas orbitales. A cada orbital le corresponde un valor de energía que aumenta a medida que se aleja del núcleo. Allí la probabilidad de encontrar un electrón con cierta energía es muy elevada. Con este descubrimiento quedo definida la estructura básica del atomo. A continuación un resumen de los modelos:



Tema: Partículas que forman el átomo

Las partículas que conforman el átomo se las denomina partículas elementales o subatómicas. Las cuales se encuentran en gran cantidad pero las principales son los protones, neutrones y electrones.

Numero atómico y numero másico

Existen propiedades que definen los distintos tipos de átomos, estas propiedades dependen, principalmente de los protones que posea un átomo determinado, ya que la cantidad de estas partículas, que se encuentran en el núcleo, no varía en los distintos átomos de un mismo elemento. En cambio el número de electrones y neutrones puede variar entre diferentes átomos del mismo tipo.

Forma de representar un átomo de un elemento



- X Símbolo del elemento
- A Número másico ($A = p + n$)
- Z Número atómico ($Z = p$)

El número de protones que tiene un atomo en su núcleo se denomina **número atómico** y se simboliza con la letra Z. coincide con el número de electrones que giran en orbitas alrededor del núcleo.

Por otra parte, la suma de los protones y los neutrones permite obtener el número de masa el atomo, llamado también **número másico**. El número másico se simboliza con la letra A.

Actividades

1. Una con flechas los términos de la primera columna con los de la segunda

Bohr

átomo moderno

Nube de electrones

orbitas

Schrodinger

orbitales

2. Calculen el número de protones, electrones y neutrones que corresponde a cada átomo.

a) $Z=17$; $A=35$

b) $Z=47$; $A=108$

c) $Z=82$; $A=207$

3. Completen los datos faltantes en la tabla:

Z	A	Nº p	Nº e	Nº n
45	106			
35				45
	23	11		

Tema: Subniveles energéticos

Los **subniveles de energía** en el átomo son la forma en la cual los electrones se organizan en las capas electrónicas, su distribución en la molécula o átomo. Estos subniveles de energía son llamados orbitales.

La organización de los electrones en subniveles es lo que permite las combinaciones químicas de diferentes átomos y también define su posición dentro de la Tabla Periódica de Elementos.

Los electrones se disponen en las capas electrónicas del átomo de determinada manera por una combinación de estados cuánticos. En el momento en que uno de esos estados es ocupado por un electrón, los otros electrones deben ubicarse en un estado diferente.

Existen diferentes tipos de orbitales, con diferentes formas. En cada orbital pueden ubicarse un máximo de dos electrones. Los orbitales se designan con las letras s, p, d y f, es decir Sharp, Principle, Diffuse y Fundamental y se combinan cuando se unen los átomos para formar una molécula más grande. En cada capa del átomo se encuentran estas combinaciones de orbitales.

Además en los orbitales encontramos diferentes subniveles, que a su vez pueden guardar más electrones.

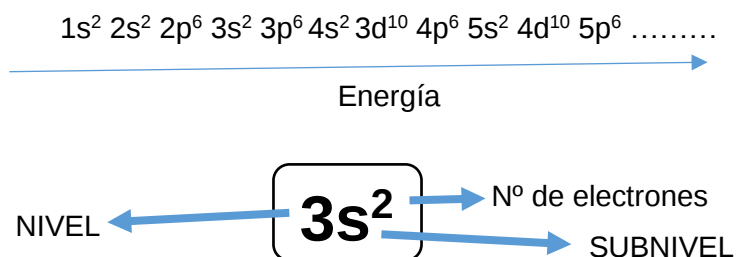
NIVEL	SUBNIVEL	NUMERO DE ELECTRONES	NUMERO DE ORBITALES
1	s	2	1
2	s p	2 6	1 3
3	s p d	2 6 10	1 3 5
4	s p d f	2 6 10 14	1 3 5 7

Tema: Configuración electrónica (CE)

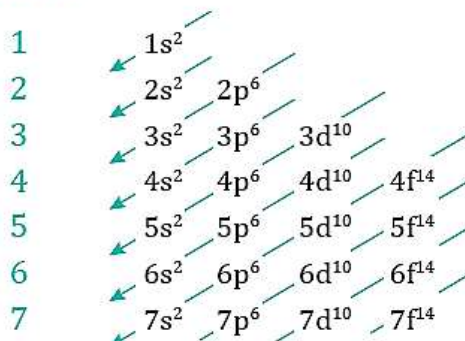
Escribir la CE de un átomo consiste en indicar como se distribuyen sus electrones entre sus diferentes orbitales en las capas principales (niveles) y subniveles. Esta distribución se realiza en tres reglas:

1. Energía de los orbitales (Regla de las diagonales)

Permite distribuir los electrones según niveles y subniveles de energía creciente. El orden de llenado de orbitales es:

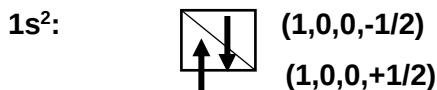


Niveles



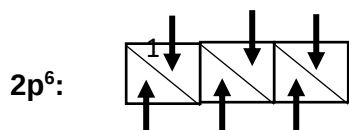
2. Principio de exclusión de pauli

Dos electrones no pueden tener sus cuatro números cuánticos iguales. Dos electrones deben diferir al menos en uno de sus cuatro números cuánticos y debe ser el spin. Un orbital solo puede estar ocupado por dos electrones y estos deben tener spines opuestos.



3. Regla de Hund o casillas cuánticas

No se llena un orbital de un subnivel con sus 2 electrones, mientras exista otro orbital vacío en ese mismo subnivel. Los orbitales se representan por casas cuánticas, las diagonales dejan dos lugares, cada uno para el electrón de opuesto spin.



Actividades

- Dado el elemento de número atómico 38:
 - Escribe su configuración electrónica.
 - ¿Cuántos orbitales hay en su subnivel 3p? ¿Cuántos electrones caben en él?
 - Si el átomo capta un nuevo electrón, ¿cuál será la nueva configuración electrónica del átomo? ¿Para cuántos electrones más tendría capacidad esta nueva capa?
- ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo de bromo ($Z = 35$) en su estado fundamental?
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 2d^{10} 4p^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^2 3d^{10} 4p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
- Indica cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas son posibles:
 - $1s^2 2s^2 2p^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^6 4s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2d^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$
- Un átomo neutro tiene 17 electrones:
 - Escriba su CE y sus casillas cuánticas
 - Clasifique al elemento según Z en la tabla periódica

Directivo: Nora del Valle Valdez