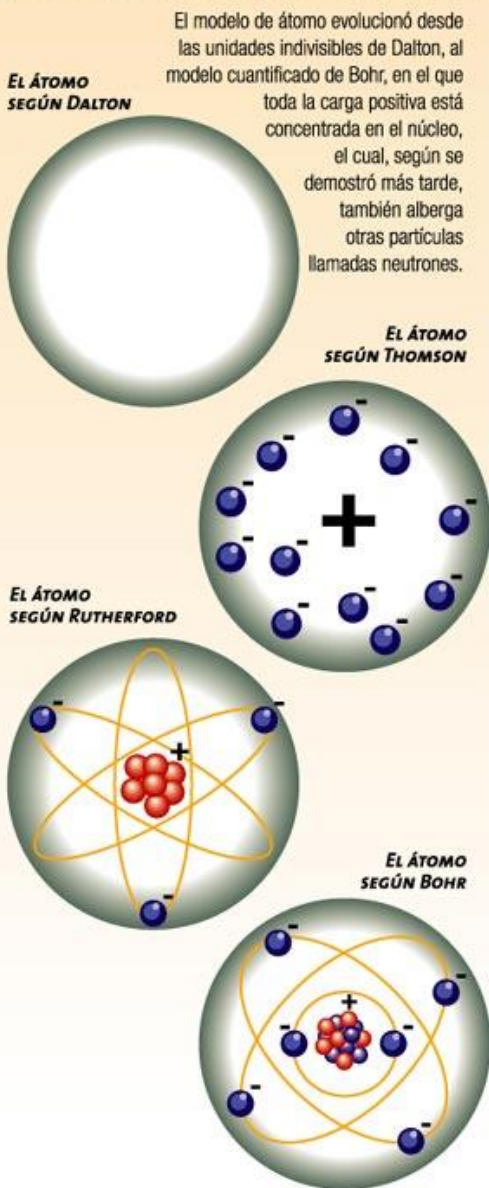


GUIA 2: TEORIA ATOMICA**Evolución del concepto de átomo****Introducción**

Cada sustancia del universo, las piedras, el mar, nosotros mismos, los planetas y hasta las estrellas más lejanas, están enteramente formada por pequeñas partículas llamadas átomos.

Son tan pequeñas que no son posible fotografiarlas. Para hacernos una idea de su tamaño, un punto de esta línea puede contener dos mil millones de átomos.

Estas pequeñas partículas son estudiadas por la química, ciencia que surgió en la edad media y que estudia la materia.

Pero si nos adentramos en la materia nos damos cuenta de que está formada por átomos. Para comprender estos átomos a lo largo de la historia diferentes científicos han enunciado una serie de teorías que nos ayudan a comprender la complejidad de estas partículas. Estas teorías significan el asentamiento de la química moderna.

Actualmente su objetivo es cooperar a la interpretación de la composición, propiedades,

estructura y transformaciones del universo, pero para hacer todo esto hemos de empezar de lo más simple y eso son los átomos, que hoy conocemos gracias a esas teorías enunciadas a lo largo de la historia.

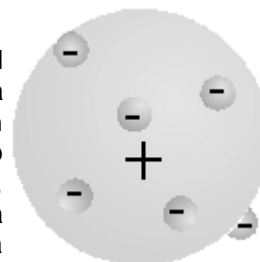
La teoría atómica de Dalton

John Dalton (1766-1844). Químico y físico británico. Creó una importante teoría atómica de la materia. En 1803 formuló la ley que lleva su nombre y que resume las leyes cuantitativas de la química (ley de la conservación de la masa, realizada por Lavoisier; ley de las proporciones definidas, realizada por Louis Proust; ley de las proporciones múltiples, realizada por él mismo). Su teoría se puede resumir en:

- ✚ **Los elementos están formados por partículas indivisibles, átomos, que no se alteran por cambios químicos.**
- ✚ **Los átomos de un elemento son iguales y tienen las mismas propiedades fisicoquímicas.**
- ✚ Los compuestos están formados por la unión de átomos distintos en relación numérica sencilla y constante.

El modelo atómico de Thomson

Thomson, sir Joseph John (1856-1940). Físico británico. Según el modelo de Thomson el átomo consistía en una esfera uniforme de materia cargada positivamente en la que se hallaban incrustados los electrones de un modo parecido a como lo están las semillas en una sandía. Este sencillo modelo explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra, pues en los átomos de Thomson la carga positiva era neutralizada por la negativa. Además los electrones podrían ser arrancados de la esfera si la energía en juego era suficientemente importante como sucedía en los tubos de descarga.



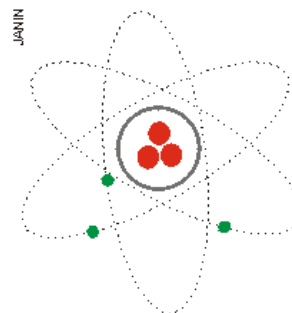
El modelo de Rutherford

Sir Ernest Rutherford (1871-1937), famoso hombre de ciencia inglés que obtuvo el premio Nobel de química en 1919, realizó en 1911 una experiencia que supuso un paso adelante muy importante en el conocimiento del átomo.

Rutherford poseía información sobre el tamaño, masa y carga del núcleo, pero no tenía información alguna acerca de la distribución o posición de los electrones.

En el modelo de Rutherford, los electrones se movían alrededor del núcleo como los planetas alrededor del sol. Los electrones no caían en el núcleo, ya que la fuerza de atracción electrostática era contrarrestada por la tendencia del electrón a continuar moviéndose en línea recta. Este modelo fue satisfactorio hasta que se observó que estaba en contradicción con una información ya conocida en aquel momento: *de acuerdo con las leyes del electromagnetismo, un electrón o todo objeto eléctricamente cargado que es acelerado o cuya dirección lineal es modificada, emite o absorbe radiación electromagnética.*

El modelo de Rutherford fue sustituido por el de Bohr unos años más tarde.



El modelo atómico de Bohr

Niels Bohr (1885-1962) fue un físico danés que aplicó por primera vez la hipótesis cuántica a la estructura atómica, a la vez que buscó una explicación a los espectros discontinuos de la luz emitida por los elementos gaseosos. Todo ello llevó a formular un nuevo modelo de la estructura electrónica de los átomos que superaba las dificultades del átomo de Rutherford.

Este modelo implicaba los siguientes postulados:

- 1.- El electrón tenía ciertos estados definidos estacionarios de movimiento (niveles de energía) que le eran permitidos; cada uno de estos estados estacionarios tenía una energía fija y definida.
- 2.- Cuando un electrón estaba en uno de estos estados no irradiaba pero cuando cambiaba de estado absorbía o desprendía energía.
- 3.- En cualquiera de estos estados, el electrón se movía siguiendo una órbita circular alrededor del núcleo.
- 4.- Los estados de movimiento electrónico permitidos eran aquellos en los cuales el momento angular del electrón ($m \cdot v \cdot r$) era un múltiplo entero de $h/2 \cdot 3.14$.

Propiedades del Átomo

Átomo: Es la partícula más pequeña de un elemento químico.

Modelo atómico actual

En 1923 Louis De Broglie, fue quien sugirió que los electrones tenían tanto propiedades de ondas, como propiedades de partículas, esta propuesta constituyó la base de la "MECÁNICA CUÁNTICA". A consecuencia de este comportamiento dual de los electrones (como onda y como partícula), surgió el principio enunciado por WERNER HEISENBERG, conocido también como "PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE", que dice:

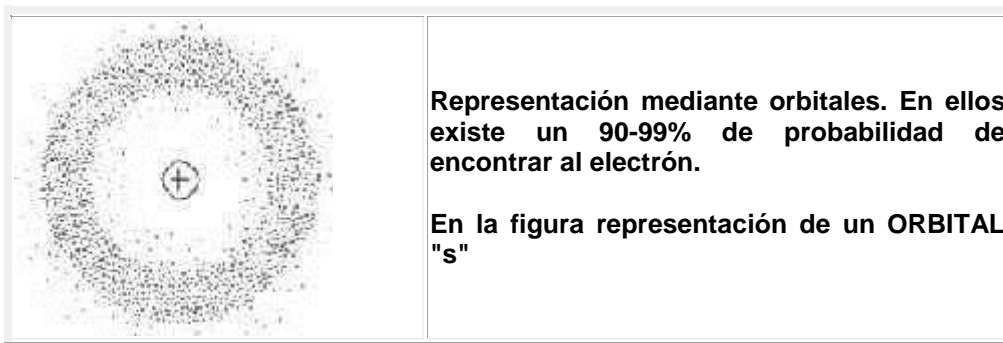
"es imposible determinar simultáneamente y con exactitud, la posición y la velocidad del electrón"
Pero, ¿por qué?

Si queremos observar la posición de un electrón deberíamos usar una luz que posee mucha energía, con lo cual la velocidad del electrón cambiaría mucho.

En cambio, si la luz utilizada no posee la energía citada en el caso anterior, la velocidad del electrón no cambiaría mucho, y podría medirse, pero no podríamos observar la posición del electrón.

Para solucionar este problema surge un nuevo concepto, "el ORBITAL ATÓMICO"

ORBITAL ATÓMICO: es la región del espacio en la cual existe mayor probabilidad de encontrar al electrón.



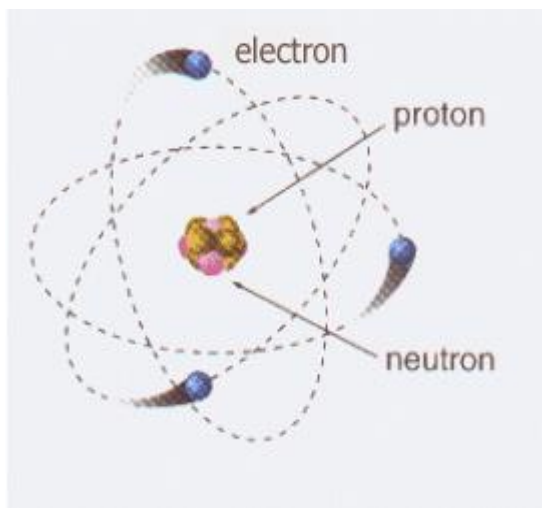
Composición del átomo

Las partículas subatómicas de las que se compone el núcleo son los protones y los neutrones. Los átomos son eléctricamente neutros. Luego, si contienen electrones, cargados negativamente, se ubican en orbitas alrededor del núcleo.

Protones son partículas estables con signo positivo. Su masa es igual a $1,6710^{-27}$ kg.

Neutrones. Esta partícula era de carga nula y su masa es ligerísimamente superior a la del protón ($1,6748210^{-27}$ kg.).

Electrones: Situados en órbitas alrededor del núcleo se hallan los electrones, partículas estables de carga eléctrica negativa y con una masa igual a $9,1110^{-31}$ kg.



Número atómico, número másico, isótopos, iones.

1.-El número atómico

Numero atómico, Z, es el n° de protones que un átomo tiene en el núcleo.

-El número de neutrones que un átomo tiene en su núcleo es N.

-El número másico (A) es un número natural suma de los protones y neutrones.

$$A = Z + N$$

$$N = A - Z$$

El átomo se representa por su símbolo con subíndice Z y superíndice A.



Es decir, para este ejemplo tendríamos que $Z = 8$
 $A = 17$

Este átomo de oxígeno tiene 8 protones, 8 electrones y 9 neutrones.

Los átomos son eléctricamente neutros y por tanto tienen igual n° de protones que de electrones

2.-Isótopos

Isótopos: Son átomos de un elemento de igual Z y distinto A. Tienen igual nº de protones y distinto nº de neutrones.

1	2	3
H	H	H
1	1	1
protio	deuterio	tritio.

Tres isótopos de hidrógeno, el hidrógeno o protio, deuterio y tritio.

3.-Masa atómica relativa.

Para cada elemento se halla su masa atómica teniendo en cuenta la abundancia relativa de sus isótopos.

$$\text{masa atómica} = \frac{M1 \times \% + M2 \times \% + \dots + Mn \times \%}{100}$$

La masa atómica relativa se expresa como la media ponderada de las masas de sus isótopos.

4.- Iones.

En química, se conoce como ión a un átomo o una molécula cargados eléctricamente, debido a que ha **ganado o perdido electrones** de su dotación normal, lo que se conoce como **ionización**.

Los iones cargados negativamente se conocen como **aniones** (que son atraídos por el ánodo) y los positivamente cargados como **cationes** (los que son atraídos por el cátodo).

**El átomo que ha cedido electrones será pues un ión positivo o catión.
El átomo que ha ganado electrones será pues un ión negativo o anión**

Ej: Na^{+1} indica que sodio ha perdido un electrón, por ellos ha quedado deficitario de una carga negativa y ello se escribe indicando que tiene una carga positiva de mas

Masa atómica, masa molecular y masa molar.

1.-Masa atómica.

Se mide en la unidad llamada u.m.a que significa: unida de masa atómica
La u.m.a es la doceava parte de la masa del átomo de carbono =12.

Los átomos contendrán n veces esta cantidad. Así, el elemento azufre tiene una masa de 32 veces la u.m.a.

El valor de la masa atómica viene expresado en la tabla periódica para cada elemento químico.

2.-Masa molecular.

Es la suma de las masa atómicas de los elementos que forman la molécula.

Ej. El SO_2 tiene una masa de $(32 + 2 \times 16) = 64$ uma.

La masa molar es la masa de un mol de sustancia, expresada en gramos.

El **mol** es la unidad de cantidad de sustancia en el S.I.

"Es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas como hay en 0,012 kg de carbono-12".
"Cantidad de sustancia que contiene el nº de Avogadro de partículas y coincide numéricamente con la masa molecular expresada en gramos". Las partículas son: átomos, moléculas, iones

El nº de Avogadro es $6,023 \cdot 10^{23}$

3.-Masa de la uma:

- Sabemos que 12 gramos contienen $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono, por tanto, cada átomo tendrá una masa de: $(12 / 6,023 \cdot 10^{23})$ g cada átomo.

-sabemos que un átomo de carbono tiene 12 u.m.a, luego la u.m.a será:

$(12 / 6,023 \cdot 10^{23} / 12)$ g cada u.m.a, es decir,

$1 \text{ u.m.a} = 1 / 6,023 \cdot 10^{23} = 1,66 \cdot 10^{-24}$ gramos.

cálculo del nº de moles.

Moles: corresponde a la masa del Elemento o compuesto expresada en gramos dividido por la masa molar del elemento o compuesto expresada en g/mol

Según la siguiente formula

$$\text{nº moles} = \frac{\text{masa(g)}}{\text{masa molar(g/mol)}}$$

Ej. 9,8 g de ácido sulfúrico (98 g/mol) serán: $\text{nº moles} = 9,8 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 0,1 \text{ mol}$

Composición centesimal.

Para sacar la composición centesimal basta con utilizar la siguiente formula

$$\% = \frac{\text{parte}}{\text{Total}} \times 100$$

EJ:

La molécula de agua, H₂O, tiene los siguientes porcentajes en peso:

$$\% \text{ Hidrogeno} = 2/18 \times 100 = 11,11\%$$

$$\% \text{ Oxígeno} = 16/18 \times 100 = 88,89\%$$

CONFIGURACIÓN ELECTRONICA

Se entiende por configuración electrónica la distribución más estable, y por tanto, más probable de los electrones en torno al núcleo.

Para distribuir los electrones en los distintos niveles de energía tenemos en cuenta los siguientes principios y reglas:

Principio de relleno o Aufbau. Los electrones entran en el átomo en los distintos orbitales de energía ocupando primero los de menor energía.

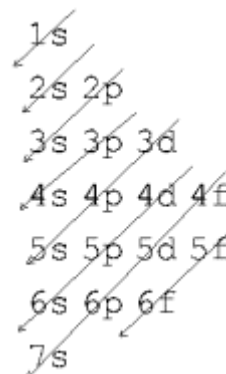
Para saber el orden de energía de los orbitales se usa el diagrama de Mouller.

O Bien se sigue esta regla: "Los orbitales menos energéticos son los de menor valor de n+l. Si los orbitales tienen el mismo valor de n+l, tendrá menos energía los de menor valor de n".

De acuerdo con estas reglas el orden es el siguiente:

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

Sin embargo, este orden teórico presenta algunas excepciones. Por ejemplo, en las configuraciones de los lantánidos, aunque en teoría los orbitales 4f son más energéticos que los 5d, en realidad el átomo coloca primero un electrón en el 5d que entonces se vuelve más energético, y empieza a rellenar los 4f.



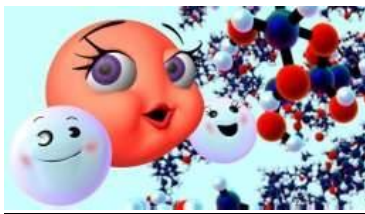
En cada orbital sólo caben 2 electrones. Por tanto, la capacidad de los distintos subniveles son:

Subnivel	Nº de orbitales	Electrones por orbital	Número de electrones totales por subnivel
s	1	2	2
p	3	2	6
d	5	2	10
f	7	2	14

El número de electrones que caben en cada subnivel se puede también fácilmente mediante la fórmula $2(2l+1)$ y el de cada nivel mediante la fórmula $2n^2$.

Principio de exclusión de Pauli. No pueden existir dentro de un átomo dos electrones con sus 4 números cuánticos iguales. La consecuencia de esto es que en un orbital sólo puede haber 2 electrones con spines diferentes.

Principio de Hund o de máxima multiplicidad. Un segundo electrón no entra en un orbital que esté ocupado por otro mientras que haya otro orbital desocupado de la misma energía



GUIA DE EJERCICIOS

I.- Indique el número de protones, electrones y neutrones para los siguientes casos

- a) $Z= 35$
 $A= 90$
- b) $Z= 45$
 $A= 150$
- c) $Z= 65$
 $A= 190$
- d) $Z= 10$
 $A= 34$
- e) $Z= 42$
 $A=100$
- f) $Z=85$
 $A=170$
- g) $Z= 35$
 $A= 75$
- h) $Z=90$
 $A=210$

II.- Complete la siguiente tabla con los datos correctos para cada isótopo:

Numero atómico	Numero de masa	Símbolo del elemento	Numero de electrones	Numero de protones	Numero de neutrones
8	16				
		Ni			30
199				80	

III Realice configuración electrónica para:

- a) $Z= 30$
- b) $Z= 55$
- c) $Z= 67$
- d) $Z= 23$
- e) $Z= 45$
- f) $Z= 30$
- j) $Z= 15$
- k) $Z= 9$
- l) $Z= 30$
- m) $Z= 20$
- n) $Z= 43$
- o) $Z=70$

NOTA: PARA LOS CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS UTILIZAR TABLA PERIODICA PARA SACAR EL PESO ATOMICO DE LOS ELEMENTOS INVOLUCRADOS EN LOS EJERCICIOS.

IV Ejercicios cálculos de pesos moleculares

- | | |
|--|---------------------------------------|
| a) KBr | h) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| b) Na_2SO_3 | i) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ |
| c) $\text{Pb}(\text{NO})_3$ | j) Ag_2CO_3 |
| d) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | k) Cr_2O_3 |
| e) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ | l) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ |
| f) Fe_3O_4 | m) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ |
| g) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | n) $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ |

V.- Ejercicios de Estequiometria:

1.- Cuantos moles de átomos hay en lo siguiente:

- a) 22,5 g de Zn.
- b) 0,688 g de Mg
- c) $4,5 \times 10^{22}$ átomos de Cu
- d) 382 g de Co
- e) 0,055 g de Sn
- f) $8,5 \times 10^{24}$ moléculas de N_2

2.- Cuantos moles hay en cada uno de los siguientes casos

- a) 25,0 g de NaOH
- b) 44,0 g de Br
- c) 0,684 g de MgCl
- d) 14,8 g de CH_3OH
- e) 2,88 g de Na_2SO_4
- f) 4,20 lb de ZnI_2

3.- Calcule el número de gramos en cada uno de los siguientes casos:

- a) 0,550 mol de Au
- b) 15,8 mol de H_2O
- c) 12,5 mol de Cl_2
- d) 3,15 mol de NH_4OH
- e) $4,25 \times 10^{-4}$ mol de H_2SO_4
- f) $4,5 \times 10^{-22}$ moléculas de CCl_4
- g) 0,00255 mol de Ti
- h) $1,5 \times 10^{16}$ átomos de S

4.- Cuantas moléculas hay en cada una de los siguientes casos:

- a) 1,26 mol de O_2
- b) 0,56 mol de C_6H_6
- c) 16,0 g de CH_4
- d) 1000 g de HCL

5.- Calcule la masa en gramos en cada uno de los siguientes casos:

- a) 1 átomo de Pb
- b) 1 átomo de Ag
- c) 1 molécula de H_2O
- d) 1 molécula de $C_3H_5(NO_3)_3$

6.-Efectúe las siguientes conversiones:

- a) 8,66 mol de Cu a gramos de Cu
- b) 125 mol de Au a kilogramos de Au
- c) 10 átomos de C a moles de C
- d) 5000 moléculas de CO_2 en moles de CO_2
- e) 28,4 g de S en moles de S
- f) 2,50 Kg de NaCl en moles de NaCl
- g) 42,4 g de Mg en átomos de Mg
- h) 485 mL Br_2 ($d= 3,12$ g/mL) en moles de Br_2 .

VI.- Ejercicios de Composición porcentual

1.- Calcule la composición porcentual en masa, de los siguientes compuestos:

- | | |
|-------------------|--------------------|
| a) NaBr | g) $ZnCl_2$ |
| b) $KHCO_3$ | h) $NH_4C_2H_3O_2$ |
| c) FeCl | i) MgP_2O_7 |
| d) $SiCl_4$ | j) $(NH_4)_2SO_4$ |
| e) $Al_2(SO_4)_3$ | k) $Fe(NO_3)_3$ |
| f) $AgNO_3$ | l) ICl_3 |

2.- Calcule el % de hierro, Fe, en los siguientes compuestos:

- a) FeO
- b) Fe_2O_3
- c) Fe_3O_4
- d) $K_2Fe(CN)_6$

VII.- Ejercicios de Formulas empíricas y moleculares

1.- Calcule la formula empírica de cada compuesto, a partir de las composiciones porcentuales que se dan:

- a) 63,6% N, 36,4% O
- b) 46,7% N, 53,3% O
- c) 25,9% N, 74,1% O
- d) 43,4% Na, 11,3% C, 45,3% O
- e) 18,8% Na, 29,0% Cl, 52,3% O
- f) 72,0% Mn, 27,98% O
- g) 64,1% Cu, 35,9% Cl
- h) 47,2% Cu, 52,8% Cl
- i) 51,9% Cr, 48,1% S
- j) 55,3% K, 14,6% P, 30,1% O
- k) 38,9% Ba, 29,4% Cr, 31,7% O
- l) 3,99% P, 82,3% Br, 13,7% Cl

2.- Una muestra de estaño, con masa de 3,996 g, se oxida y es analizada, encontrándose que se ha combinado con 1,077 g de oxígeno. Calcule la fórmula empírica de este óxido de estaño.

3.- La fructosa es una azúcar natural muy dulce que se encuentra en la miel, las frutas y sus jugos. Tiene una masa molar de 180 g/mol y una composición de 40,0 g de C, 6,7% de H, y 53,3% de O. determine la formula molecular de la fructosa.

4.- La aspirina es un analgésico (supresor de dolor) muy conocido, y también es un antipirético (reductor de fiebre). Tiene una masa molar de 180 g/mol y una composición de 60,0% C, 4,48% H y 35,5% O. Determine la formula molecular de la aspirina.

