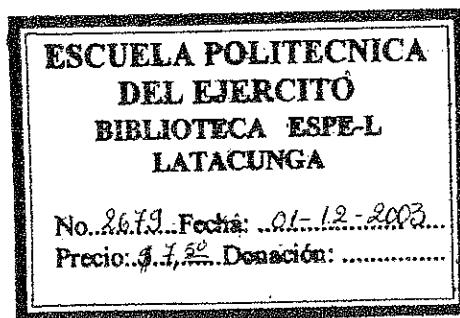


540
B 919f
G.I V.1
3206

Fundamentos de Química 1

Teoría y Problemas para
Prepolitécnico y Nivel Secundario



ING. FERNANDO BUCHELI
QUITO - 2.003

PRESENTACION

Desde 1.974, año en el que comencé a trabajar en la Escuela Politécnica Nacional como profesor de Química en Prepolitécnico, se han dado muchos cambios en los contenidos programáticos, objetivos, sistemas de enseñanza, horas de clase semanales, formas de evaluación, número de semestres en el ICB etc; por lo cuál la vigencia de las publicaciones y trabajos de Química para los estudiantes del Instituto de Ciencias Básicas, ha sido temporal y pasajera.

Con dichos antecedentes, el presente trabajo pretende una mayor vigencia, ya que recoge los temas fundamentales de la Química para el prepolitécnico, algunos de los cuales se han publicado anteriormente, como "Teoría y Problemas de Química".

Pero al mismo tiempo puede servir al nivel Secundario, pues la mayoría de Colegios prepara bachilleres que aspiran seguir estudios universitarios en las Politécnicas del país.

Salvo el mejor criterio de los colegas profesores, se indican con un asterisco (*) los temas y ejercicios que responden a un verdadero nivel superior, y que no deberían estudiarse de manera obligatoria en el Colegio.

Los contenidos aquí expuestos, abarcan mucho más de lo que contempla el actual programa de Química de Prepolitécnico, que se redujo a un semestre, y al final de cada capítulo se presentan problemas resueltos y propuestos en los últimos exámenes y pruebas.

Así mismo al final de la obra, en los apéndices se presentan ciertos temas de interés en Química, y otros que responden a las inquietudes del autor como los grafitis o los crucigramas y que, en vista del corto tiempo que se dispone para cubrir los temas fundamentales, no se pueden "estudiar" en clase.

De acuerdo a recomendaciones pedagógicas últimas, se pretende una participación activa de los alumnos, por lo que se presentan una secuencia de "Clases Prácticas" para cada capítulo, cuya ejecución, controlada en las clases por el profesor, permitiría un mejor seguimiento sobre el proceso enseñanza-aprendizaje.

En algunos casos se señalan las respuestas de algunos ejercicios y problemas propuestos en dichas clases prácticas.

Finalmente, quiero mencionar a los integrantes del Área de Química del Instituto de Ciencias Básicas, que de una u otra forma han participado en el presente trabajo. Mi agradecimiento para los Ings: Hugo Barragán, Alejandro Camacho, Diego Carrón, Ricardo Chiriboga, Oscar Durán, Patricio Espín, Patricio Flor, Joaquín Salazar, Consuelo Sánchez, Guillermo Ruiz, Homero Yépez y Antonio Proaño.

El Autor

República del Ecuador
Ministerio de Educación y Cultura
Registro Nacional de Derechos de Autor
Partida de Inscripción N°. 011581

ISBN-9978-41-649-3

A DANIEL SANTIAGO
(Un niño diferente)

CONTENIDO

I.- ATOMOS Y MOLECULAS

Clasificación de la materia, y conceptos básicos.....	9-14
Leyes Ponderales	15-19
Teoría atómica de Dálton	20-21
Problemas resueltos	22-24
Problemas propuestos	25-27
Clases prácticas	28-30

II.- ESTRUCTURA ATOMICA

Generalidades y experimentos relacionados	31-31
Modelos atómicos	36-38
Naturaleza de la luz	39-40
Teoría cuántica	40-45
Teoría de Bohr	45-52
Mecánica Ondulatoria	53-60
Temas complementarios de estructura atómica.....	61-65
Problemas resueltos	66-68
Problemas propuestos	69-71
Clases prácticas	72-75
Problemas tipo examen y respuestas.....	76-80

III.- TABLA PERIODICA

Generalidades y desarrollo histórico.....	81-82
Ubicación de un elemento en la tabla.....	83-85
Propiedades y variación.....	86-96
Problemas propuestos	97-98
Clases Prácticas	99-102

IV.- ENLACE QUIMICO

Generalidades y enlace iónico.....	103-105
Enlace covalente y clasificación	106-114
Enlace metálico.....	115
Teorías de enlace	116-125
Problemas propuestos	126
Clases prácticas	127-130

V.- REVISION DE NOMENCLATURA QUIMICA

Compuestos binarios, ternarios y cuaternarios.....	133-138
Hidrocarburos y funciones orgánicas.....	139-140
Ejercicios de nomenclatura.....	141-142
Clases prácticas.....	143-145

VI.- ESTEQUIOMETRIA

Fórmulas y composición porcentual.....	147-148
Fórmula molecular.....	148-150
Clasificación de las reacciones químicas.....	150-153
Cálculos a partir de ecuaciones químicas.....	154-155
Problemas propuestos.....	156-160
Clases prácticas.....	161-163
Apendices.....	165-194
Indice.....	195-198
Bibliografía.....	199

ATOMOS Y MOLECULAS

1

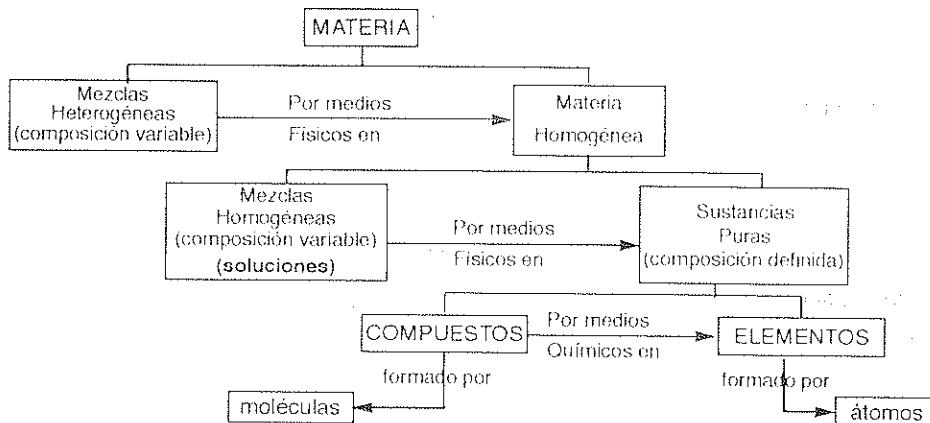
INTRODUCCION

La Química es una parte de las ciencias naturales, que estudia la estructura de la materia, las transformaciones o reacciones que experimenta las propiedades de las sustancias y la energía asociada a dichos cambios.

La materia, es un concepto físico fundamental que lo percibimos fácilmente, pero que es difícil definirlo adecuadamente. Se puede decir que materia es todo aquello de lo que están formados los cuerpos, que tiene masa, y que se caracteriza por la extensión y la inercia.

CLASIFICACION DE LA MATERIA

Según su aspecto o apariencia, se clasifica inicialmente en Heterogénea (partes de diversa naturaleza) y Homogénea (partes de igual naturaleza). La materia homogénea se divide en: mezclas y sustancias puras, y éstas últimas a su vez pueden ser: elementos y compuestos; tal como se indica en el siguiente esquema:



ELEMENTO.

Sustancia formada por un solo tipo de átomos, y que no puede descomponerse en otras sustancias más simples.

COMPUESTO.-

Sustancia formada por dos o más elementos que se han combinado en proporciones definidas. Puede descomponerse en otras especies químicas más sencillas, utilizando medios químicos.

SUSTANCIA.-

Es la denominación general que se emplea para elementos y compuestos. Se les designa también como especies químicas y constituyen un tipo de materia homogénea cuya composición es constante.

MEZCLA.-

Unión de sustancias en cantidades arbitrarias. Puede ser heterogénea (ciertas rocas o minerales) u homogénea (las soluciones). Los componentes de una mezcla mantienen sus propiedades, y se los puede separar por medios físicos: decantación, filtración, destilación, tamizado, cromatografía, etc.

En Química se utilizan muchas mezclas y sustancias puras, especialmente en el trabajo de laboratorio, es necesario diferenciarlas claramente. Por ejemplo una aleación es materia homogénea, pero es una mezcla de metales ya que no tiene una composición definida. El aire, igualmente es una mezcla.

En el anterior esquema de clasificación de la materia, se ha definido los términos macroscópicos que más comúnmente se utilizan en Química, pero también se debe definir ciertos términos (nivel submicroscópico) que son importantes para desarrollar en una secuencia lógica, los contenidos de mayor importancia dentro de la Química. Entre ellos tenemos: átomo, molécula, ión, número atómico, masa o peso atómico, etc.

ATOMO.-

El átomo es la partícula material más pequeña, que conserva las propiedades del elemento al que pertenece.

Su significado etimológico es sin "división" (a=sin tomos=división) pero actualmente se conoce que los átomos si se pueden dividir, en los procesos de fisión y fusión nuclear en los que se liberan enormes cantidades de energía.

El átomo es una partícula eléctricamente neutra, formada por partículas fundamentales como: electrón, protón, neutrón, positrón y muchas más que se mencionan en el tema de Estructura Atómica. Contiene una parte central o núcleo cuyo tamaño

es 10.000 veces menor que el átomo, pero que contiene prácticamente toda la masa, y la carga positiva; pues allí están los protones (+) y los neutrones (carga = 0). Los electrones son de carga negativa (-) y se mueven a "grandes" distancias del núcleo.

La masa o peso del átomo está en el orden de 10^{-22} g y su tamaño se puede medir en Å (amstrong) $1\text{ \AA} = 10^{-10}\text{ m}$.

MOLECULA.

Los compuestos (covalentes) están formados por moléculas que son la unión de dos o más átomos. Si los átomos son del mismo elemento, se tiene entonces una molécula elemental. (H_2 , O_2).

Si los átomos son de diferentes elementos, se tienen molécula de compuestos (HCl , CO_2).

ION.-

Es un átomo (o grupo de átomos) con carga eléctrica positiva o negativa, ya que perdió o ganó electrones, respectivamente.

A los iones positivos se les denomina cationes. Ejemplos : Na^+ , Ba^{++} , Al^{+++}

A los iones negativos se les denomina aniones. Ejemplos : Cl^- , S^{--} , etc.

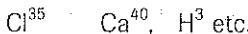
NUMERO ATOMICO.-

Se lo representa con la letra Z, e indica el número de protones, que tiene el átomo. También indica el número de electrones, ya que el átomo es eléctricamente neutro. Generalmente se lo coloca como subíndice, antes del símbolo del elemento. Por ejemplo: ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{20}\text{Ca}$, ${}_{1}\text{H}$, etc.

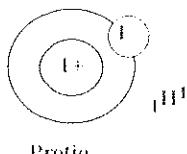
NUMERO DE MASA.-

Se lo representa con la letra A, e indica la suma de protones y neutrones que tiene el átomo. A estas dos partículas fundamentales se les designa como nucleones (por estar en el núcleo).

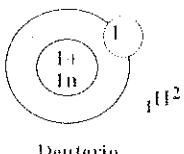
El número de masa se coloca como exponente del símbolo del elemento. Por ejemplo:



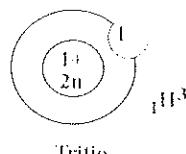
Un mismo elemento puede tener diferentes números de masa, ya que existen los ISOTOPOS que son átomos de un mismo elemento con diferente masa o peso debido al diferente número de neutrones que tienen en el núcleo. Si se representan a los tres isótopos del Hidrógeno se tendrá:



Protio



Deuterio

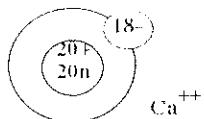


Tritio

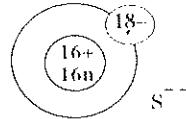
La diferencia entre el número de masa (A) y el número atómico (Z) nos indica el número de neutrones que tiene el átomo.

Para iones, igualmente se los puede esquematizar considerando correctamente el número de electrones que ganó o perdió el átomo para convertirse en anión o catión respectivamente. Por ejemplo conociendo: ${}_{20}^40\text{Ca}^{++}$; ${}_{16}^{32}\text{S}^{-2}$; los esquemas del Ca^{++} y del S^{-2} serán:

$$40 - 20 = 20 \text{ n}$$



$$32 - 16 = 16 \text{ n}$$



PESO ATOMICO.-

En realidad es la masa atómica, aunque se le denomina peso atómico, y se debe diferenciar entre el Peso atómico **relativo** y el peso real o **verdadero** del átomo.

El primero es el peso de los átomos en relación o comparación con el peso de otro átomo que se toma como patrón o referencia.

En el Apéndice 1 se mencionan los diferentes métodos empleados en la determinación de pesos atómicos relativos y los diferentes átomos que se tomaron como base de las "Escalas de Pesos Atómicos". Actualmente se toma al isótopo C^{12} como base de la escala de pesos atómicos, y se le asigna un peso de 12.

Según lo indicado anteriormente la masa real o verdadera de un átomo es extremadamente pequeña, por lo cuál se emplea una unidad adecuada como la unidad de masa atómica (uma o simplemente u) para medir la masa o peso de los átomos. La u se define como la doceava parte de la masa del isótopo C^{12} . La equivalencia entre u y g se puede calcular así:

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ masa C}^{12}$$

$$\frac{1}{12} \text{ masa átomo C}^{12} \left| \frac{12 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomo}} \right| = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g} .$$

Por último se debe indicar que el peso atómico promedio o masa atómica media de un elemento se puede calcular a partir de los pesos de los isótopos de ese elemento, considerando la abundancia relativa de ese isótopo. Se puede emplear la relación:

$$PA = \frac{P_1 X_1 + P_2 X_2 + \dots + P_n X_n}{100}$$

$$X_1 + X_2 + X_3 + \dots + X_n = 100$$

P_1, P_2, \dots, P_n = peso de isótopo 1, 2, ..., n

X_1, X_2, \dots, X_n = abundancia relativa en átomos,
(expresada como porcentaje)

CONCEPTO DE MOL

Al tomar cierta masa de sustancia, por más pequeña que sea; el número de átomos o moléculas existentes, es tremadamente grande por lo cuál conviene utilizar los criterios de átomo-gramo y molécula-gramo, aunque actualmente se usa solo la denominación de **MOL** para los dos términos anteriores.

El mol es una de las siete unidades básicas del Sistema Internacional de unidades (SI) y se define como la cantidad de materia contenida en $6,02 \times 10^{23}$ unidades químicas que pueden ser átomos, moléculas, electrones, iones, etc.

El valor $6,02 \times 10^{23}$ es el **Número de Avogadro** y es una constante física muy importante. Representa el número de átomos que existen en 12 g del isótopo C¹².

Si las unidades químicas son moléculas, se tiene un mol; pero si las unidades químicas son átomos, a un mol de átomos se le denomina átomo-gramo (at-g). Para calcular el at-g de cualquier elemento, se expresa en gramos el **Peso Atómico** de dicho elemento.

Para calcular el mol de un compuesto, se expresa en gramos el **Peso Molecular** de dicho compuesto.

Por ejemplo, para el elemento Ca cuyo peso atómico es 40 se tendrá:

40 g. es 1 at-g de Ca; en 40 g. de Ca hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Ca.

Para el ácido sulfúrico, H_2SO_4 se puede calcular el Peso Molecular a partir de los pesos atómicos H = 1 O = 16 S = 32 y se tendrá:

$$1(2) + 32 + 16(4) = 98$$

Si el peso molecular se expresa en gramos, se tiene 1 mol; y 1 mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, es decir se tiene:

$$98 \text{ g} = 1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

VOLUMEN MOLAR.-

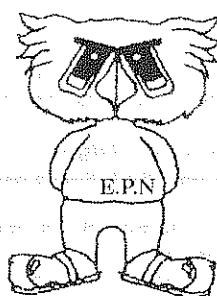
Es el volumen ocupado por un mol ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas) de cualquier gas. En condiciones normales (C.N.) es decir a 0° C y 1 atmósfera de presión el volumen molar es 22,4 litros.

$$1 \text{ mol de cualquier gas en C. N.} = 22,4 \text{ l}$$

Para el CO₂ se puede calcular su peso molecular

$$1(12) + 16(2) = 44$$

Entonces 1 mol de CO₂ en condiciones normales será 22,4 litros y también 44 gramos.



LEYES PONDERALES

Una ley es una generalización de observaciones y experimentos que indican lo que ocurrirá bajo ciertas condiciones. Las leyes ponderales se aplican a las reacciones químicas.

Las reacciones químicas son transformaciones de unas sustancias (elementos o compuestos) denominadas reaccionantes en otras llamadas productos y que tienen propiedades totalmente diferentes. Las leyes ponderales se las ha formulado luego de estudiar cuantitativamente la composición de las sustancias. La invención de la balanza química a mediados del siglo XVII, permitió conocer cuánto de cada elemento intervenía en una combinación química.

También los químicos pudieron aprender la forma en que los compuestos pueden ser separados en sus elementos constitutivos. Siguiendo un orden de complejidad creciente, aunque no estrictamente cronológico, se puede estudiar las siguientes cuatro leyes ponderales y también la ley volumétrica:

- | | |
|---|--------------|
| 1.- Ley de Conservación de la Materia | (LAVOISIER) |
| 2.- Ley de las Proporciones Definidas | (PROUST) |
| 3.- Ley de las Proporciones Múltiples | (DALTON) |
| 4.- Ley de las Proporciones Recíprocas | (RICHTER) |
| 5.- Ley de los Volúmenes de Combinación | (GAY LUSSAC) |

1.- LEY DE CONSERVACION DE LA MATERIA.-

A finales del siglo XVIII Lavoisier estableció que el peso también se conserva en las reacciones químicas (y no solo al hacer una mezcla) y aparece ésta ley que se la puede enunciar como: "La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma".

Para una reacción química ordinaria se puede decir que: "la suma de las masas (o pesos) de los reaccionantes es exactamente igual a la suma de las masas de los productos".

Esta Ley no se cumple en reacciones de fisión o fusión nuclear en donde hay transformación de materia en energía. Se debe considerar la ecuación:

$$E = mc^2$$

denominada Ecuación de Einstein que permite calcular la energía equivalente a una masa dada.

2.- LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS.

Proust comprobó que ciertos compuestos contenían las mismas proporciones de sus elementos independientemente del método empleado en su preparación; y estableció una ley que se la puede enunciar de la siguiente forma:

"Si dos elementos se combinan entre sí para formar un compuesto lo hacen siempre en una relación en peso definida y constante". De aquí se deduce que la composición porcentual de un compuesto será siempre la misma. Por ejemplo el agua tiene la siguiente composición porcentual:

$$\left\{ \begin{array}{l} 88,9\% \text{ de Oxígeno y} \\ 11,1\% \text{ de Hidrógeno.} \end{array} \right.$$

También se puede decir que para que se forme el agua cada g. de Hidrógeno necesita de 8 g. de Oxígeno y se obtendrá 9 g. H_2O .

Finalmente, se puede considerar la relación fija de 1/8 entre el H y el O.

Para aplicar esta ley es necesario definir al reactivo limitante.

Reactivo Limitante (RL). - Si en una reacción, los pesos que intervienen no están en la relación definida, uno de los reaccionantes se consumirá por completo, mientras que del otro reaccionante, sobrará algo. El reactivo que se consume por completo se define como reactivo limitante y la cantidad de producto que se forma depende de él.

Para identificar a este reactivo limitante se puede plantear una regla de tres y considerar que: "el que no sobra es el reactivo o limitante (RL).

Por ejemplo:

Calcular los gramos de agua que se pueden obtener si 25 g. de Hidrógeno reaccionan con 190 g. de Oxígeno. El agua tiene la composición porcentual 11,1% de H. y 88,9% O.

1) Identificar el reactivo limitante:

$$11,1 \text{ g. de H.} \quad \cdots \cdots \cdots \quad 88,9 \text{ g. de O.}$$

$$25 \text{ g. de H.} \quad \cdots \cdots \cdots \quad X$$

$$X = \frac{25 \times 88,9}{11,1} = 200,22 \text{ g. de Oxígeno.}$$

Comparo éste peso, con 190 g. que es el peso de Oxígeno que se tiene \Rightarrow es menor. Por tanto se debe haber consumido por completo el Oxígeno.
RL = Oxígeno.

2) En base al RL, calcular el peso de agua formada:

$$88,9 \text{ g. de Oxígeno} \quad \cdots \cdots \cdots \quad 100 \text{ g. de agua}$$

$$190 \text{ g. de Oxígeno} \quad \cdots \cdots \cdots \quad X$$

$$X = \frac{190 \times 100}{88,9} = 213,7 \text{ g. de agua.}$$

3.- LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.

"Si dos elementos se combinan entre sí para formar más de un compuesto los pesos de uno de ellos, combinados con un peso fijo del otro, están en una relación de números enteros sencillos". A diferencia de la ley anterior, ésta se la *demuestra* mediante el siguiente procedimiento:

Cuando el Oxígeno y el Hidrógeno se combinan entre sí forman agua cuya composición es de 88,9% de Oxígeno y 11,1% de Hidrógeno, pero también se puede formar el Peróxido de Hidrógeno (agua oxigenada) de composición 5,94% de Hidrógeno y 94,06% de Oxígeno. Demostrar con estos datos la Ley de Dalton.

1) *Asumir un peso fijo de cualquiera de los dos elementos*

W fijo = 11,1 g. de Hidrógeno

2) *Calcular los pesos de Oxígeno combinados con el peso fijo de Hidrógeno.*

En el primer compuesto = 88,9 g. de Oxígeno.

En el segundo compuesto:

5,94 g. de Hidrógeno ----- 94,06 g. de Oxígeno

11,1 g. de Hidrógeno ----- X

$$X = \frac{11,1 \times 94,06}{5,94} = 175,8 \text{ g. de O.}$$

3) *Comparar estos pesos de Oxígeno:*

$$\frac{88,9 \text{ g. de Oxígeno (primer compuesto)}}{175,8 \text{ g. de Oxígeno (segundo compuesto)}} \approx 0,5 \text{ (1/2)}$$

Como es una relación de enteros sencillos si se cumple la Ley de las Proporciones Múltiples.

4.- LEY DE LAS PROPORCIONES RECIPROCAS.-

"Los pesos de dos elementos que se combinan con el peso fijo de un tercero, son los mismos pesos cuando estos elementos se combinan entre sí o pueden ser múltiplos o submúltiplos de tales pesos".

Peso Equivalente.-

De la ley de Richter se puede establecer el concepto de **PESO EQUIVALENTE** o peso de combinación, que se lo puede definir como: "El peso de un elemento químico que interviene siempre en una reacción química frente al peso equivalente de otro elemento".

Otra forma de definir el peso equivalente es: "El peso de un elemento químico que se combina exactamente con 8,00 g. de oxígeno o con 1,008 de hidrógeno".

Si se conoce la composición de un óxido o de un hidruro, se puede calcular el peso equivalente del metal según lo que se indica en los siguientes ejemplos:

Un óxido metálico contiene un 23,3% de oxígeno. ¿Cuál es el peso equivalente del metal?

Oxido Metálico	23,3% oxígeno 76,7% metal	23,3 g. de O. 8 g. de O.	-----	76,7 g. M. X
----------------	------------------------------	-----------------------------	-------	-----------------

$$X = \frac{8 \times 76,7}{23,3} = 26,33 \implies P_{eq}$$

Un hidruro metálico contiene 12,43% de H. encontrar el peso equivalente del metal.

Hidruro Metálico	12,43% Hidrógeno 87,57% metal	12,43 g. de H. 1,008 g. de H.	-----	87,57 g. M. X
------------------	----------------------------------	----------------------------------	-------	------------------

$$X = \frac{1,008 \times 87,57}{12,43} = 7,04 \implies P_{eq} = 7,04$$

Finalmente se puede encontrar el peso equivalente de un ELEMENTO QUÍMICO, dividiendo el peso atómico para la valencia.

$$P_{eq} = \frac{\text{P.A.}}{\text{valencia}}$$

El peso atómico se estudiará más adelante, y la *valencia* se puede definir como: "capacidad de combinación que tiene un átomo con respecto a un elemento de referencia (el H)".

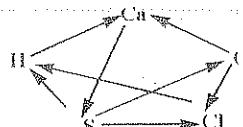
Si un elemento tiene valencia dos, significa que cada átomo de ese elemento, se combina con dos átomos de H. Al existir elementos polivalentes, existirá más de un peso equivalente para esos elementos químicos. *Por ejemplo:*

$$\text{Fe} \quad \text{PA} = 56 \quad \text{valencias} = 2 \text{ y } 3$$

$$P_{eq} = \frac{56}{2} = 28$$

$$P_{eq} = \frac{56}{3} = 18,66$$

Pesos Atómicos	Ca = 40	H = 1	S = 32	O = 16	Cl = 35,5
valencias	Ca = 2	H = 1	S = 2	O = 2	Cl = 1
P equivalente	Ca = 20	H = 1	S = 16	O = 8	Cl = 35,5



Se pueden plantear entonces, varias relaciones entre los pesos equivalentes de los anteriores elementos. *Ejemplo:*

20 g . de Ca reaccionan con 16 g . de S
35,5 g. de Cl reaccionan con 1 g. de H
1 g. de H reacciona con 20 g. de Ca
8 g. de O reacciona con 20 g. de Ca
1 g. de H reacciona con 8 g. de O

5.- LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACION.- (Gay Lussac)

Si en una reacción química tanto los reaccionantes como los productos son gases y sus volúmenes se miden a iguales condiciones de temperatura y presión: "Se pueden establecer relaciones de números enteros sencillos entre los volúmenes de las sustancias que intervienen en la reacción".

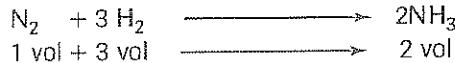
La aplicación de la Ley de Gay Lussac es parecida a la de Proust (Proporciones Definidas), pero en este caso se trabaja con volúmenes y no con pesos. Solo en ciertas reacciones se pueden sumar los volúmenes que han reaccionado para obtener el volumen de producto formado. En cambio siempre se pueden sumar los pesos de los reaccionantes para obtener el peso del producto.

Cuando se trata de gases, el volumen varía grandemente con la temperatura y la presión y por ésto es necesario que se midan a las mismas condiciones de T y P.

Se definen como condiciones normales (C.N.) o condiciones stándar (C.S.) a la temperatura de 0°C y la presión 1 at.

EJERCICIO.

Cuando el nitrógeno se combina con el hidrógeno para formar el amoníaco (gas) la relación de volúmenes es: 1:3:2 respectivamente. Calcular los litros de amoníaco que se pueden obtener cuando reaccionan 6,2 litros de hidrógeno con 1,9 litros de nitrógeno.



a) *Encontrar el reactivo limitante (R.L.)*

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ l N}_2 & \dots & 3 \text{ l H}_2 & X = \frac{1,9 \times 3}{1} = 5,7 \text{ l de H}_2 \\ 1,9 \text{ l N}_2 & \dots & X & \end{array}$$

al comparar con los 6,2 l que tengo, sobra H₂ y por lo tanto el R.L. es el Nitrógeno.

b) *En base al R.L., se calcula el volumen del producto formado*

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ l N}_2 & \dots & 2 \text{ l NH}_3 & X = \frac{1,9 \times 2}{1} = 3,8 \text{ l} & \text{Respuesta} = 3,8 \text{ l de NH}_3 \\ 1,9 \text{ l N}_2 & \dots & X & \end{array}$$

TEORIA ATOMICA DE DALTON

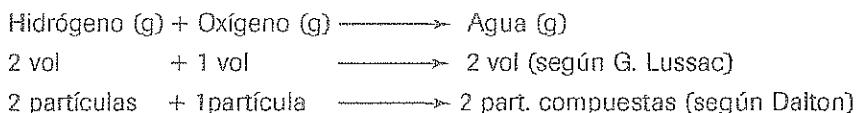
El origen de esta teoría se puede considerar en las ideas sobre la estructura de la materia que surgen alrededor del año 400 a. de C. Los filósofos griegos Platón y Aristóteles sostenían que la materia es *continua*, es decir, que no hay límite al subdividir un pedazo de materia. En cambio Demócrito y Leucipo consideraban que la materia es *discreta* o *discontinua* y que existe una partícula material última que ya no puede ser dividida. Sugirieron la palabra átomo (que significa etimológicamente sin división) para dicha partícula.

De estos dos criterios opuestos, se fue imponiendo el de Demócrito, y en el siglo XVII algunos científicos encontraron que ciertas sustancias se comportaban de manera inconsistente con la Teoría de materia continua. Además frente a la experimentación, el modelo de Aristóteles no podía explicar el por qué se obtenían ciertos resultados.

Sin embargo, no fue hasta 1.805, cuando el inglés John Dalton propuso la denominada Teoría Atómica que tenía ya una base científica y que constituye el primer estudio serio acerca de la estructura de la materia. La teoría de Dalton consta de los siguientes postulados.

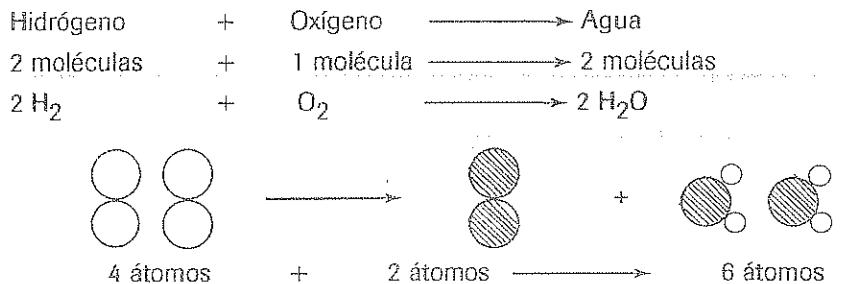
- 1) Todas las sustancias están formadas por partículas sumamente pequeñas denominadas átomos.
- 2) Los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, y sus propiedades son diferentes de los átomos de otro elemento.
- 3) Los átomos de un elemento son indestructibles, y durante una reacción química se combinan átomos de más de un elemento.

Si bien el segundo y tercer postulado no se cumplen exactamente, la Teoría de Dalton es la base de la Teoría Atómica moderna y explica satisfactoriamente las cuatro primeras Leyes Ponderales, pero falla al tratar de explicar la Ley de Gay Lussac, pues como se indicó anteriormente al considerar la relación de volúmenes como relación de átomos, se llegaba a un absurdo.



Pero como sería posible que 1 partícula o 1 átomo de Oxígeno pueda formar dos átomos compuestos de agua, si como lo afirmaba Dalton (tercer postulado) los átomos eran indestructibles?

En cambio con el principio de Avogadro (relación de volúmenes = relación de moléculas) y considerando *moléculas diatómicas* para estos gases, se tendrá:



De esta manera se cumple la Ley de Gay Lussac y se mantiene la validez de átomos indestructibles de Dalton.

Dalton consideraba también que siempre que se formaba un compuesto debía unirse un átomo de cada elemento y asignaba las fórmulas: HO para el agua (H₂O) NH para el amoníaco (NH₃).

Esta falla de Dalton hizo que los pesos atómicos encontrados para ciertos elementos sean diferentes sus verdaderos pesos atómicos.

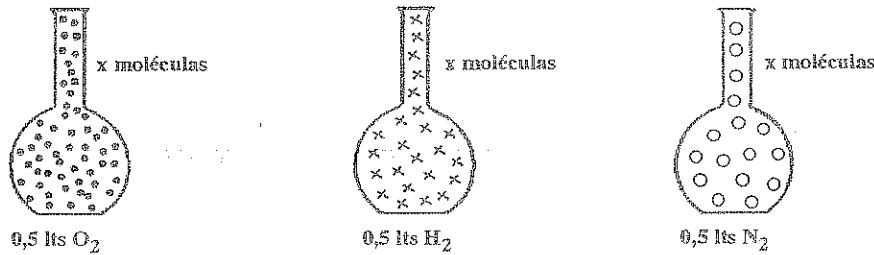
PRINCIPIO (HIPÓTESIS) DE AVOGADRO.-

La Ley de Gay Lussac, no podía ser explicada por la teoría atómica de Dalton, pues al considerar que la relación en volúmenes se podía tomar como relación de partículas, no se justificaba que una partícula de oxígeno pueda formar dos partículas de agua, según el ejemplo anterior.

En 1.811 el físico italiano AVOGADRO, estableció que:

"Volúmenes iguales de todos los gases a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas".

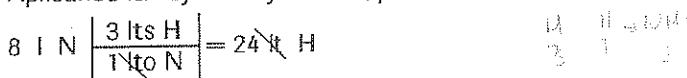
Al considerar también la existencia de moléculas diatómicas, Avogadro pudo explicar satisfactoriamente la Ley de Gay Lussac y el criterio de Dalton de átomos indivisibles. Este principio se puede aclarar con el siguiente esquema.



PROBLEMAS RESUELTOS

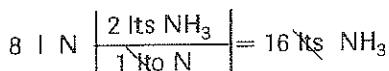
- 1.- Si en la formación del amoníaco, la relación volumétrica entre el H, N, NH₃, es 3: 1: 2 respectivamente; encontrar el número de litros de NH₃ que se obtienen si 26 lts de Hidrógeno reaccionan con 8 lts de Nitrógeno.

Aplicando la Ley de Gay-Lussac, primero se identifica al Reactivo Limitante (R.L.)



Al comparar el volumen necesario de H (24 lts) con el volumen disponible (26 lts), se observa que sobra Hidrógeno; por lo tanto el R.L. \Rightarrow N.

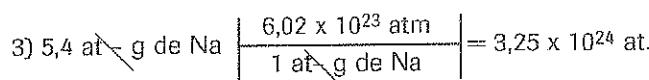
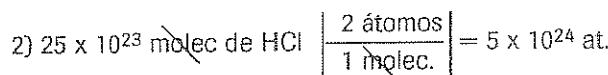
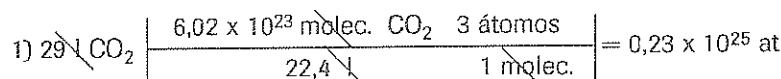
En base al R.L. se calcula el volumen de producto formado:



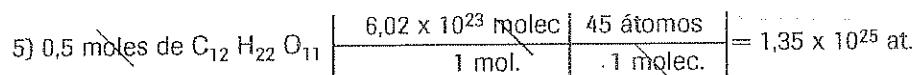
Por lo tanto se obtienen 16 lts de NH₃

- 2.- Encontrar el literal que contenga el mayor número de átomos.

- 1) 29 l de CO₂ (gas) en C.N.
- 2) 25×10^{23} moléculas de HCl
- 3) 5,4 at-g de Na
- 4) $1,204 \times 10^{24}$ átomos de C
- 5) 0,5 moles de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁)



- 4) $1,204 \times 10^{24}$ átomos.



Con los resultados obtenidos, existen más átomos en (5).

3.- Un óxido contiene 11,5 % de oxígeno. Si 9,4 g. de oxígeno reaccionan con 74 g. del metal, calcular los gramos de óxido formado.

b) Si los elementos anteriores forman un segundo óxido que contiene 79,89% del metal. Demostrar la ley de las proporciones múltiples.

El óxido metálico contiene 11,5% de oxígeno y 88,5% de M; aplicando la ley de Proust.

$$9,4 \text{ g O} \left| \frac{88,5 \text{ g M}}{11,5 \text{ g O}} \right| = 72,33 \text{ g M}$$

comparando el peso obtenido con 74 g que se tienen de Metal sobre M. Por lo tanto el Reactivo limitante ==> 0.

$$9,4 \text{ g O} \left| \frac{100 \text{ g óxido}}{11,1 \text{ g O}} \right| = 81,74 \text{ g}$$

b) Asumo como Wfijo = 11,5 g de O y calculo los pesos del Metal, combinados con ese Wfijo.

1^{er}. Compuesto => 88,5 g M

$$2^{\text{do}} \text{. Compuesto; } 20,11 \text{ g O} \left| \frac{79,89 \text{ g M}}{11,5 \text{ g O}} \right| = 45,6 \text{ g M}$$

Relaciono los pesos del metal

$$\frac{88,5 \text{ g M (1}^{\text{er}}\text{. Compuesto)}}{45,6 \text{ g M (2}^{\text{do}}\text{. Compuesto)}}$$

La relación es aproximadamente de 2/1, por lo tanto si se cumple la ley de las proporciones múltiples.

4.- Calcular las abundancias relativas de los isótopos M⁶¹ y M⁶⁴ considerando que el radio atómico del metal M es 1,20 Å; que el volumen efectivo ocupado por los átomos de M es del 62% y que la densidad de M es 8,90 g/ml

Se debe asumir átomos esféricos ($V = \frac{4}{3} \pi r^3$) y calcular el volumen de un átomo en cm³:

$$V = \frac{4 \times 3,14 \times (1,20 \times 10^{-8})^3}{3} = 7,234 \times 10^{-24} \text{ cm}^3$$

Al asumir un volumen de 1 cm³ del metal, el volumen ocupado por los átomos (entre los cuales existen los espacios interatómicos vacío) será el 62% osea $0,62 \times 1 = 0,62 \text{ cm}^3$.

Al dividir este volumen para el volumen de un átomo, se encuentra el número de átomos que existen en 1 cm³ del metal.

$$\# \text{ de átomos} = \frac{0,62 \text{ cm}^3}{7,234 \times 10^{-24} \text{ cm}^3} = 8,57 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

Como la densidad del metal es 8,90 g/ml, el número de átomos anterior, está contenido en 1 cm³ y por lo tanto su masa es 8,90 g. Se puede calcular entonces la masa de un átomo de M:

$$\frac{8,90 \text{ g}}{8,57 \times 10^{22} \text{ átomos}} = 1,038 \times 10^{-22} \text{ g} \left| \begin{array}{l} \text{1 uma} \\ \text{1,67} \times 10^{-24} \text{ g} \end{array} \right| = 62,186 \text{ uma}$$

por lo tanto el peso atómico promedio será: 62,186 y al aplicar la relación:

$$PA = \frac{P_1 X_1 + P_2 X_2}{100} \quad y$$

$$X_1 + X_2 = 100$$

$$62,186 = \frac{61 X_1 + 64 (100 - X_1)}{100} = 61 X_1 + 6400 - 64 X_1$$

$$6218,6 - 6400 = - 3 X_1$$

$$X_1 = \frac{181,4}{3} = 60,46\%$$

la abundancia del Isótopo M⁶⁴ será : 100 - 60,46 = 39,54%

$$\text{Respuesta: } M^{64} = 39,54\% \qquad M^{61} = 60,46\%$$

PROBLEMAS SOBRE LEYES PONDERALES

- 1.- El metano contiene un 25% de H y un 75% de C. Calcular cuántos g de metano se obtienen cuando:
- 18 g de H reaccionan con 20 g de C.
 - 30 g de H reaccionan con 70 g de C.
- 2.- En la formación del amoníaco, cada gramo de H se combina con 4,67 de N. Calcular cuántas lbs. de amoníaco se obtienen si 0,6 kg de N reaccionan con 120 g de H.
- *3.- Se dispone de: 80 g de cromo; 50 g de oxígeno medidos en C.N. y $1,4 \times 10^{24}$ átomos de potasio, determinar:
- El número de moles y gramos de dicromato de potasio ($K_2 Cr_2 O_7$) que se puede formar.
 - Si la cantidad de dicromato de potasio formado es de 136 g, determinar el rendimiento de la reacción y el número de átomos de oxígeno que no reaccionan.
Pesos atómicos: Cr = 52; O = 16 ; K = 39
- 4.- Un compuesto está formado por átomos de los elementos X, Y, Z en una relación de átomos 1:1:4 respectivamente. Qué cantidad de compuesto (en g) se formará cuando se combinan 24,5 g de X, 5×10^{23} átomos de Y y 3,5 at-g de Z.
Pesos atómicos: X = 40 Y = 32 Z = 16
- 5.- Un óxido contiene 11,5% de oxígeno. Si 10,8 de oxígeno reaccionan con 80 g de metal, calcular los gramos del óxido formado. Si los elementos anteriores forman un segundo óxido que contienen 79,9% del metal. Demostrar la Ley de las Proporciones Múltiples.
- 6.- El elemento Fe forma dos cloruros diferentes. El primero contiene un 44% de Fe, y el segundo contiene 65,6% de Cl. Demuestre si se cumple la Ley de Dalton.
- 7.- El elemento A se combina con el B para formar dos compuestos. El primero contiene un 75% de B, mientras que en el segundo compuesto 18 g de B se han combinado con 8 g de A.
- Demostrar la Ley de Dalton.
 - Calcular cuántos g del primer compuesto se obtienen cuando 5 g de A se combinan con 9,1 g de B.
- 8.- El hidrógeno y un metal forman 2 hidruros. El primero contiene 27,3% de H y el segundo contiene 89,2% de metal. Comprobar si se cumple la ley de Dalton.
- 9.- Un óxido de hierro contiene 22,23% de oxígeno. Un segundo compuesto formado por cloro y O, contiene 18,41% de O. Cuando el cloro y el Fe se combinan entre sí; 2,26 g de Cl reaccionan con 1,77 g de Fe. Demostrar si estos datos se ajustan a la Ley de Richter.

10.- La fórmula (relación de átomos) del cromato de Potasio es $K_2 Cr O_4$. Calcular cuántos gramos de compuesto se pueden obtener a partir de $3,5 \times 10^{23}$ átomos de K; 20 g de Cr y 4 at-g de O?

$$K = 39 \quad Cr = 52 \quad O = 16$$

11.- Conociendo las composiciones de los siguientes compuestos:

$$\begin{array}{ll} Na_2O: 74,19\% \text{ Na} & H_2O: 11,11\% \text{ H} \\ Na: 95,83\% \text{ Na} & NH_3: 17,65\% \text{ H} \end{array}$$

Demostrar la Ley de Richter.

12.- El nitrógeno se combina con el hidrógeno para formar amoníaco (todos son gases) en una relación de volumen 1:3:2 a C.N. Calcular cuántos gramos de amoníaco se pueden obtener a partir de 18 g de N_2 y $0,7 \times 10^{24}$ moléculas de H_2 , si la reacción ocurre en condiciones normales de temperatura y presión.

13.- El hidrógeno se combina con el cloro para formar el cloruro de hidrógeno (todos gases) en una relación volumétrica 1:1:2. Cuántos cm^3 del producto se pueden formar si 6 litros de H reaccionan con 4,5 litros de Cl medidos a las mismas condiciones de T y P.

14.- 7×10^{-7} moles de monóxido de carbono se liberan en una habitación cuyas dimensiones son $1,5 \times 8 \times 2$ m. Para una mezcla completa, cuantas moléculas de CO existen por cada cm^3 de aire?

15.- La densidad del Pt sólido es 21,4 g/ml. Calcular el volumen de un átomo de éste elemento ($Pt = 195$)

16.- Qué masa de nitrógeno tiene el mismo número de átomos que el que existe en 150 g de mercurio?

$$N = 14 \quad Hg = 200,6$$

17.- Cuántos at-g de Fe hay en 340 g?. $Fe = 56$

18.- Cuántos átomos hay en 24 g de Na? $Na = 23$

19.- Cuántos g hay en 3,5 at-g de Cu?. $Cu = 63,5$

20.- Cuántos g de CO_2 hay en 8,2 moles?. $C = 12 \quad O = 16$

21.- Cuántos átomos hay en 810 g de Ca?. $Ca = 40$

22.- Cuántos moles hay en 320 g de H_2O ?

*23.- Calcular cuántos átomos y cuáatos at-g existen en 120 g de un metal cuyo Cp es 0,156 BTU/lba F. Se conoce que un óxido de este metal contiene 52% de metal.

*24.- Un hidruro metálico contiene 11,71% de H. Si el calor específico del metal es 0,24 cal/g C, calcular cuántos átomos y cuántos at-g existen en 35 g de este metal?.

*25.- Cuántos moles del compuesto MO_2 , se pueden formar cuando reaccionan 11,2 litros de oxígeno de C.N. con $4,8 \times 10^{23}$ átomos de M. Se conoce que el calor específico de M es: 0,165 cal/g°C y que un hidruro de este metal M contiene 4,79% de H. Peso atómico de O = 16.

*26.- Conociendo que el amoníaco está formado por tres átomos de H y 1 de N, y que contiene un 17,6% de H, encontrar los pesos atómicos relativos, según el método de Dalton.

27.- Cierta elemento X forma un óxido en el cual hay dos átomos de X por cada átomo de O, y que contiene un 78,8% de X. Cuál es el porcentaje de X en otro óxido en el que hay igual número de átomos de X y de O.

*28.- Considere los 3 compuestos siguientes:

Agua	$\left\{ \begin{array}{l} 11\% \text{ H} \\ 89\% \end{array} \right.$	Amoníaco	$\left\{ \begin{array}{l} 18\% \text{ H} \\ 82\% \text{ N} \end{array} \right.$	Oxido	$\left\{ \begin{array}{l} 47\% \text{ N} \\ ? \end{array} \right.$
				Nítrico	$\left\{ \begin{array}{l} 53\% \text{ O} \\ ? \end{array} \right.$

Tomando el peso atómico del H como 1 y siguiendo la suposición de Dalton de que la relación entre los átomos de cada uno de estos compuestos fuera 1:1. Demuestre que estos datos producirían dos distintos pesos atómicos para el nitrógeno.

29.- Los elementos A y B forman un compuesto en el cual la relación de átomos es 3:2, y sus pesos equivalentes son: 18,62 y 16 respectivamente. Determinar el porcentaje de A y B en un compuesto de fórmula AB.

*30.- Cuántos moles del compuesto CaO se pueden formar cuando reaccionan 6,5 lts. de O_2 (en C.N.) con $2,1 \times 10^{23}$ átomos de Ca. El calor específico del Ca es 0,149 cal/g°C y un hidruro de este metal contiene 4,76% de H. Peso atómico del O = 16.

31.- Encontrar los pesos atómicos relativos de los elementos A y B, si un compuesto que contiene 75% de A y 25% de B tiene la fórmula AB_3 .

32.- Ordenar de mayor a menor masa:

- a) 150 l de NH_3 en C.N
- b) 20 at-g de Na
- c) 5×10^{24} moléculas de HNO_3
- d) 0,9 moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- e) $5,6 \times 10^{24}$ átomos de Fe

33.- Calcular en qué caso existe la mayor masa, y en qué caso el mayor número de átomos?

- a) 25×10^{-3} moles de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- b) 9×10^{21} moléculas de H_2SO_4
- c) 85 lt. de H_2S (g) en C.N.
- d) 8,3 at-g de Potasio
- e) $7,5 \times 10^{24}$ átomos de Ca.

$$\text{C} = 12$$

$$\text{H} = 1$$

$$\text{O} = 16$$

$$\text{S} = 32$$

$$\text{K} = 39$$

$$\text{Ca} = 40$$



CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 1

CURSO: NOMBRE:

A) Lea detenidamente las afirmaciones y ponga V o F según sean verdaderas o falsas.

- 1.- Las aleaciones son compuestos químicos.
- 2.- Todas las mezclas son heterogéneas.
- 3.- Un elemento se puede descomponer en sustancias más simples.
- 4.- La Química estudia los cambios de estado.
- 5.- Los compuestos están formados por dos o más elementos.
- 6.- Las sustancias (puras) tienen una composición fija.
- 7.- Los componentes de una mezcla se separan por medios físicos.
- 8.- Las reacciones químicas no forman nuevas sustancias.
- 9.- La cromatografía permite separar las partes de una mezcla.
- 10.- En una combustión se modifica la estructura de la materia.

B) En base al esquema de clasificación de la materia, señalar (escribiendo el término escogido en el espacio asignado) a que categoría corresponden los siguientes ejemplos:

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------------|
| a) Un café tinto | b) El ácido sulfúrico |
| c) La pintura de su pupitre | d) La sal de mesa (NaCl) |
| e) El azúcar | f) La mina de un lápiz |
| g) Un trozo de oro puro | h) El agua de mar |

C) El oro de 18 quilates es una mezcla de Au en un 75% y Cu en un 25%. De manera general un quilate se define como 1/24 parte en peso de oro puro que contienen las aleaciones de este metal. *Resolver los siguientes ejercicios.*

1..- Un anillo de oro de 14 quilates, pesa 4,5 g. Calcular cuántos gramos de oro puro contiene esta joya?. Cuál es el porcentaje en peso de Au en ésta aleación?

2..- Una solución acuosa de NaOH, tiene una concentración del 8% y una densidad de 1,28 g/ml. Cuántos litros de la solución contienen 0,4 kg de soluto?

3..- El agua contiene 11,1% de H y 88,9% de O. Cuántas libras de agua se pueden obtener si 40 g de H se combinan con 300 g de O. Si éstos elementos forman el H_2O_2 que contiene 5,94% de H. Demostrar si se cumple la ley de Dalton.

*4..- Un óxido metálico contiene 48% de O, y el calor específico del metal es 0,156 cal/g °C. Calcular el peso atómico del metal.

- | | |
|--|---|
| 5..- Cuántos gramos hay en 3×10^{23} átomos de C | C=12 |
| 6..- En 29 g de H_2O : a) Cuántas moléculas hay?
c) Cuántos átomos de H y de O existen? | b) Cuántos moles ?
d) Cuántos at-g de O hay? |

CLASE PRACTICA DE QUIMICA Nº. 2

CURSO:.....

NOMBRE:.....

A.- En la siguiente lista, ponga una A junto a las sustancias puras; una B junto a los elementos, y una C junto a las mezclas:

- | | |
|---------------------------|------------------|
| 1.- Hielo seco | 2.- Leche |
| 3.- Nitrógeno | 4.- Tiza |
| 5.- Amoníaco; | 6.- Aire |
| 7.- Jugo de naranja | 8.- Neón |
| 9.- Ácido nítrico | 10.- Hierro..... |

B.- Escriba una semejanza y una diferencia entre mezcla y compuesto;

C.- Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y escoja su respuesta (o respuestas) encerrando en un círculo la letra (s) escogida:

- 1.- Si un compuesto contiene 5,9% de H y 94,1% de O y su peso molecular es 34:
a) Se trata del agua; b) Su combustión produce CO_2 ; c) Su fórmula empírica es HO;
d) Su fórmula molecular es H_2O_2 ; e) ninguna respuesta

*2.- Si la composición porcentual del amoníaco es a 82,3% de N y 17,7% de H; y su fórmula se toma como NH:

- a) Los dos elementos pesan lo mismo; b) El N pesa 14 veces mas que el H;
c) El H pesa 16 veces menos que el O; d) El peso del N es 4,7 veces menor que el peso del H; e) ninguna respuesta

*3.- En la determinación de los pesos atómicos relativos:

- a) Se utiliza la Ley de Lavoisier; b) Se puede tomar como base 0=100 y establecer la Escala de Berzelius; c) Se puede aplicar el principio de Avogadro.
d) ninguna respuesta.

4.- El peso atómico de un elemento es:

- a) el número de protones que tiene el núcleo del átomo; b) la mitad del número de masa (A); c) un número entero; d) un valor que se calcula en base a los isótopos; e) ninguna respuesta.

5.- El sulfuro de cobre contiene 66,49% de metal. Si el peso equivalente o peso de combinación del S es 16, el peso equivalente del Cu sería:

- a) 25,4 b) 31,7 c) 12,8 d) 37,5
e) ninguna respuesta.

CLASE PRACTICA DE QUIMICA Nº. 3

CURSO:..... NOMBRE:.....

A.- Escribir los símbolos o dar el nombre de:

Mercurio.....	Oro.....	Pb.....	Plata.....	P
Platino.....	Fe.....	Po.....	Uranio.....	Mg.....
Ag.....	Zinc.....	Cd.....	Co.....	Yodo.....
Azufre.....	K.....	Sodio.....	C.....	Calcio.....

B.- Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y escoja su respuesta (o respuestas) encerrando en un círculo la letra (s) escogida:

1.- La Química es una verdadera ciencia porque:

- a) Los alquimistas pretendían convertir ciertos metales en oro; b) Muchos científicos desarrollaron teorías erróneas; c) No puede explicar satisfactoriamente las transformaciones químicas; d) Se ha desarrollado durante muchos años; e) ninguna respuesta.

2.- En la fisión y fusión nucleares:

- a) la materia se convierte en energía. b) quedan residuos radiactivos que son peligrosos; c) se puede utilizar Pu e H respectivamente; d) Se puede calcular la energía desprendida con la ecuación de Einstein; e) ninguna respuesta.

3.- Al comparar algunos de los conceptos básicos de Química:

- a) Existen más elementos que compuestos; b) Pueden existir más compuestos que mezclas; c) El átomo es la partícula última de la materia; d) Una molécula se puede separar en átomos; e) ninguna respuesta.

4.- Teniendo en cuenta la clasificación de la materia, se puede afirmar que:

- a) Todas las mezclas son heterogéneas; b) El agua es un elemento químico; c) El H_2SO_4 es una sustancia pura; d) Una solución es un compuesto; e) ninguna respuesta.

5.- La bauxita es un mineral rico en Aluminio. Si de 0,5 kg de este mineral se extraen 100 g de Al: a) El mineral es una mezcla homogénea; b) La bauxita contiene 25% de Al; c) El contenido de Al es el 20%; d) El porcentaje en peso del Al en el mineral es 15; e) ninguna respuesta.

6.- La teoría atómica de Dalton considera que: a) La materia es discreta o discontinua b) Los átomos se pueden destruir; c) Los átomos de un mismo elemento son idénticos; d) Se puede calcular los pesos atómicos relativos; e) Ninguna Respuesta.

7.- Las leyes ponderales: a) se aplican a todas las reacciones químicas; b) Se emplean solo si los reaccionantes y productos son gaseosos; c) Pueden explicarse con la Teoría de Dalton; d) ninguna respuesta.

ESTRUCTURA ATOMICA

2

INTRODUCCION.-

El estudio de la Estructura Atómica requiere el conocimiento de una serie de fenómenos y experimentos que han permitido desarrollar una "Teoría acerca del átomo". Se mencionan algunos de ellos:

En 1874, Stoney sugirió que la electricidad existe en unidades discretas asociadas con los átomos y se empleó la palabra "electrón" para designar las unidades de carga eléctrica que se hallan en movimiento (corriente). Sin embargo recién en 1.897 se encontró la evidencia experimental de que los electrones existen como partículas de la materia y con determinadas propiedades. Esto fue posible mediante el estudio de descargas eléctricas en tubos de vidrio parcialmente evacuados.

TUBOS DE DESCARGA

Denominados también tubos de vacío o de Crookes, permitieron deducir que los átomos están subdivididos en fragmentos con carga eléctrica.

En 1.885 William Crookes realizó algunos experimentos con estos tubos de vidrio con dos electrodos en sus extremos y que están conectados a un alto voltaje (aproximadamente 10.000 voltios). El tubo puede ser evacuado conectándolo a una bomba de vacío.

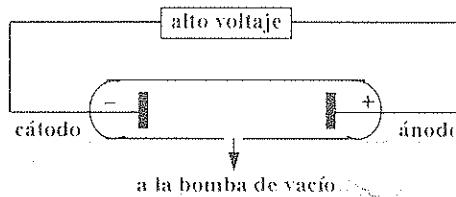


Figura 2.1.

Mientras no se hace el vacío, no fluye la corriente eléctrica pues el aire es aislante. Si se hace el vacío hasta una presión de 0,01 atmósferas hay conductancia eléctrica y es gas residual se torna luminoso (los letreros luminosos de Ne son ejemplo de esto).

Si la presión disminuye hasta 10^{-4} atm la luminosidad desaparece pero la conductancia eléctrica persiste y las paredes del tubo comienzan a brillar con una débil fluorescencia, debida al bombardeo de los rayos que se originan en el electrodo negativo (cátodo) y a los que se denominó rayos catódicos.

EXPERIMENTO DE THOMSON.

En 1897 el inglés Joseph Thomson realizó un experimento que permitió conocer la naturaleza de los rayos catódicos, suponiendo que consistían en partículas a las que se los comenzó a designar como electrones. En la figura 2.2 se indica el aparato que se empleó para encontrar la relación e/m .

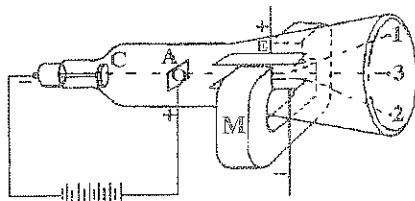


Figura 2.2.

- C = cátodo
- A = ánodo perforado
- E = placas paralelas cargadas
- M = imán
- F = pantalla fluorescente

Desde el cátodo se emiten electrones que tienen una masa m y una carga e , después de pasar a través del orificio del ánodo con una velocidad, los electrones golpean en la pantalla en el punto 3. Las placas eléctricas que se ubican por encima y abajo del haz electrónico, generan un campo eléctrico E que a su vez ejerce una fuerza eléctrica ($e \cdot E$) la cual desvía el haz electrónico hacia arriba llegando al punto 1.

Un campo magnético de intensidad de campo H , aplicado en ausencia del campo eléctrico desvía el haz perpendicularmente al campo hasta el punto 2. La fuerza debida al campo magnético es igual Hev .

Esta fuerza es también igual a la masa del electrón por su aceleración, y como al aplicar el campo magnético, el electrón describe una trayectoria circular de radio r se puede igualar:

$$Hev = \frac{mv^2}{r} \quad \frac{e}{m} = \frac{v}{rH} \quad ①$$

Para determinar la velocidad de los electrones, los campos eléctricos y magnéticos se aplican simultáneamente de modo que las dos fuerzas sean iguales en magnitud; y los electrones lleguen al punto 3, como si no estuviera actuando ningún campo.

Fuerza debida al campo eléctrico = Fuerza debida al campo magnético.

$$eE = Hev$$

$$v = \frac{E}{H} \quad ②$$

Reemplazando la ecuación 2 en 1 se tiene:

$$\frac{e}{m} = \frac{E}{rH^2} \quad ③$$

En la ecuación 3 se conoce la intensidad del campo Eléctrico aplicado (E), la intensidad del campo magnético (H) y se puede calcular el radio r de la trayectoria circular descrita por el electrón, se conocerá entonces el valor de e/m que resulta ser $-1,76 \times 10^8$ c/g.

El mismo valor (e/m) se puede obtener sin tener en cuenta la naturaleza de los materiales usados para el cátodo y para la construcción del tubo.

Entonces los rayos catódicos fueron considerados como partículas que constituyen cualquier tipo de materia. Un segundo método efectuado por Thomson permitió encontrar el valor e/m. Dicho experimento consistió en bombardear con rayos catódicos un electrodo y medir tanto la corriente entregada al electrodo cuanto la elevación de temperatura producida por el bombardeo.

Un desarrollo matemático similar al anterior permitió encontrar el valor numérico de $e/m = -1,76 \times 10^8$ coulombs/g.

EXPERIMENTO DE MILLIKAN.-

Robert Millikan, realiza en 1.909 una serie de experimentos (conocidos como experimentos de la gota de aceite), que permitieron determinar la carga del electrón.

El aparato empleado (Fig. 2.3) consiste en un cilindro o cámara en cuyo interior se pulverizan finas gotitas de aceite. Para obtener gotitas cargadas se irradia el aire del interior con rayos X, que probablemente arrancan electrones del aire, los que se unen a las gotitas de aceite. La fricción del aceite en el pulverizador puede también producir gotitas cargadas, que caen a través del orificio de la placa superior y llegan a la placa inferior.

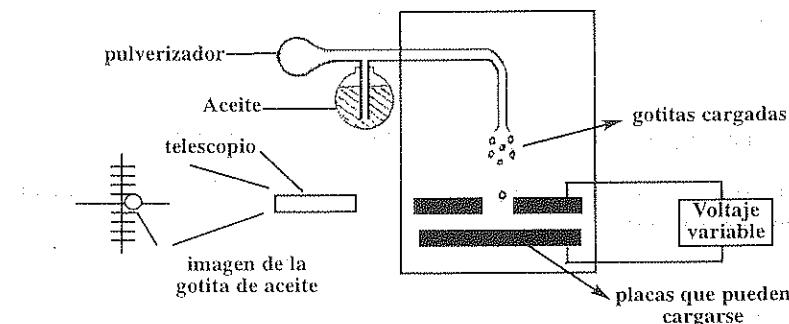


Figura 2.3.

En ausencia de un campo eléctrico las gotas que caen alcanzan una velocidad terminal constante que se determina experimentalmente midiendo el tiempo que requieren para pasar entre las líneas del retículo graduado del telescopio.

De acuerdo a la ley de Stokes (que rige el movimiento de partículas en medios viscosos) se tiene que la velocidad terminal de una gota es:

m = masa de una gota

r = radio de la gota

η = viscosidad del aire

g = gravedad

$$v = \frac{mg}{6\pi\eta r} \quad \textcircled{1}$$

Es necesario encontrar para cada gota de aceite la masa y el radio, lo cual es posible si se conoce la densidad del aceite y se supone que las gotitas son prácticamente esféricas. En este caso el volumen de una gota viene dado por la ecuación:

$$v = \frac{4}{3}\pi r^3$$

reemplazando en

$$\delta = \frac{m}{v}$$

$$\delta = \frac{3m}{4\pi r^3} \quad \textcircled{2}$$

Con las ecuaciones 1) y 2) se puede calcular para cualquier gotita la masa y el radio. Si se ajusta el voltaje entre las placas se puede igualar la fuerza debida al campo eléctrico con la fuerza de la gravedad que obliga a caer a las gotas, entonces para una *gota estacionaria* se tiene:

q = carga de la gota

$$q E = mg$$

E = intensidad del campo eléctrico

m = masa de la gota calculada anteriormente

$$q = \frac{mg}{E}$$

Millikan encontró que la carga sobre cada gota de aceite podría expresarse como:

$$q = ne$$

n = número entero positivo

e = carga del electrón

El valor numérico encontrado para e resultó ser $1,6 \times 10^{-19}$ C

Combinando este valor, con la relación e/m calculada por Thomson se puede calcular la masa del electrón:

$$m = \frac{e}{e/m} = \frac{1,6 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9,1 \times 10^{-28} \text{ g}$$

EXPERIMENTO DE RUTHERFORD.

En 1.911 Ernest Rutherford y otros científicos realizaron algunos experimentos que demostraron que la mayor parte de la masa de un átomo se encontraba concentrada en una parte muy pequeña del mismo.

Los experimentos consistían en **bombardear** una lámina o película de cierta sustancia (Rutherford utilizó oro) con partículas provenientes de una fuente radioactiva, y determinar la desviación que sufrían tales partículas.

Una descripción más detallada del experimento efectuado es la que se indica a continuación (Figura 2.4)

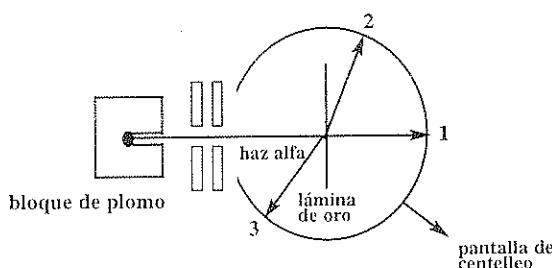


Figura 2.4.

Una pequeña cantidad de sustancia radioactiva (Radio) emite partículas alfa en todas direcciones. Mediante una estrecha ranura, se obtiene un haz de partículas alfa rápidas, las mismas que al incidir sobre una lámina difusora (Pan de oro) experimentan una desviación.

Tal desviación es observada en una pantalla recubierta de Sulfuro de Zinc, compuesto que tiene la propiedad de emitir un centelleo al chocar contra la pantalla tales partículas.

La mayor parte de las partículas penetraron la lámina sin desviarse (trayectoria 1). Un pequeño número de partículas se desvían y se detectan en el punto 2 y un número más pequeño aún, prácticamente rebotaban y seguían la trayectoria 3..

Estos sorprendentes resultados fueron explicados suponiendo que los átomos que forman las láminas metálicas contenían centros masivos cargados positivamente a los que denominó "**núcleos atómicos**" y en los cuales debía concentrarse la masa del átomo.

Se detalla en la figura 2.5 el choque contra estos núcleos, y se observa que cada vez que las partículas α pasaban a través de la hoja y se acercaban a un núcleo, eran repelidas y desviadas de su trayectoria inicial; como la mayor parte de las partículas α no se desviaban, los centros positivos debían ser muy pequeños, y debían estar alejados entre sí.

Hay que tener en cuenta que en el experimento de Rutherford, las partículas α no son desviadas por los electrones, debido a la pequeña masa de éstos en relación a la de las partículas alfa.

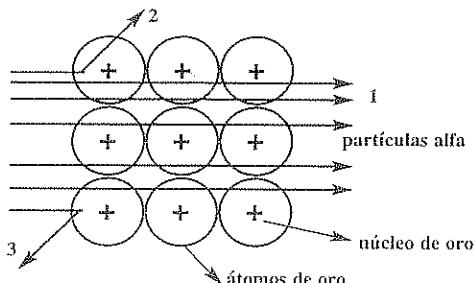


Figura 2.5.

Rutherford, luego de este experimento demostró matemáticamente, conociendo los ángulos de desviación y el número de partículas desviadas, que el tamaño del núcleo era aproximadamente 10.000 veces menor que el tamaño del átomo (el diámetro del núcleo estaba en el orden de 10^{-8} cm).

MODELOS ATOMICOS.

Los diferentes experimentos señalados antes, indicaban que los átomos son partículas muy complejas cuya estructura detallada se explicaba con los denominados "modelos atómicos" propuestos por diferentes científicos en base a los resultados de nuevos experimentos.

Las primeras ideas de la estructura del átomo fueron enunciadas por Thomson cuando ya se había descubierto el electrón en el año de 1.898; este decía que el átomo era un conjunto esférico de cargas positivas cuyos electrones se encontraban incrustados y distribuidos regularmente dentro del campo positivo, y en un número tal que compensaba la carga positiva del átomo.

Este modelo denominado también de "uvas en gelatina" (figura 2.6) perdió validez a raíz de los resultados obtenidos por Rutherford, que demostraron la existencia del Núcleo atómico.

Rutherford propuso un nuevo modelo atómico en el cual colocó al núcleo en el centro del átomo y alrededor de este una nube de electrones los cuales poseían carga negativa, en el núcleo se encontraba la mayor parte de la masa y además la carga positiva del átomo (figura 2.7).

La dimensión del diámetro del átomo es de 10^{-10} m. mientras que la del núcleo es de 10^{-14} m. Entonces el átomo es 10.000 veces más grande que el núcleo por lo que la mayor parte del átomo se encuentra vacía.

En 1.913 cuando ya se conocía lo suficiente acerca de la naturaleza del átomo, Bohr propuso el modelo planetario para el átomo de Hidrógeno en el cual enunciaba que el núcleo se encontraba en reposo y que los electrones giraban alrededor de éste en órbitas circulares que podían tener ciertos radios (según los Postulados que se indicarán más adelante). En la (figura 2.8) se señala dicho modelo atómico.

Posteriormente se modificó el modelo de Bohr, al suponer la existencia de órbitas elípticas para los electrones; cómo lo propuso Sommerfield, pero este modelo pese a visualizár una de las imágenes más conocidas y publicitadas del átomo (fig. 2.9) no se ajustaba completamente a las observaciones efectuadas.

En 1925 los físicos Heisemberg y Schrodinger lanzan una nueva teoría acerca de la estructura del átomo (Mecánica Cuántica), en la cuál no se describe el movimiento de los electrones de una forma tan precisa como lo hizo Bohr, aunque la distancia media del electrón era la misma calculada por la teoría de Bohr. Según la mecánica cuántica el electrón se encuentra ocupando diferentes *orbitales* que se pueden definir como *regiones en donde la probabilidad de localizar al electrón es máxima*. (figura 2.10.)

MODELO DE THOMSON

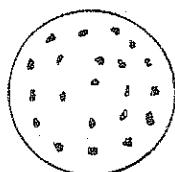


Figura 2.6

MODELO DE RUTHERFORD

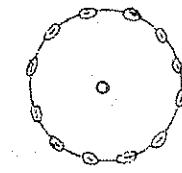


Figura 2.7

MODELO DE BOHR

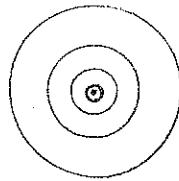


Figura 2.9

MODELO DE SOMMERFIELD

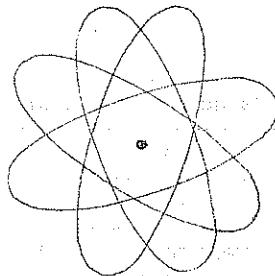


Figura 2.8

ORBITAL 2p_y

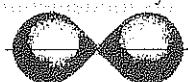


Figura 2.10

NEUTRONES.-

• Fueron descubiertos por el científico inglés James Chadwick en 1.932 durante un experimento que consistía en bombardear el Be con partículas α .



Se observa que se obtiene el elemento C, pero además "algo" que no era un elemento químico, ya que el número atómico (Z) es 0; sino que se trata de una nueva partícula fundamental que tiene un número de masa (A) igual a 1.

La ecuación anterior señala que los neutrones eran un nuevo tipo de partículas fundamentales que se encontraban en el núcleo del átomo.

El descubrimiento del neutrón, justifica la existencia de los **isótopos** que eran átomos de un mismo elemento, con diferente masa, debido al diferente número de neutrones que poseen en el núcleo.

PARTICULAS FUNDAMENTALES.

Se había comprobado la existencia de los electrones y protones en el átomo; y posteriormente se descubrieron los neutrones, y otras partículas fundamentales que no son tan importantes como las anteriores ya que no influyen en el comportamiento químico de los átomos.

Existen más de cuarenta de estas partículas de las cuales se pueden mencionar: positrones, neutrinos, muones, mesones, bariones, piones, etc. que se encuentran en el núcleo de los átomos.

En el siguiente cuadro se resumen las características mas importantes de las tres partículas fundamentales.

Partículas	Carga (e)	Masa (u)
Electrón	-1	0,00055
Protón	+1	1,00732
Neutrón	0	1,00866

$$1 \text{ u} = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$e = \text{carga elemental}$$

$$e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$

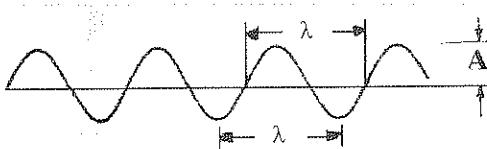
Al protón, neutrón y otras partículas fundamentales que están en el núcleo, se les designa como **nucleones**.

NATURALEZA DE LA LUZ

INTRODUCCION.-

Ciertos experimentos han demostrado que las ondas luminosas poseen las mismas propiedades de propagación que las ondas electromagnéticas (tales como velocidad, reflexión, interferencia, refracción y polarización), se puede suponer entonces que las ondas luminosas son en realidad ondas electromagnéticas, es decir que todos los experimentos con la luz pueden ser interpretados si se representa a la luz como campos eléctrico y magnético oscilantes que se propagan a través del espacio.

Una onda se define como una perturbación que ocurre en un medio físico, y que se la representa de la siguiente forma:



Los principales parámetros que se consideran en una onda son:

λ = longitud de onda (cm, Å)

A = amplitud (cm, Å)

v = frecuencia (hertz = s^{-1})

c = velocidad de la luz (3×10^8 m/s)

$$\lambda v = c$$

La frecuencia es el número de ondas que pasan por un punto dado en un segundo.

La amplitud está relacionada con la intensidad de las ondas luminosas.

Si a un punto llegan dos ondas, se pueden producir los fenómenos de interferencia o refuerzo, según coincidan o no sus crestas como se indica a continuación.



a) Refuerzo (ondas en fase)

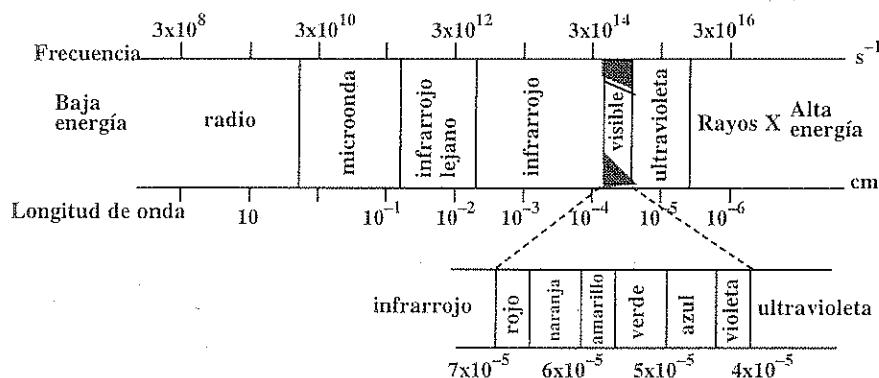
b) Interferencia(ondas desfasadas)

Considerando a la luz como ondas electromagnéticas que viajan en el espacio y que se pueden anular o reforzar según lo indicado anteriormente se puede explicar fenómenos ópticos como la difracción. La difracción estudia la propagación de las ondas luminosas alrededor de los bordes de un orificio y de obstáculos opacos, así como las figuras de interferencia producidas por la desviación de la luz de su trayectoria rectilínea.

Esto tiene importancia cuando se produce interacción de ondas luminosas con partículas materiales (átomos) cuyo tamaño es del mismo orden que la longitud de onda (λ) de la luz.

ESPECTRO ELECTROMAGNETICO.-

El denominado espectro electromagnético está constituido por ondas cuya λ varía entre 10^{-8} cm. hasta muchos Km. La denominada luz visible es apenas una pequeña región del espectro, comprendida entre los 4.000 y 7.000 Å.



TEORIA CUANTICA

GENERALIDADES.

Hacia finales del siglo XIX la Física estaba ya cimentada sobre una sólida base teórica, el universo físico se entendía constituido por dos entidades: la materia y la radiación.

Se aceptaba que la materia estaba formada por partículas perfectamente localizables, sujetas a la Mecánica de Newton y definidas en todo instante por su posición y velocidad. La radiación presentaba un comportamiento ondulatorio y obedecía a las leyes del electromagnetismo de Maxwell.

Además el descubrimiento del electrón realizado por Thomson en 1.897 parecía afirmar la tesis de que todas las partículas se comportaban como newtonianas.

Posteriormente se produjeron una serie de descubrimientos que no podían ser interpretados en términos de la Física Clásica, entre ellos se puede citar los rayos x descubiertos casualmente por Roentgen en 1.895; la radiactividad descubierta por Becquerel, al estudiar la fosforescencia en 1.896; y la distribución de energía en radiaciones desde cuerpos negros.

Max Plank en 1.900 inició los trabajos que llevarían a la comprensión total de este tipo de problemas. Su Teoría permitió un nuevo enfoque al estudio de los átomos y de la materia en general; y gracias a ella se pudo conocer la distribución de los electrones en un átomo.

La teoría cuántica considera la existencia de paquetes o partículas de energía (**cuantos o quantum**) cuyo valor depende de la frecuencia, como se señala más adelante. Por lo tanto viene a ser una "teoría atómica para la energía".

Los principales fenómenos en los que se sustenta la teoría cuántica son:

Espectros Atómicos

Radiación de cuerpos Negros

Efecto fotoeléctrico

ESPECTROS ATOMICOS.

Si un átomo absorbe energía está en un estado "**excitado**" en relación a su estado normal o fundamental al que trata de regresar devolviendo la energía recibida.

Al hacerlo emite luz que es de un color característico para cada átomo (Na = amarilla; Li = roja; K = violeta, Ca = rojo ladrillo)

Cuando la luz de estos átomos excitados se ve a través de un espectroscopio (figura 2.11) se tiene un espectro de rayas o discontinuo. El espectroscopio es un aparato que descompone a la luz en sus componentes.

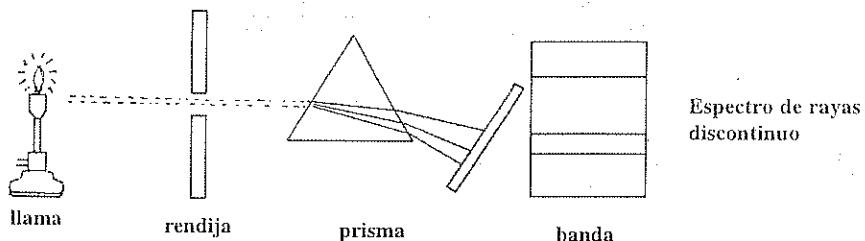


Figura 2.11

El espectro de emisión de ese átomo es discontinuo o sea que está formado por una serie de rayas cuya complejidad depende del número de electrones que posee el átomo. Para el Hidrógeno cuyo espectro atómico es el más sencillo se observan varias rayas en la región visible aunque tienen también otras líneas en el infrarrojo y en el ultravioleta.

Si se calienta un metal, producirá luz visible que depende de la temperatura a la que se encuentra (roja oscura, roja blanquecina, violeta). El pirómetro óptico emplea esta propiedad para medir la temperatura.

Si se examina esta luz con un espectroscopio, se observa un espectro **continuo** que contiene luz de todas las longitudes de onda.

La luz "blanca" emitida por un filamento incandescente produce también un espectro continuo.

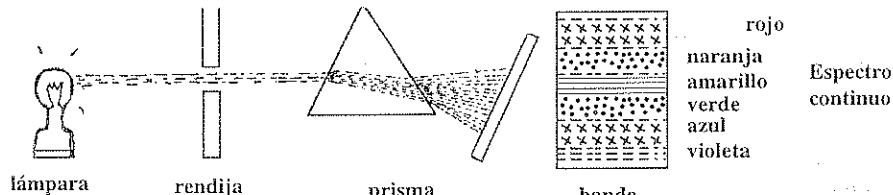


Figura 2.12

El espectro discontinuo (de rayas o líneas) de cada elemento es tan característico que se emplea para la identificación de dicho elemento.

Para el Hidrógeno, el espectro visible es bastante sencillo, pues consta de una línea roja, una verde y varias azules y violetas que parecen convergir hacia un límite en la región ultravioleta (figura 2.13).

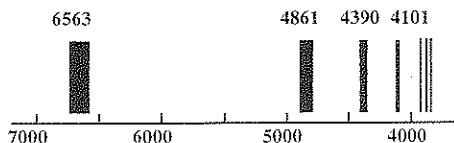


Figura 2.13.

En 1.885 Balmer demostró que éstas líneas espectrales se pueden expresar con la ecuación:

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

λ = longitud de onda de la línea espectral.

\bar{v} es el recíproco de la longitud de onda (número de onda)

R_H es la constante de Rydberg (109.678 cm^{-1})

n es un número entero mayor que 2 (según Balmer).

La ecuación anterior se puede generalizar para las otras líneas del espectro atómico del H que no aparecen en la región visible y que se las agrupa en las llamadas series espectrales cuyos nombres y valores de n_1 , y n_2 se indican en la siguiente tabla:

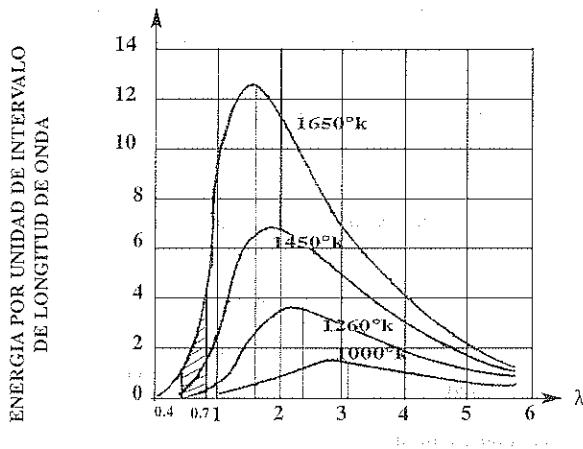
Nombre de la serie	Valores		Región espectral en la que aparecen
	n_1	n_2	
LYMAN	1	2, 3, 4, ... ∞	ultravioleta
BALMER	2	3, 4, 5, ... ∞	visible
PASCHEN	3	4, 5, 6, ... ∞	infrarrojo
BRACKETT	4	5, 6, 7, ... ∞	infrarrojo lejano
PFUND	5	6, 7, 8, ... ∞	infrarrojo lejano

Cuando n_2 es ∞ se encuentra el **Límite** de la Serie espectral correspondiente para el átomo de H.

RADIACION DE CUERPOS NEGROS.

Se define como **Cuerpo negro** a un absorbente perfecto de radiación y un emisor también perfecto. Se considera como cuerpo negro si se tiene un sólido con un pequeño orificio y cuyas paredes interiores se han pintado de negro de modo que cualquier radiación que llegue dicho cuerpo es absorbida completamente. Aunque en la práctica no existen cuerpos que absorban o emitan de una manera perfecta, para efectos de estudiar la frecuencia de la luz emitida, a la mayoría de sólidos incandescentes, se les considerará como cuerpos negros.

Al observar el gráfico de distribución de la energía emitida por un sólido incandescente, se encuentran curvas características, para cada temperatura del sólido.



De las curvas estudiadas, se puede deducir que a mayor temperatura, mayor es la cantidad de energía emitida (mayor área bajo la curva).

También se observa que mientras mayor es la temperatura, mayor es el porcentaje de energía emitida a longitudes de onda más cortas.

Para explicar este fenómeno Planck postuló una teoría según la cual las moléculas de un sólido caliente actuaban como pequeños **osciladores vibrantes**. Estos constituyen un sistema mecánico que no pueden tener cualquier energía arbitraria, sino solamente determinados valores.

Estos valores eran directamente proporcionales a la frecuencia de oscilación. Por analogía las moléculas del sólido incandescente podían emitir y absorber una energía (E) que era igual a la frecuencia de la oscilación multiplicada por una constante.

$$E = h \nu$$

h = constante de Planck ($6,63 \times 10^{-27}$ erg \approx s)

ν = frecuencia (s^{-1} o hertz).

Esta teoría cuántica introduce el concepto de que la energía no se emite de una manera continua, sino en forma de paquetes o partículas de energía a las que se les denomina CUANTOS (Quantas o Quants). La energía luminosa es corpuscular, consiste en **fotones** que poseen una energía y un momento análogos a las partículas materiales.

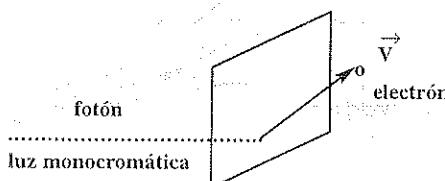
De esta manera, un cuanto se relaciona con la energía, de la misma forma que un átomo se relaciona con la materia.

EFFECTO FOTOELECTRICO.

La teoría cuántica ha permitido resolver algunos problemas que no podían ser explicados satisfactoriamente por la física clásica o por la teoría ondulatoria, y uno de ellos es el efecto fotoeléctrico.

Este fenómeno consiste en la emisión de electrones por parte de un metal cuando sobre él incide luz monocromática de frecuencia suficiente para arrancar electrones del metal.

En 1.905 Albert Einstein, considerando la teoría cuántica, pudo explicar dicho fenómeno de la siguiente manera:



La luz que incide sobre la placa metálica está formada de cuantos de luz o fotones, cuya energía es hv , donde v es la frecuencia y h la constante de Planck.

La energía del fotón que choca contra la lámina metálica se convierte en energía

de un electrón. No obstante el electrón utiliza parte de la energía para abandonar el metal, y esta energía de ligadura o energía mínima necesaria es:

$$E_0 = h\nu_0$$

(Según el metal E_0 está comprendida entre 1 y 10 eV).

El resto de la energía se transforma en energía cinética del electrón (fotoelectrón) que puede salir del metal con cierta velocidad.

$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}mv^2$$

$$h\nu = E_0 + \frac{1}{2}mv^2$$

ν_0 = frecuencia umbral

h = constante de Plank ($6,63 \times 10^{-27}$ erg.s)

m = masa del electrón ($9,1 \times 10^{-28}$ g)

V = velocidad con la que sale el electrón

Al comparar la ν de la luz incidente con ν_0 , se tiene que:

$\nu < \nu_0$ No hay efecto fotoeléctrico

$\nu = \nu_0$ Los electrones se arrancan del metal pero no salen con cierta velocidad V

$\nu > \nu_0$ Los electrones pueden salir del metal con una velocidad que se puede calcular con la ecuación:

$$V = \sqrt{2h/m(\nu - \nu_0)}$$

De esta manera, el carácter corpuscular de la luz, supuesto por Einstein explica este fenómeno que no podía ser explicado al considerar el carácter ondulatorio de la luz.

TEORIA DE BOHR.- (para el átomo de Hidrógeno)

El modelo atómico propuesto por Rutherford, con los electrones girando alrededor del núcleo no se podía considerar estable; ya que según las leyes del electromagnetismo una partícula cargada (electrón) en movimiento, irradiaba energía. Por lo tanto las órbitas serían cada vez más cercanas al núcleo y los electrones terminarían por chocar contra él, derrumbándose entonces el "edificio atómico".

Niels Bohr propuso una teoría en la cual se consideraba que los electrones podían estar sólo en "ciertas" órbitas en las cuales no absorbían ni emitían energía. Esta teoría explicaba satisfactoriamente las líneas espectrales del H, ya que cuando se excitan los átomos de Hidrógeno, sus electrones ocupan órbitas que tienen energías más altas.

Cuando un electrón vuelve a una órbita más estable emite un fotón de energía correspondiente a la diferencia de energía entre las órbitas. La transición de vuelta al

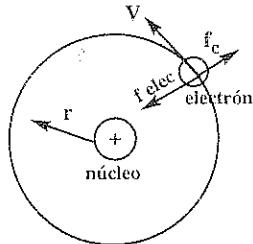
estado fundamental puede ocurrir directa o gradualmente, emitiendo uno o varios fotones.

Las diversas series espectrales corresponden a transiciones entre órbitas más altas y las que tienen un valor dado n . También se encontró matemáticamente un valor similar a la constante empírica de Rydberg ($R_H = 109.678 \text{ cm}^{-1}$) empleada en la ecuación de Balmer para calcular las longitudes de onda de las líneas espectrales.

La teoría de Bohr consta de cuatro postulados que se indica a continuación:

PRIMER POSTULADO.-

El átomo de hidrógeno está compuesto de un núcleo de carga positiva $+e$ y un electrón de carga $-e$ que se mueve alrededor del núcleo, en una órbita circular de radio r .



Según la ley de Coulomb, la fuerza de atracción entre el núcleo y el electrón es:

$$F_{\text{elec.}} = \frac{e^2}{r^2} \quad (\text{si escogemos } \Rightarrow k = 1 \frac{\text{dina. cm}^2}{\text{ues}^2})$$

La fuerza centrípeta viene dada por la expresión:

$$f_c = \frac{mv^2}{r}$$

Según Bohr, la fuerza de atracción electrostática se iguala con la fuerza centrípeta que actúa sobre el electrón.

$$\overleftarrow{f_{\text{elec}}} = \overrightarrow{f_c}$$

$$\frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$$v^2 = \frac{e^2}{rm} \quad \textcircled{1}$$

(La energía cinética del electrón la podemos determinar a partir de la ecuación:)

$$Ec = \frac{1}{2} mv^2 \Rightarrow Ec = \frac{1}{2} m \left(\frac{e^2}{r m} \right)$$

$$Ec = \frac{e^2}{2r} \quad \textcircled{2}$$

SEGUNDO POSTULADO.

No son permitidas todas las órbitas circulares para el electrón, solamente se permiten aquellas que tienen momento angular (mvr) múltiplo de $\frac{h}{2\pi}$

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

($n =$ entero arbitrario $1, 2, 3, 4, \dots$ número cuántico)

$$v = \frac{n h}{2\pi m r} ; \text{ elevando al cuadrado:}$$

$$\textcircled{3} \quad v^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2}$$

$v =$ velocidad lineal del electrón.

$h =$ constante de Planck $= 6,63 \times 10^{-27} \text{ erg.s}$

$m =$ masa del electrón $= 9,1 \times 10^{-28} \text{ gr}$

$e =$ carga del electrón $= 4,8 \times 10^{-10} \text{ ues}$

$r =$ radio de una órbita permitida

$$\text{Al igualar } \textcircled{1} \text{ y } \textcircled{3} \quad \frac{e^2}{r m} = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2}$$

$$\textcircled{4} \quad r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m e^2}$$

Al valor $\frac{h^2}{4\pi^2 m e^2}$ que es una relación entre valores constantes, se le puede designar como A (constante), y se puede tener una expresión más general, para especies diferentes del hidrógeno en donde z es la carga nuclear o número atómico.

$$\textcircled{5} \quad r = \boxed{\frac{A n^2}{z}}$$

$$A = 0,53 \text{ \AA}$$

El valor de $n = 1$ define la primera órbita: si $n = 2$ se tiene la segunda órbita, etc.

TERCER POSTULADO.

Como consecuencia de las restricciones para las órbitas de un electrón, se fija la energía de un electrón en una órbita dada. Mientras el electrón se mueve en ésta órbita no **absorbe** ni **emite** energía.

Esta energía total no puede tomar cualquier valor sino solamente ciertos valores permitidos, discretos o cuantizados.

$$E_c = \frac{e^2}{2r} \quad E_p = -\frac{e^2}{r}$$

$$E_t = -\frac{e^2}{2r} - \frac{e^2}{r}$$

$$E_t = -\frac{e^2}{2r} \quad \textcircled{6}$$

Sustituyendo (4) en (6)

$$E_t = -\frac{e^2 4\pi^2 me^2}{2 n^2 h^2}$$

$$E_t = -\frac{2\pi^2 me^4}{n^2 h^2}$$

$$E_t = -\frac{B}{n^2}$$

⑦ $E = -\frac{Bz^2}{n^2}$

n determina las posibles energías del electrón.

B es una constante igual a 13,6 eV

z es el número atómico o carga nuclear.

El signo ($-$) en la ecuación anterior significa que mientras más grande sea el valor de n mayor será la energía del electrón.



CUARTO POSTULADO.

Para cambiar de una órbita a otra el electrón debe absorber o emitir una energía exactamente igual a la diferencia de energías entre las órbitas involucradas en esa transición electrónica. Si la energía es luminosa, y el electrón regresa de la órbita n_2 a la órbita n_1 , el fotón emitido tiene una frecuencia dada por la expresión:

$$\hbar\nu = E_{n_2} - E_{n_1}$$

sustituyendo la ecuación (7) en la expresión anterior se tiene:

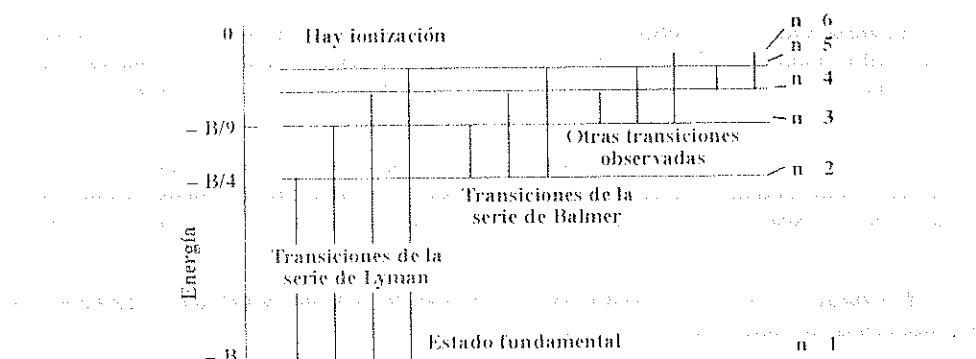
$$\hbar\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2} \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 me^4}{c h^3} \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad \frac{2\pi^2 me^4}{c h^3} \text{ es una constante (R)}$$

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]} \quad \textcircled{8}$$

La ecuación anterior es idéntica a la ecuación empírica propuesta por Balmer para encontrar las longitudes de onda de las líneas espectrales de hidrógeno. El valor de la constante R puede encontrarse sustituyendo las constantes p, m, h y c; resultando un valor casi igual a la constante de Rydberg ($R_H = 109.678 \text{ cm}^{-1}$) que se determinó experimentalmente antes de encontrar esta ecuación.

El siguiente esquema indica las **transiciones electrónicas** para el átomo de H y su relación con las series espectrales que se mencionaron anteriormente.



NUMEROS CUANTICOS.

Son valores numéricos que definen las características de los electrones de un átomo. Ya en el segundo postulado de la teoría de Bohr se introduce un entero arbitrario (n) que se define como un número cuántico, luego se introdujeron otros para tratar de mantener la validez de la teoría de Bohr que no explicaba satisfactoriamente la estructura del átomo de hidrógeno y peor aún la estructura de átomos diferentes al hidrógeno.

Los números cuánticos más importantes son cuatro: Principal (n), Secundario (l), Magnético (m), y de Spin (s).

El **Número Cuántico principal** indica el nivel en que se encuentra el electrón, su capa u órbita. n puede tomar valores enteros desde 1 hasta 7.

Su valor define la energía que tiene el electrón en el átomo de hidrógeno. En otros átomos la energía no depende totalmente de n . A mayor n , el electrón tiene mayor energía.

El **Número Cuántico Secundario** indica la existencia de varios subniveles dentro del mismo nivel (subcapas o subórbitas). Depende del Número Cuántico Principal y toma valores desde 0 hasta $n - 1$.

Se acostumbra sin embargo a utilizar una letra para designar a este número cuántico secundario de acuerdo a la siguiente equivalencia:

- 0 → s (sharp)
- 1 → p (principal)
- 2 → d (diffuse)
- 3 → f (fundamental)

A este número cuántico se le denomina también del momento angular e indica la forma geométrica aproximada de la "nube electrónica" asociada con el electrón. Por ejemplo todos los orbitales s tienen una forma esférica aunque el n sea diferente.

Número Cuántico Magnético.- Cada subnivel contiene uno o más "orbitales" que están relacionados con este tercer número cuántico. Indica las posibles orientaciones de la nube electrónica cuando sobre el átomo actúa un campo magnético externo. Sus valores depende de l y van desde $-l$ hasta $+l$.

Los tres primeros números cuánticos sirven para definir un orbital. Si los electrones tienen iguales valores de n , l y m , se dice que están en un mismo orbital en el que pueden existir máximo dos electrones según el "Principio de Exclusión de Pauli".

El orbital es la región espacial en donde la probabilidad de encontrar un determinado electrón es máxima.

Número Cuántico de Spin.— Existe un cuarto número cuántico denominado de Spin que indica el sentido de rotación que tiene un electrón alrededor de su propio eje. Es independiente de los números cuánticos anteriores y toma dos valores $+1/2$ – $-1/2$ dependiendo de la dirección de rotación del electrón alrededor de su propio eje.

Se pueden considerar los valores permitidos de los cuatro números cuánticos así como la relación de éstos con los "lugares" donde se encuentran los electrones de un átomo, mediante un cuadro como el que se indica a continuación:

NUMERO CUANTICO	VALORES PERMITIDOS
Principal (n) —→	nivel 1, 2, 3 7
Secundario (l) —→	subnivel 0, 1, 2 n-1
Magnético (m) —→	orbital -1, 0, +1
Spin (s) —→	rotación del electrón $+ \frac{1}{2}$, $- \frac{1}{2}$

CONFIGURACIONES ELECTRONICAS DE LOS ATOMOS.

La configuración electrónica es una forma resumida de señalar los números cuánticos que tienen los electrones de un átomo, ya que al señalar por ejemplo:

3s² 3 es la capa o nivel ($n = 3$)
 s es el subnivel ($l = 0$)
 2 es el número de electrones que hay en el subnivel 3s

Las reglas estudiadas anteriormente para los números cuánticos determinan la capacidad de los orbitales, subniveles y niveles ya que:

cada nivel contiene n subniveles
 cada subnivel contiene $2l + 1$ orbitales.
 cada orbital contiene 2 electrones.

Para dar las configuraciones electrónicas de los átomos de debe tomar en cuenta el **llenado** de los electrones en el átomo.

En cada átomo los electrones que rodean al núcleo en número igual al número atómico del átomo del elemento; se disponen en los distintos orbitales de acuerdo al "*Principio de Exclusión de PAULI*", y en orden de sus energías crecientes (*Regla n+l* o *Regla de las Diagonales*).

Se llenan primero los orbitales de menor energía para luego ocupar los de energía superior. Puesto que los valores de n y l son los únicos que influyen en la energía electrónica entonces la configuración se realiza sin tomar en cuenta los valores de m (número cuántico magnético).

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI.

"En un mismo átomo no puede existir dos electrones que tengan exactamente iguales sus cuatro números cuánticos".

De aquí se deduce que en un orbital (iguales valores de n , l , y m) existirá un máximo de dos electrones, pues el número cuántico de spin no puede tomar sino dos posibles valores.

REGLA $n + l$.

Los electrones llenan el átomo según su *valor creciente de $n + l$* (número cuántico principal + número cuántico secundario).

Cuando dos subniveles tienen el mismo valor de $n + l$, se llenará primero el que tiene *menor n*.

Dentro de cualquier átomo dos electrones se aparean cuando sus números cuánticos n , l y m son idénticos y sus números cuánticos de spin son diferentes ($1/2$ y $-1/2$).

Como consecuencia de lo anterior se tendrá el siguiente orden de llenado de los electrones.

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

REGLA DE HUND.

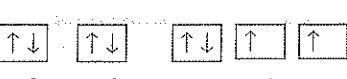
Cuando se llenan orbitales de igual energía (un mismo subnivel) los electrones permanecen en lo posible sin aparearse, es decir que primero entrarán con el mismo Spin (*por convenio* $+1/2$) hasta que se llene la mitad del subnivel, y luego entran con spin opuesto en forma ordenada. ($-1/2$).

Para aplicar esta regla se recurre al denominado **DIAGRAMA DE ORBITAL** en el que se indican los números cuánticos m y s luego de la configuración electrónica. *Ejemplos:*

N $z = 7$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$



O $z = 8$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$



Como *corolario de la Regla de Hund* se tiene "que los subniveles d a medio llenar o completamente llenos ofrecen mayor estabilidad". Esto explica las configuraciones electrónicas del Cr ($Z = 24$) oro, paladio, plata, cobre, y algunos lantánidos.

MECANICA ONDULATORIA.

INTRODUCCION.- A pesar de que la teoría de Bohr daba una explicación satisfactoria de las transiciones electrónicas para el átomo de H y podía aplicarse a otros átomos parecidos a él (He^+ , Li^{++}) con ciertas modificaciones; no explicaba la distinta intensidad que mostraban las líneas espectrales, ni tampoco el desdoblamiento de líneas que se producía cuando el átomo se somete a la acción de un campo magnético (Efecto Zeeman). También se observó que en el experimento de Stern-Gerlach la mitad de los átomos se desviaban en una dirección, ante un campo magnético, lo cual demostraba la existencia del número cuántico de Spin.

La teoría de Bohr ayudó en la investigación de la estructura de los átomos, pero luego se vio que no era más que una solución incompleta e imperfecta de la física de estas partículas puesto que utiliza ecuaciones de la mecánica y del electromagnetismo clásico, y por otro lado recurre a reglas de cuantización establecidas de manera un tanto arbitraria.

Era necesaria una nueva teoría para la estructura atómica, a la que se le denomina Mecánica Ondulatoria o Teoría Atómica Moderna .

La mecánica ondulatoria utiliza las ecuaciones del movimiento ondulatorio para investigar la probabilidad de localizar partículas pequeñas tales como los electrones. De modo que considera al electrón como una partícula y el movimiento ondulatorio asociado como una simple indicación de la probabilidad de la presencia del electrón en determinados lugares.

Los aspectos más sobresalientes de esta teoría son:

La dualidad onda-partícula (hipótesis de De Broglie),

El principio de la incertidumbre de Heisenberg, y

La ecuación de Schrodinger.

DUALIDAD ONDA-PARTICULA.-

En 1.924 el francés Luis De Broglie planteó el hecho de que las partículas podrían comportarse como ondas en determinadas circunstancias.

Ya en 1.905, Einstein había demostrado que las ondas tenían las propiedades de las partículas (en el efecto fotoeléctrico) y De Broglie en 1.924 consideró que lo contrario también se cumpliría, encontrando además una relación matemática que permitía calcular la longitud de onda asociada a una partícula material.

Al igualar la energía de un cuantó o fotón $E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ con la energía que puede desprender dicho paquete, es decir la ecuación de Einstein $E = m \cdot c^2$ se tiene:

$$\frac{h \cdot c}{\lambda} = m \cdot c^2$$

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

Si se generaliza la expresión anterior para partículas cuya velocidad sea diferente a la velocidad de la luz se tiene:

$$\boxed{\lambda = \frac{h}{mv}}$$

λ = longitud de onda asociada a la partícula

m = masa de la partícula.

v = velocidad de la partícula

h = constante de Planck

Esta relación permite encontrar valores adecuados para partículas submicroscópicas de masa muy pequeña y velocidades muy grandes por ejemplo un electrón moviéndose a una velocidad del 1% de c tiene una longitud de onda asociada de $2,4 \text{ \AA}$ ($\lambda = 2,4 \text{ \AA}$).

La validez de la relación de De Broglie se ha comprobado realizando experimentos de difracción a través de cristales utilizando un haz de electrones y observando que pueden ser difractados de la misma manera que la luz obteniéndose valores de λ similares a los que se calcularon con la ecuación anterior.

Los electrones y los fotones tienen una **naturaleza dual**, en algunos experimentos sus propiedades de onda serán más evidentes, y en otros se comportarán como partículas.

PRINCIPIO DE LA INCERTIDUMBRE DE HEISEMBERG

Otro desarrollo importante para reemplazar la teoría de Bohr fue el principio de la incertidumbre, planteado por Heisenberg en 1.926. Este principio afirma que es imposible determinar simultáneamente la posición y la velocidad exactas de un electrón. El principio es aplicable a todos los cuerpos pero solo adquiere significación cuando la masa es muy pequeña, y las velocidades son muy grandes.

Esto no se debe a ninguna deficiencia de los instrumentos utilizados en los experimentos sino que es una limitación propia de la naturaleza.

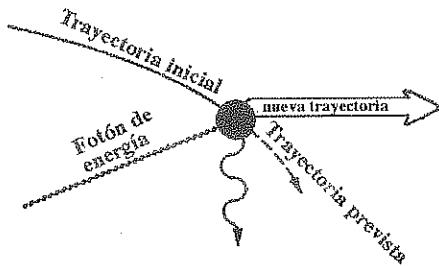


Figura 2.14.

Si una de las variables se mide exactamente, el valor de la otra será **incierto**. Se puede suponer que para localizar un electrón es necesario tocarlo con un fotón. Tal choque permitiría calcular la posición de la colisión, pero sabríamos muy poco de la energía o de la velocidad del electrón después de la colisión, pues alguna cantidad desconocida de la energía del fotón se transfirió al electrón durante el choque de modo que al localizar al electrón a una cierta distancia del núcleo, se introduce una incertidumbre en su momento ($p = mv$).

Matemáticamente se puede encontrar que el producto de estas dos incertidumbres es aproximadamente igual a la constante de Planck dividida para 4π .

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Δx = incertidumbre en la posición.

Δp = incertidumbre en el momento, que a su vez será igual a:

$$\Delta p = m\Delta v;$$

Δv = incertidumbre en la velocidad.

Determinar la posición de un electrón por su reacción con los fotones es como medir la longitud de una habitación con un bulldozer. Llevándolo a través de la habitación podríamos demostrar que su longitud era **a** y su ancho **b** bulldozers.

Después de hacer la medida quedaríamos inciertos acerca del estado (energía) de la habitación.

Debido al principio de incertidumbre contamos con una teoría que nos permite calcular únicamente la ubicación probable de los electrones de los átomos.

Nuestros mejores modelos atómicos serán ecuaciones matemáticas abstractas que describen las propiedades y el comportamiento atómicos dentro de los límites teóricos del principio de incertidumbre.

ECUACION DE SCRODINGER.-

Considerando la ecuación de onda de De Broglie, Schrodinger encontró una ecuación similar a las que describen el movimiento de una onda en una región limitada del espacio y que podía aplicarse a los electrones de un átomo.

También consideraba el principio de la incertidumbre señalado anteriormente, lo que le permitió determinar niveles de energía y propiedades ondulatorias del átomo de hidrógeno. Además la ecuación de onda es aplicable a átomos diferentes al H, y a las moléculas, aunque su aplicación matemática es extremadamente compleja. Para un sistema de una partícula, la ecuación es:

$$\frac{\delta^2\psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

m = masa del electrón (o de la partícula)

E = energía total del electrón

V = energía potencial del electrón

h = constante de Planck

x, y, z = coordenadas de la partícula

ψ = función de onda

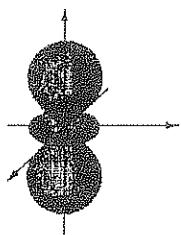
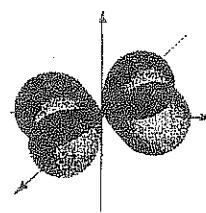
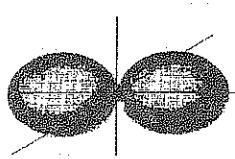
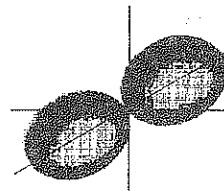
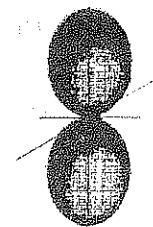
Las soluciones de la ecuación anterior son un conjunto de tres valores (x_1, y_1, z_1) que se identifican con los números cuánticos establecidos arbitrariamente con la teoría de Bohr, de modo que las soluciones representarían los "orbitales" o regiones en donde (considerando el principio de Heisenberg), la *probabilidad* de localizar al electrón es máxima.

Aunque no se ha podido resolver la ecuación para un sistema con tres electrones, se considera que mantiene su validez para cualquier átomo ya que los casos que se encontraron soluciones, los resultados se han ajustado perfectamente a los experimentos.

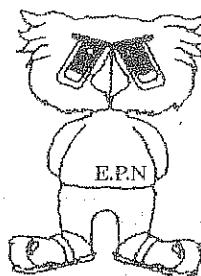
La teoría de la mecánica ondulatoria (modelo mecano-cuántico) constituye lo más avanzado y aceptado dentro de la estructura atómica.

Para ilustrar la imagen mecánica-ondulatoria del electrón en un átomo realicemos un experimento imaginario (imposible) con el átomo de H en el estado base o normal (no excitado). "Tomamos una foto" de un sólo átomo miles de veces, utilizando la misma placa fotográfica para lograr una exposición múltiple.

Los resultados hipotéticos aparecen como puntos que representan al electrón y han formado una nube o densidad esférica y simétrica alrededor del núcleo. Esto aclara el concepto de orbital indicado anteriormente, aunque la forma del orbital no nos diga nada acerca de la verdadera trayectoria del electrón.

 $3d_z^2$  $3d_x^2 - y^2$  $2p_y$  $2p_x$  $2p_z$

DIAGRAMAS DE SUPERFICIE LIMITE
PARA DETERMINADOS ORBITALES



EL ATOMO DE HIDROGENO

INTRODUCCION.

La "imagen" del átomo según la mecánica ondulatoria, puede ser muy compleja ya que responde a otro tipo de leyes y principios físicos que se aplican solamente al átomo, y no a sistemas físicos conocidos.

Considerando al electrón como una onda, como lo comprobaron con la difracción de electrones Davisson y Germer; y la limitación propia de la naturaleza para medir simultáneamente la posición y velocidad de partículas subatómicas (Incertidumbre de Heisenberg); se puede utilizar la Ecuación de Schrodinger para analizar los diferentes orbitales del átomo de H, o de otros similares a él.

RESOLUCION DE LA ECUACION DE SCHRODINGER

Como se indicó anteriormente, la Ecuación de Schrodinger es similar a las que describen el movimiento de una onda, en una región limitada del espacio.

Es una expresión matemática compleja ya que considera derivadas parciales de segundo grado. En la expresión señalada para el H, denominada también función de onda, $|\psi|^2$, si tiene interpretación física. Es la densidad de probabilidad de hallar una partícula en una región del espacio.

Para su resolución se utiliza el método de separación de variables, y es conveniente la transformación de las coordenadas rectangulares (x, y, z) a coordenadas polares o esféricas (r, θ, ϕ). Se debe considerar que:

$$x = r \operatorname{Sen} \theta \operatorname{Cos} \phi$$

$$y = r \operatorname{Sen} \theta \operatorname{Sen} \phi$$

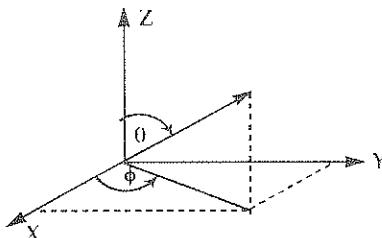
$$z = r \operatorname{Cos} \theta$$

$$x^2 + y^2 + z^2 = r^2$$

$$0 \leq \theta \leq \pi$$

$$0 \leq \phi \leq 2\pi$$

$$0 \leq r \leq \infty$$



En el proceso matemático de resolución de la función de onda, aparecen ciertas constantes que deben tomar determinados valores, coincidentes con los valores arbitrarios asignados en la teoría de Bohr para los números cuánticos.

La función de onda se puede expresar como el producto de tres funciones, cada una de las cuales depende de una coordenada polar, y pueden evaluarse independientemente. Entonces tendremos:

$$\psi_{x,y,z} = \underbrace{R(r)}_{\text{Parte radial}} \cdot \underbrace{\theta(\theta) \cdot \phi(\phi)}_{\text{Parte angular}}$$

La componente radial de la función de onda, tiene como parámetros los números enteros n , l . La componente angular ϕ tiene como parámetros los enteros l y m ; mientras que ϕ depende de m .

n , l , m , son los números cuánticos que aparecen en la resolución de la Ecuación de Schrodinger, y que coinciden con los valores impuestos arbitrariamente en la teoría de Bohr, ya estudiada.

FUNCION DE DISTRIBUCION RADIAL.-

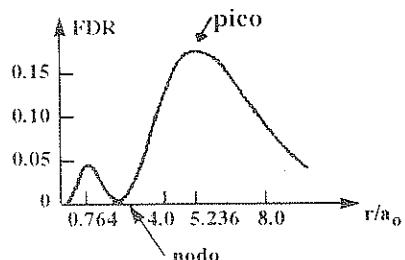
La función de distribución radial (F.D.R.) es una expresión matemática que señala las diferentes probabilidades de encontrar al electrón a ciertas distancias (r) medidas desde el núcleo ($r=0$) hasta $r=\infty$. Considera la parte radial de la Función de onda, ya que:

$$\text{F.D.R.} = r^2 [R(r)]^2 = 4\pi r^2 |\psi|^2$$

Al graficar esta función, se determinan las zonas en las que con mayor probabilidad puede encontrarse el electrón (picos de la curva); así como las zonas de probabilidad cero para encontrar al electrón y que se denominan NODOS (nodos radiales).

Para un orbital determinado, se puede encontrar el número de nodos radiales y angulares, con las relaciones:

- # de nodos radiales = $n-l-1$
- # de nodos angulares = l
- n = número cuántico principal
- l = número cuántico secundario



En la figura, se observa la F. D. R. para el orbital 2s que presenta un nodo radial. Esta función y todas las demás tendrían dos nodos adicionales en $r=0$ (núcleo) y en $r=\infty$ (asíntota) que no son considerados como verdaderos nodos radiales y que se denominan **nodos triviales**.

Un análisis más completo de la función, se obtiene igualando a cero la primera derivada de la FDR respecto a la distancia (r). Esto permite conocer las distancias a la que se encuentran los máximos y los mínimos de la función.

Podemos dar algunos ejemplos de la parte radial de la función de onda del átomo de H. Esta función depende tanto del número cuántico principal n como del secundario l :

$$1s \quad R_{1,0}(r) = (Z/a_0)^{3/2} 2e^{-r/a_0}$$

$$2s \quad R_{2,0}(r) = 1/2 \sqrt{2} (Z/a_0)^{3/2} (2-r)e^{-r/a_0}$$

$$2p \quad R_{2,1}(r) = 1/2 \sqrt{6} (Z/a_0)^{3/2} r e^{-r/a_0}$$

Donde:

$$\rho = \frac{2Zr}{na_0} \quad a_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 me^2}$$

a_0 es el radio de la primera órbita, según la teoría de Bohr

$$a_0 = 0,53 \text{ \AA}$$

PARTE ANGULAR

Es la segunda componente de la función de onda para el electrón del átomo, permite conocer la forma aproximada del orbital pues la proyección de la función $\theta(\theta)$ (ϕ) para determinado orbital, en un plano adecuado de proyección; nos da información sobre las superficies de contorno o diagramas de frontera de ese orbital.

La parte angular de la función de onda del orbital siempre es la misma, no importa cual sea el número cuántico principal, es decir que los orbitales de un tipo dado (s,p,d) tienen un mismo componente angular.

Las partes angulares correspondientes a los orbitales expuestos anteriormente, serán:

Funciones $\phi_m(\phi)$

$$\phi_0(\phi) = 1/\sqrt{2\pi}$$

$$\phi_1(\phi) = 1/\sqrt{\pi} \cos \phi$$

$$\phi_{-1}(\phi) = 1/\sqrt{\pi} \sin \phi$$

Funciones $\theta_{l,m}(\theta)$

$$\theta_{0,0}(\theta) = \sqrt{2}/2$$

$$\theta_{1,0}(\theta) = \sqrt{6}/2 \cos \theta$$

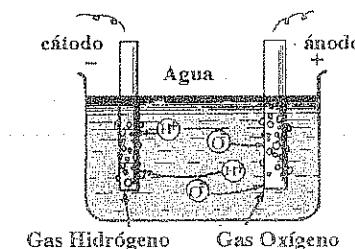
$$\theta_{1,\pm 1}(\theta) = \sqrt{3}/2 \sin \theta$$

Entonces, para encontrar la función de onda de un estado particular, simplemente se multiplica la parte radial apropiada por la parte angular correspondiente, según los valores adecuados de l, m que se indican en la tabla de ORBITALES HIDROGENOIDOS (APENDICE D).

// TEMAS COMPLEMENTARIOS DE ESTRUCTURA ATOMICA

LA NATURALEZA ELECTRICA DE LA MATERIA.-

En 1.833 los experimentos de electrolysis (descomposición de las sustancias por medio de la electricidad) efectuados por Faraday permitieron encontrar indicios importantes sobre la naturaleza de la electricidad y de la estructura eléctrica de los átomos. Se puede resumir en dos enunciados los experimentos de Faraday:



- 1.- El peso de una sustancia dada que se deposita en un electrodo depende de la cantidad de electricidad que ha circulado.
- 2.- Los pesos de las diversas sustancias que se depositan en un electrodo por una misma cantidad de electricidad son proporcionales a los pesos equivalentes de esas sustancias.

Se encontró que 96.500 culombios depositan siempre un equivalente químico de cualquier sustancia.

$$1 \text{ Faraday} = 96.500 \text{ c}$$

En 1874, Stoney sugirió que la electricidad existe en unidades discretas asociadas con los átomos y se empleó la palabra "**electrón**" para designar las unidades de carga eléctrica que se hallan en movimiento (corriente). Sin embargo recién en 1.897 se encontró la evidencia experimental de que los electrones existen como partículas de la materia y con determinadas propiedades. Esto fue posible mediante el estudio de descargas eléctricas en tubos de vidrio parcialmente evacuados.

RAYOS CATODICOS: PROPIEDADES

- 1) Son emitidos por el cátodo y viajan en línea recta.
- 2) Tienen carga negativa ya que al aplicar un campo eléctrico se desviaban, acercándose a la placa positiva. Al aplicar un campo magnético se desvían en dirección perpendicular al campo.
- 3) Las propiedades de estos rayos catódicos son independientes de la naturaleza del

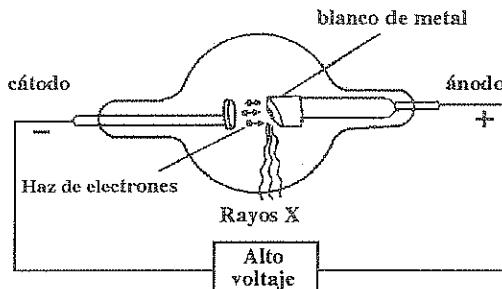
material de los electrodos como se comprueba en la determinación de la relación carga/masa de estos rayos.

- 4) Están formados por partículas que poseen masa y energía mecánica.
- 5) Producen ionización de los gases residuales que se encuentran en el interior del tubo.

RAYOS X.

En el año 1.896 el físico alemán Conrad Roentgen descubrió que ciertos rayos secundarios que salían de un tubo de rayos catódicos atravesaban la materia y hacían resplandecer material fluorescente. Roentgen los denominó como rayos X, porque la naturaleza de estos rayos era totalmente desconocida.

Posteriormente se los identificó como ondas electromagnéticas de alta frecuencia, o de longitudes de onda muy cortas.



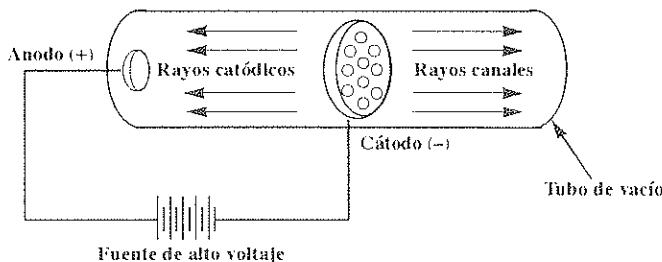
Tubo de rayos X

Un tubo de rayos X, es un tubo de rayos catódicos hecho de vidrio Pirex y que contiene dos electrodos. El cátodo es de forma cóncava para producir rayos catódicos convergentes y el ánodo se halla en frente del cátodo formando un ángulo de 45°, para proyectar los rayos X hacia afuera. Estos rayos contenían longitudes de onda muy corta que pudieron determinarse mediante experimentos de difracción utilizando cristales de ciertas sales.

RAYOS POSITIVOS O CANALES.

Si se tiene un tubo de descarga con el cátodo perforado se observa detrás del mismo un haz fino de luz producido por unos rayos que pasan a través de las perforaciones, los cuales fueron denominados por **Goldstein** en 1.886 "rayos positivos o canales".

Puesto que estas partículas; son atraídas hacia el cátodo, son los iones positivos de gas que se emplea en la descarga, por lo que en la actualidad se los denomina "rayos positivos". Estos iones se forman de los átomos o moléculas del gas que al chocar con los rayos catódicos pierden algún electrón y, que por originarse en cualquier punto del espacio gaseoso entre los electrodos poseen velocidades distintas que dan lugar a que se desvien diferentemente ante un campo magnético.



Al determinar la relación carga/masa para estos rayos positivos, se encontraron diferentes valores que dependían del gas residual contenido en el tubo. El menor valor encontrado fue para el Hidrógeno.

Posteriormente se encontró este mismo valor aunque el gas residual no fuera el Hidrógeno, es decir que existía una partícula con carga positiva que estaba presente en todo tipo de materia y a la que se denominó PROTON considerada como un "núcleo" del átomo de H. Además siendo la materia eléctricamente neutra y habiéndose comprobado la existencia de los electrones, era lógico suponer que habían partículas elementales con carga positiva.

El valor carga/masa para la partícula positiva del átomo de H era $9,57 \times 10^{-4}$ C/g, teniendo en cuenta la carga $+1,6 \times 10^{-19}$ C se encuentra:

$$m = \frac{e'}{e'/m} = \frac{1,6 \times 10^{-19} \text{ C}}{9,57 \times 10^{-4} \text{ C/g}} = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Esta masa del protón era 1.840 veces mayor que la del electrón.

RADIOACTIVIDAD.

Es la emisión espontánea de radiaciones de diferente tipo por parte de una sustancia. Este fenómeno fue descubierto accidentalmente por Becquerel en 1.897.

Al estudiar la fosforescencia de ciertos compuestos, descubrió que algunas sustancias que no habían sido previamente excitadas con alguna clase de luz emitían "rayos" que eran capaces de atravesar ciertos materiales opacos a la luz ordinaria.

Estos rayos eran emitidos por compuestos de Urano aunque más tarde se encontró que el Th, Ra y Po eran elementos que presentaban este fenómeno.

Maria Curié estudiante de Becquerel encontró que la radioactividad de un compuesto de Uranio dependía sólo de la cantidad de Uranio que estaba presente y no del tipo de compuesto que se estudiaba. Concluyó entonces que la radioactividad era característica de los elementos antes que de sus compuestos.

Los rayos emitidos por las sustancias radiactivas están constituidos por tres tipos de radiaciones que se denominan alfa(α), beta(β) y gama(γ) que tienen distinto poder de penetración y diferente comportamiento ante campo eléctricos o magnéticos.

Sus características se resumen en el siguiente cuadro:

NOMBRE	CARGA (e)	MASA (UMA)	IDENTIDAD
α	+2	4,0026	Núcleo atómico del Helio
β	-	1/1 836	Electrón
γ	0	0	Radiación electromagnética de alta energía

$$1 \text{ UMA} = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Estos rayos poseen grandes energías al ser emitidos desde un átomo radioactivo y las partículas a se pueden utilizar como fuente de proyectiles de dimensión atómica, como ocurre en el experimento de Rutherford que permitió descubrir el "núcleo" de los átomos.

NUMERO ATOMICO Y RAYOS X .

Si en un tubo de rayos X se usan varios elementos como "blancos metálicos" se obtienen distintas longitudes de onda para los rayos X emitidos. Estas dependían de la carga nuclear del elemento que se estaba utilizando como cátodo.

Moseley pudo encontrar una relación matemática entre la (v) y el número atómico (Z) o carga nuclear y que era:

$$\sqrt{v} = a(Z-b)$$

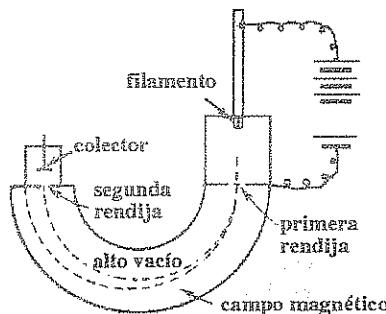
a y b son constantes características de las series en que podían dividirse los distintos rayos X emitidos por el mismo elemento. De esta manera se pudo confirmar los números atómicos de varios elementos químicos.

El número atómico (Z) se define como el número de protones que tiene un átomo en el núcleo y que debe ser igual al número de electrones que existan en la corona (parte externa) ya que el átomo es eléctricamente neutro.

ISOTOPOS Y EL ESPECTROMETRO DE MASAS.-

Los rayos positivos estudiados por Goldstein en 1.886 tenían diferente relación carga/masa según el elemento del cual provenían. En 1.912 Thomson y su alumno F. Aston estudiaron los rayos positivos del gas Ne en un tubo de vacío en forma de U que se denomina espectrómetro de masas cuyo funcionamiento se basa en el principio de que una partícula cargada y en movimiento se desvía en una trayectoria curva por un campo magnético colocado perpendicularmente a la dirección del movimiento.

En el espectrómetro, los electrones emitidos por un filamento caliente bombardean la muestra gaseosa, creando iones positivos a partir del gas. Estos iones se aceleran por un voltaje V y pasan a través de una primera rendija y sometidos a un campo magnético describen trayectorias que se indican con las líneas de puntos, según sus diferentes relaciones carga/masa.



Se observó que después de atravesar la segunda rendija se recogían en el colector solo los iones positivos que tenían la misma relación carga/masa, y que existía otra trayectoria que correspondía a otro átomo (en el caso del Ne).

Esta interrogante fue aclarada por el mismo Aston, que concluyó que todos los átomos de Ne no pesan igual, que la mayoría de ellos tienen masa 20 y que unos cuántos tienen masa 22 en la escala de los pesos atómicos. Al igual que el Ne otros elementos, tenían más de una clase de átomos. *Los átomos de un mismo elemento que difieren en cuanto a su masa se llaman ISOTOPOS.*

La aparición de masas diferentes significaban la presencia de un número diferente de ciertas partículas pesadas y sin carga llamadas neutrón por Rutherford y descubiertas por James Chadwick en 1.932.

Existen elementos como el yodo que tienen más de veinte isótopos, y según la cantidad que existen de cada uno de ellos y de su masa se calcula el peso atómico del elemento que será en realidad su peso promedio.

PROBLEMAS RESUELTOS.-

- 1.- Un átomo de protio (${}_1^1\text{H}$) se mueve a la velocidad del 8% de C, calcular la λ asociada a esta partícula.

Masa de ${}_1^1\text{H}$ = masa del protón + masa del electrón.

$$m = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g} + 9,1 \times 10^{-28} \text{ g}$$

$$m = 1,67091 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Aplicando la relación de De Broglie

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,63 \times 10^{-28} \text{ erg.s}}{1,67091 \times 10^{-24} \text{ g} \times 0,08 \text{ c}}$$

$$\lambda = \frac{6,63 \times 10^{-28} \text{ erg.s}}{1,67091 \times 10^{-24} \text{ g} \times 2,4 \times 10^7 \text{ cm/s}}$$

$$\lambda = 1,653 \times 10^{-11} \text{ cm} \quad \text{o} \quad 1,653 \times 10^{-3} \text{ Å}$$

- 2.- Para producir efecto fotoeléctrico en el tungsteno se necesita una λ máxima de $2,6 \times 10^{-5} \text{ Å}$. Si sobre el metal inciden fotones de λ igual a 2.200 Å , calcular la longitud de onda necesaria para que los fotoelectrones tengan una energía cinética doble que la anterior.

La λ máxima está relacionada con γ_0 (frecuencia umbral), por eso la energía mínima será:

$$E_0 = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{ erg. s} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{2,6 \times 10^{-5} \text{ cm}}$$

$$E_0 = 7,65 \times 10^{-12} \text{ erg.}$$

La energía del fotón incidente será:

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{ erg. s} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{2,2 \times 10^{-5} \text{ cm}}$$

$$E = 9,04 \times 10^{-12} \text{ erg.}$$

Para el efecto fotoeléctrico se tiene la expresión:

$$E = E_0 + E_c$$

$$E_c = E - E_0$$

$$E_c = 9,04 \times 10^{-12} \text{ erg.} - 7,65 \times 10^{-12} \text{ erg.}$$

$$E_c = 1,39 \times 10^{-12} \text{ erg.}$$

como la energía cinética tiene que ser el doble del valor anterior, se tendrá:
 $E = E_0 + 2E_c$.

$$\frac{hc}{\lambda} = 7,65 \times 10^{-12} \text{ erg.} + 2 (1,39 \times 10^{-12} \text{ erg.})$$

$$\frac{hc}{\lambda} = 1,043 \times 10^{-11} \text{ erg.} = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{ erg. s} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{1,043 \times 10^{-11} \text{ cm}}$$

$$\lambda = 1,906 \times 10^{-5} \text{ cm} \quad \text{o} \quad 1,906 \text{ \AA}$$

3.- Cuántos fotones de luz de longitud de onda de 4.500 Å se necesitan para proporcionar 5 erg. de energía?

$$\lambda = 4.500 \text{ \AA}$$

$$c = 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}$$

$$h = 6,63 \times 10^{-27} \text{ erg.s}$$

$$E = hv ; \text{ sustituyendo la frecuencia}$$

$$v = \frac{c}{\lambda}; \quad E = \frac{hc}{\lambda} \quad \Rightarrow \quad E = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{ erg.s} \times 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{4,500 \times 10^{-5} \text{ cm}}$$

$$E = 4,42 \times 10^{-12} \text{ erg.}$$

$$4,42 \times 10^{-12} \text{ erg} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ fotón}$$

$$5 \text{ erg} \quad \text{-----} \quad x$$

$$x = 1,13 \times 10^{12} \text{ fotones}$$

4.- Si el número cuántico de Spin toma tres valores posibles 0, 1/2, -1/2 y los otros números cuánticos siguen las reglas usuales; hacer la distribución electrónica, el diagrama de orbital y escribir los números cuánticos de los tres últimos electrones de un elemento cuyo Z = 79.

Como el Spin toma valores de -1/2, +1/2, 0 existirán tres electrones en cada orbital, y la configuración electrónica será:

$$1s^3 \quad 2s^3 \quad 2p^9 \quad 3s^3 \quad 3p^9 \quad 4s^3 \quad 3d^{15} \quad 4p^9 \quad 5s^3 \quad 4d^{15} \quad 5p^7$$



El diagrama de orbital de las tres últimas subcapas será:



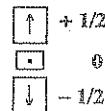
5s



4d



5p



Y los números cuánticos de los tres últimos electrones, considerando un orden de llenado según la regla de Hund (primero se llenan $+1/2$ luego 0 y por último $-1/2$) serán:

	n	l	m	s
antepenúltimo	5	1	0	0
penúltimo	5	1	1	0
último	5	1	-1	-1/2

- 5.- Calcular la energía de un fotón de la luz ultravioleta cuya frecuencia es $4 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$

$$E = h\nu$$

$$E = 6,63 \times 10^{-27} \text{ erg.s} \cdot 4 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$E = 26,52 \times 10^{-12} \text{ erg.}$$

$\boxed{\text{Rpta: } 2,652 \times 10^{-11} \text{ erg}}$

- 6.- Calcular la frecuencia del fotón emitido cuando el electrón del átomo de H, salta desde el 5º nivel hasta el estado fundamental ($B = 13,6 \text{ eV}$)

$$E_{\text{fotón}} = E_5 - E_1 \quad \text{Según la teoría de Bohr } E = -\frac{B}{n^2}$$

$$E_5 = -\frac{B}{5^2} = -13,6 \frac{\text{eV}}{25} = -0,544 \text{ eV}$$

$$E_1 = -\frac{B}{1^2} = -13,6 \frac{\text{eV}}{1} = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_{\text{fotón}} = -0,544 - (-13,6) = 13,056 \text{ eV}$$

$$13,056 \text{ eV} \left| \begin{array}{|c|} \hline 1,6 \times 10^{-12} \text{ erg} \\ \hline 1 \text{ eV} \\ \hline \end{array} \right| = 20,89 \times 10^{-12} \text{ erg.}$$

$$E_{\text{fotón}} = h\nu \Rightarrow \nu = \frac{E}{h} = \frac{20,89 \times 10^{-12} \text{ erg.}}{6,63 \times 10^{-27} \text{ erg.s}} = 3,15 \times 10^{15} \text{ hertz}$$

PROBLEMAS SOBRE ESTRUCTURA ATÓMICA

- 1.- La longitud de onda de la luz visible varía entre 4000 y 7000 Å. ¿A qué energía en kilocalorías por mol corresponde este rango?
- 2.- Los átomos de sodio excitados pueden emitir radiación a una longitud de onda de 5890 Å. ¿Cuál es la energía en ergios de los fotones emitidos en ésta radiación?
- 3.- Cuál será la longitud de onda de la luz emitida cuando un átomo de hidrógeno excitado en la órbita $n=2$ experimenta una transición hasta el estado fundamental? ¿Cuál es el radio de la órbita de Bohr para $n=3$?
- 4.- Entre qué órbitas se produce la transición electrónica que corresponde a la segunda línea de la serie de Balmer? Y la correspondiente a la tercera línea de la serie de Lyman?
- 5.- Calcular el radio de las dos primeras órbitas permitidas de Bohr para el hidrógeno. (Para la Primera órbita $n=1$).
- 6.- Un fotón fue absorbido por un átomo de hidrógeno en su estado fundamental y el electrón fue promovido a la cuarta órbita. Al tratar de regresar a su estado fundamental, se emitió *luz visible*. Calcular la longitud de onda del fotón que debe haberse emitido?
- 7.- Cuando el átomo de H está en su estado fundamental, la energía del electrón es de $-13,6 \text{ eV}$. Al excitar este átomo el electrón fue promovido (saltó) a la quinta órbita, encontrar la longitud de onda del fotón que ha permitido esta transición electrónica.
 $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-12} \text{ ergios} \quad h = 6,63 \times 10^{-27} \text{ erg.s}$
- 8.- Un átomo similar al H (He^+) en su estado fundamental, absorbe un fotón y el electrón es promovido a la tercera órbita. Calcular la frecuencia del fotón absorbido.
Calcular el radio de la segunda órbita para éste ión ($Z=2$)
- 9.- Si un electrón cae de $n=4$ a $n=2$ en el átomo de H se libera más energía que cuando el salto es de $n=5$ a $n=3$? Por qué?
- 10.- Calcular la longitud de onda de la segunda, y de la cuarta línea de la serie de Balmer para el espectro atómico del hidrógeno.
 $R_H = 109.678 \text{ cm}^{-1}$
- 11.- Encontrar la frecuencia de la tercera línea de la serie de Paschen. ¿Cuál es el límite de esta serie?
- 12.- Cuando se irradió un cierto metal con una luz de frecuencia de $3 \times 10^{16} \text{ seg}^{-1}$, los fotoelectrones emitidos tenían dos veces más energía cinética que los emitidos cuando se irradió el mismo metal con una luz de frecuencia igual a $2,0 \times 10^{16} \text{ seg}^{-1}$. Calcular la energía mínima para el metal.

13.- Una especie química que cumple con la teoría de Bohr tiene a su electrón a 0,708 Å, ocupando la segunda órbita.

- Cuál es el radio de la órbita de mínima energía?
- Cuál es la energía del electrón en el estado fundamental?
- Si el fotón emitido en el salto electrónico del 5º al 1º nivel incide sobre un metal cuya frecuencia umbral es $1,84 \times 10^{14}$ hertz, calcular la velocidad de los electrones que salen del metal.

14.- Cuando un haz de longitud de onda de 3.260 Å incide sobre una placa metálica que constituye el cátodo de un tubo de descarga los fotoelectrones emitidos tienen una velocidad de 4×10^7 cm/s. Encontrar la energía de ionización (E_i) en Kcal/mol del metal que constituye el cátodo.

15.- Suponiendo que para arrancar electrones del Cu metálico y del Cu gaseoso se necesita la misma energía, calcular la velocidad con la que salen (si es que salen) los fotoelectrones de este metal cuando se los irradia con luz ultravioleta de longitud de onda igual a 1.300 Å.

$$h = 6.63 \times 10^{-27} \text{ erg.sec}$$

$$m = 9.1 \times 10^{-28} \text{ g.}$$

$$1 \text{ ev} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_i (\text{Cu}) = 172 \text{ kcal/mol}$$

16.- Escribir los números cuánticos de los cuatro últimos electrones de los elementos cuyos z son 54 y 76.

17.- Si el número cuántico magnético puede tomar como valores permitidos solo 0 y valores positivos, hacer la configuración electrónica, el diagrama de orbital y escribir los cuatro números cuánticos de los tres últimos electrones del Sr ($Z = 38$).

18.- Calcular la λ asociada a una partícula de masa 3 mg y que se mueve a una velocidad de 1.500 km/h.

19.- Si el número cuántico de Spin tuviera un sólo valor: + 1/2 (\uparrow) y los otros números siguieran las reglas normales; ¿Cuál será la configuración electrónica del elemento de $Z = 39$?

20.- Calcular la incertidumbre respecto a la velocidad de un electrón cuya posición se ha determinado con luz ultravioleta de $\lambda = 600$ Å.

21.- Calcular la longitud de onda asociada a un electrón que ha sido sometido a una aceleración con un potencial de 800 voltios

$$(1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-12} \text{ erg})$$

EMPAREJE EL TERMINO DE LA COLUMNA A CON LA CORRESPONDIENTE DESCRIPCION, DEFINICION O EJEMPLO DE LA COLUMNA B

A	B
Cuerpo Negro ()	1.- Modelo que sugiere ciertas órbitas circulares para los electrones del átomo.
Estado fundamental ()	2.- Región de probabilidad cero.
Exclusión de Pauli ()	3.- Especie química que tiene igual configuración electrónica que otra.
Difracción electrónica ()	4.- Se caracteriza por la menor distancia al núcleo.
Números cuánticos ()	5.- En orbitales de igual energía los electrones permanecen en lo posible desapareados
Orbital ()	6.- Emisor y absorbente perfecto de radiaciones .
Isoelectrónico ()	7.- Dos electrones en un átomo no pueden tener sus cuatro números cuánticos iguales.
Nodo ()	8.- Designado por iguales valores de n, l, m.
Regla de Hund ()	9.- Evidencia sobre la validez del comportamiento ondulatorio de partículas .
Átomo de Bohr ()	10.- La determinación simultánea de la posición y el momento de una partícula es imposible.
Principio de Incertidumbre ()	
Partículas fundamentales ()	

PONGA V (VERDADERO) O F (FALSO) EN LAS SIGUIENTES AFIRMACIONES:

1. El espectro atómico del H tiene líneas solo en la región visible
.....
2. El orbital corresponde al nivel de energía del electrón
.....
3. Los rayos X son radiaciones de baja frecuencia
.....
4. La radiactividad es la emisión espontánea de radiaciones
.....
5. Las ondas de radio y TV tienen longitudes de onda muy pequeñas
.....
6. En el experimento de Rutherford, la mayoría de partículas alfa no atravesaron la lámina de oro.
.....
7. El espectroscopio se usa para separar las partículas según su $\frac{e}{m}$
.....
8. Un cuerpo negro emite radiaciones de tal modo que a mayor temperatura la energía emitida es mayor.
.....
9. Al regresar el electrón a su estado fundamental, el átomo emite luz de todas las frecuencias.
.....
10. La fluorescencia es la emisión de radiaciones luminosas, durante y después que una sustancia ha sido excitada.
.....

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 4

CURSO:.....

NOMBRE:.....

- Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y escoja su respuesta (o respuestas) encerrando en un círculo la letra (s) escogida:

1.- En los tubos de descarga o vacío:

- a) Si el voltaje es 10.000 volts, se detectan los rayos catódicos; b) Deben existir bajas presiones y bajos voltajes; c) Al aplicar un campo eléctrico no se desvía el haz de electrones; d) Se puede determinar la carga del electrón; e) ninguna respuesta.

2.- La determinación de la relación e/m para el electrón:

- a) Fue posible gracias al experimento de Millikan. b) Daba valores independientes del gas residual contenido en el tubo. c) Se realizó bombardeando láminas metálicas con partículas alfa. d) Permitió conocer el valor $-1,6 \times 10^{-19}$ c/g. e) ninguna respuesta

3.- Para mantener una gotita de aceite estacionaria entre las placas del campo eléctrico:

- a) Se irradia el aire del interior de la cámara con rayos X. b) Se observa la caída con el telescopio. c) Se ajusta el voltaje variable. d) Se calcula la masa y el radio de la gotita. e) ninguna respuesta.

4.- En el experimento de Rutherford:

- a) la mayoría de partículas alfa se desviaban. b) Se determina la carga del electrón c) Se puede determinar el tamaño aproximado del núcleo atómico. d) Se descubren los isótopos. e) ninguna respuesta.

5.- Considerando la dispersión de partículas alfa (experimento de Rutherford) se tiene que:

- a) los electrones producían las desviaciones. b) Se comprobó la validez del modelo atómico de Thomson (uvas en gelatina). c) solo el oro podía desviar las partículas alfa. d) ninguna respuesta.

6.- Los rayos cargados o positivos son:

- a) detectados en un tubo de vacío. b) rayos que dependen de los materiales empleados como cátodo. c) independientes del gas residual contenido en el tubo de vacío. d) ninguna respuesta.

- Escriba un breve resumen sobre el átomo, señalando partículas fundamentales, y valores de carga, masa etc

CLASE PRACTICA DE QUIMICA Nº. 5

CURSO:.....

NOMBRE:.....

Conocimientos: Clasificación de la materia.- Conceptos básicos de Química.- Estructura atómica: partículas fundamentales, Teoría Cuántica, Teoría de Bohr

1.- Escriba una semejanza y una diferencia entre elemento y compuesto.

Semejanza:

Diferencia:

2.- Dar tres ejemplos de:

Sustancias puras

Mezclas

Mezclas homogéneas

3.- Señale Verdadero (V) o Falso (F)

1.- Para cualquier elemento Z es mayor que A

2.- Los isótopos tienen igual A y diferente Peso atómico

3.- La Química estudia los cambios de estado

4.- La materia se caracteriza por la extensión e inercia

5.- Una molécula puede estar formada por dos o más átomos

6.- El núcleo concentra a la masa y carga positiva

7.- Los rayos catódicos tienen carga negativa

8.- En el experimento de Millikan se emplea un tubo de vacío

9.- Rutherford bombardeó láminas metálicas con rayos canales

10.- La relación e/m del electrón era siempre la misma

4.- El elemento X tiene dos isótopos X^{-24} ; X^{-25} cuyas abundancias relativas son 65,4% y 34,6% respectivamente. Calcular el Peso Atómico de X y hacer un esquema de los iones X^{-24+} X^{-25+} si el número atómico de X es 12.

*5.- Para que el electrón del H salte del estado fundamental a un estado excitado se necesitaron 10,2 eV de energía. Calcular la frecuencia del fotón absorbido, y el nivel al que saltó el electrón.

*6.- Sobre una placa de Ag, incide luz ultravioleta de $\lambda = 1.500\text{A}$. Si E_0 es 8×10^{-12} erg. Calcular la velocidad con que salen los electrones.

7.- La frecuencia de los rayos X está en el orden de 10^{18} hertz. Calcular la longitud de onda correspondiente.

8.- Encontrar el número de cuantos correspondientes a una frecuencia radial de 100 Mhertz que son necesarios para suministrar 15 erg de energía.

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 6

CURSO:..... NOMBRE:.....

Ley detenidamente las siguientes afirmaciones y encierre en un círculo la o las respuesta (s) correctas. N.R. = ninguna respuesta

1.- *El espectro atómico del hidrógeno:*

- a) Muestra varias rayas solo en la región visible; b) Pudo explicarse con la teoría de Bohr; c) Se explica mediante el Principio de Heisenberg; d) Ninguna respuesta.

2.- *La radiación de cuerpos negros:*

- a) Considera que el choque de fotones puede arrancar electrones; b) Indica que a mayor temperatura del sólido incandescente, menor es la energía emitida; c) Permitió establecer la existencia de los cuantos de energía; d) Ninguna respuesta.

3.- *El segundo postulado de la Teoría de Bohr (que considera la existencia de ciertas órbitas circulares):* a) introduce arbitrariamente el número cuántico secundario; b) Se explica con la relación de De Broglie, para cualquier órbita; c) Se justifica al considerar el electrón como una onda de cierta frecuencia; d) Considera que el electrón emite una radiación luminosa en toda transición; e) Ninguna respuesta.

4.- *La mecánica cuántica, es una teoría que:* a) Se fundamenta en la dualidad onda-partícula; b) Aparece para sustituir a la teoría cuántica; c) Considera la validez del principio de Heisenberg para cualquier partícula; d) Ninguna respuesta.

5.- *Se pueden comportar como verdaderas ondas:*

- a) un avión que viaja a mach 5; b) Una pelota de tenis que se desplaza a 180 Km/h; c) Un protón que se mueve con una velocidad de 10 m/s; d) Un átomo de U ($m = 1,5 \times 10^{-22}$ g) con una velocidad de 300 m/s.; e) Ninguna respuesta.

6.- *Al tratar de determinar la posición de una partícula subatómica, la mayor exactitud se logaría:*

- a) Cuando la partícula está en su estado fundamental; b) si su masa es menor que $9,1 \times 10^{-28}$ g; c) Cuando la frecuencia del fotón utilizado sea alta; d) Cuando la incertidumbre en la determinación de su velocidad sea máxima. e) Ninguna respuesta.

7.- *Para resolver la Ecuación de Schrödinger o función de onda:* a) Se emplean métodos algebraicos sencillos; b) Se utilizan coordenadas rectangulares; c) Se separan las variables, y se considera como el producto de dos soluciones parciales; d) N. R.

8.- *Al considerar la parte angular de la función de onda:*

- a) El ángulo theta (θ) varía entre 0 y 360° ; b) La función θ (e) depende de n y m. c) El orbital 3d tiene dos nodos angulares; d) N.R.

9.- *La función de distribución radial (F.D.R) permite:* a) Identificar las distancias para los nodos radiales de cualquier orbital; b) Establecer las distancias de probabilidad máxima; c) Conocer el número de nodos radiales; d) N. R.

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 7

CURSO:.....

NOMBRE:.....

A.- Escriba V (verdadero) o F (falso) según corresponda

- | | |
|---|-------|
| 1.- Electrones y neutrones son partículas fundamentales | |
| 2.- Entre los elementos metálicos están: C, As, Br | |
| 3.- El radio atómico aumenta hacia abajo en un grupo | |
| 4.- El carácter metálico disminuye hacia la derecha | |
| 5.- La energía de ionización carece de unidades | |
| 6.- En la afinidad electrónica, se quita un electrón al átomo | |
| 7.- La mayoría de elementos de la tabla son sólidos | |
| 8.- La afinidad electrónica se mide en KJ/mol | |
| 9.- La tabla periódica tiene 7 familias y 4 bloques | |
| 10.- El He tiene la mínima electronegatividad | |

1.- Si los números cuánticos del último electrón de un átomo son 4 0 0 -1/2 entonces:

- a) El Z del elemento es 19. b) El antepenúltimo electrón se ubica en el subnivel 3p.
- c) El átomo tiene 20 protones. d) Los dos últimos electrones tienen igual número cuántico magnético. e) N. R.

2.- Los espectros atómicos son:

- a) continuos, porque el átomo emite luz de todas las longitudes de onda; b) discontinuos ya que emite ciertas λ ; c) característicos de un elemento, que permiten su identificación; d) N.R.

3.- La teoría cuántica considera que:

- a) entre las partículas fundamentales del átomo están los fotones o cuantos; b) la luz tiene solamente un carácter ondulatorio; c) La dualidad onda-partícula es un fenómeno que la sustenta; d) Que existen paquetes o partículas de energía; e) N.R.

4.- En la mecánica ondulatoria se considera que:

- a) el electrón se comporta como una onda; b) el electrón se encuentra en varios niveles o capas; c) la ecuación de Schrodinger tiene validez para el H; d) N.R.

5.- El principio de la incertidumbre de Heisenberg:

- a) Supone que nunca se puede localizar el electrón; b) Considera que si se determina la posición del electrón su velocidad resulta incierta; c) Considera que el electrón tiene una longitud de onda asociada; d) N.R.

6.- La relación de De-Broglie (dualidad onda-partícula):

- a) Establece que cualquier partícula material se comporta como una onda; b) Se comprobó con los experimentos de difracción de electrones; c) Establece la ecuación $\lambda = h/mv$. d) N.R.

7.- Los números cuánticos son valores:

- a) Enteros y positivos; b) que señalan las características de los electrones del átomo. c) relacionados con el núcleo del átomo; d) N.R.

PROBLEMAS TIPO EXAMEN

- 1.- Son sustancias puras:
a) el aire; b) el cloruro de sodio; c) el bronce (aleación)
d) el bromo e) N. R.
- 2.- Son procesos químicos:
a) la sublimación del yodo. b) la fusión del hielo. c) la destilación del alcohol
d) la combustión de la madera e) N. R.
- 3.- Al considerar la materia y su clasificación, se tiene que:
a) las sustancias puras son heterogéneas; b) los componentes de una mezcla se pueden separar por medios físicos; c) las soluciones son parte de la materia homogénea; d) N. R.
- 4.- Para la formación de 20 g de Oxido Férrico se necesitaron
a) 4 g de Fe b) $1,12 \times 10^{23}$ moléculas de Oxígeno. c) $0,75 \times 10^{23}$ átomos de Fe d) N. R. $\text{Fe}=56 \text{ O}=16$
- 5.- Si el compuesto E_3O_4 contiene 27,97% de O, el peso atómico del elemento E será:
a) 109,5 uma b) 54,94 uma c) 30,9 uma d) N. R. $\text{O}=16$ uma
- 6.- Se conocen los pesos atómicos H=1 Cl=35,5. Entonces el peso de una molécula de HCl sería:
a) 36,5 g b) 36,5 uma c) $9,5 \times 10^{-23}$ g d) N. R.
- 7.- Cuando reaccionan 2 g de Li con 3 g de O, se obtienen 4,30 g de óxido de litio y queda un residuo de O. La fórmula del óxido de litio sería:
a) LiO b) LiO_2 c) Li_2O d) N.R. $\text{Li}=6,94 \text{ O}=16$
- 8.- El Ne tiene 3 isótopos de masas 20, 21 y 22 uma. La abundancia relativa (en átomos) del isótopo intermedio es 0,26%. Calcular las abundancias de los otros isótopos $\text{Ne}=20,18$ uma.
- 9.- En el monóxido de azufre, 2 g de O se combinaron con 4 g de S. En el agua, 0,5 g de H se combinaron con 4 g de O. Aplicando la ley de las proporciones recíprocas, calcular la composición porcentual del H_2S .
- 10.- Un óxido contiene 89,9% de un metal cuyo peso aproximado es 210. Entonces:
a) la valencia del metal es 2. b) el peso atómico exacto del metal es 205,6
c) el peso atómico exacto es 213,6. d) N. R.
- 11.- Los rayos canales están formados por:
a) partículas neutras. b) partículas alfa. c) partículas con diferente relación carga/masa. d) fotones de longitud de onda similar a la luz visible. e) N. R.

12.- El momento angular de un electrón del H es $2,12 \times 10^{-27}$ erg. s. Entonces:

- a) el electrón está en la tercera órbita
- b) en el estado fundamental
- c) el radio de la órbita es 4,77 Å
- d) N. R.

13.- La difracción de un haz de electrones confirma la validez de:

- a) la teoría de Bohr
- b) la teoría de Dalton
- c) el principio de De Broglie
- d) el principio de Heisenberg
- e) N. R.

14.- El contenido de nitrógeno en el NO_2 y en el NO es 30,43% y 46,67% respectivamente. Al aplicar la ley de las proporciones múltiples, la relación de N del primer compuesto respecto al segundo (asumiendo un peso fijo de O) es:

- a) 2/1
- b) 1/2
- c) 3/2
- d) 1/3
- e) N. R.

15.- Existe una mayor masa de Ca en :

- a) $9,7 \times 10^{23}$ átomos de Ca
- b) 1,8 at·g de Ca
- c) 1,5 moles de CaO
- d) 200 g de CaO
- e) N.R.

16.- Un mol de H_2O contiene:

- a) 18 moléculas
- b) $6,02 \times 10^{23}$ g
- c) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de H
- d) el mismo número de moléculas que un mol de CO_2
- e) N. R.

17.- El número de masa (A) es:

- a) el número de protones del átomo
- b) el promedio de los pesos de los isótopos
- c) el número de neutrones que hay en el núcleo
- d) N. R.

18.- Los isótopos ^{35}Cl y ^{37}Cl tienen el mismo:

- a) número de neutrones
- b) número de electrones
- c) número de nucleones
- d) N. R.

19.- El átomo de un elemento:

- a) es una partícula imaginaria y simple
- b) tiene una masa que no se puede medir
- c) está formado por positrones y neutrinos
- d) tiene un tamaño de 0,3 a 2,4 Å
- e) N.R.

20.- El equivalente gramo del Mn es 18,3 g en uno de los siguientes compuestos:

- a) Mn_2O_3
- b) MnO
- c) MnO_2
- d) MnO_3
- e) N. R.

21.- El número máximo de electrones en un nivel depende de:

- a) los posibles valores de m
- b) de los valores del spin
- c) de la relación $2n^2$
- d) N. R.

22.- En 11,2 litros de oxígeno medidos en condiciones normales (C.N) existen:

- a) 2 at·g
- b) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
- c) 22,4 moles
- d) N. R.



23.- La combustión de 3,9 g de un hidrocarburo produce 13,2 g de CO_2 y 2,7 g de H_2O . Si la densidad relativa del compuesto en estado gaseoso respecto al aire es 2,7; la fórmula del compuesto será:
a) CH b) C_2H_2 c) C_4H_4 d) CH e) N.R.
 $\text{C}=12$ $\text{H}=1$ Peso molecular del Aire = 29 g/mol

24.- El análisis de un compuesto orgánico señala: 0,566 g de H; 2,641 g de N y 6,793 g de C. Su fórmula empírica sería:
a) CHN b) $\text{C}_3\text{H}_3\text{N}$ c) $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}$ d) C_{12}HN_5 e) N.R.

25.- En el ácido nítrico, la relación en átomos H:N:O es 1:1:3 respectivamente. En 6,3 g de ácido existirán:
a) 0,1 moléculas b) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de H c) 3,15 g de N
d) N.R.

26.- La longitud de onda asociada al electrón del átomo de H, en su estado fundamental sería:
a) $1,67 \times 10^{-8} \text{ cm}$ b) 3,33 Å c) 6,66 Å d) N. R.

27.- Una radiación cuya frecuencia es 2×10^{18} hertz corresponde a la región:
a) infrarroja b) visible c) ondas de radio d) ultravioleta e) N.R.

28.- La combustión de 1 g de una sustancia orgánica formada por C, H y O produce 0,978 g de CO_2 y 0,20 g de H_2O . Si el peso molecular es 90, la fórmula molecular del compuesto sería:
a) CHO b) $\text{C}_3\text{H}_3\text{O}_4$ c) $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$ d) $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ e) N.R.

29.- Considerando un cuerpo incandescente a 800, 1.000 y 1.200 °C, el valor de la longitud de onda máxima es:
a) mayor a 1.200 °C b) menor a 800 °C c) igual para las 3 temperaturas
d) menor a 1.200 °C e) N.R.

30.- La velocidad del electrón del H, en las distintas órbitas de Bohr es:
a) la misma b) menor en la última órbita c) mayor en la primera órbita
d) menor en el estado fundamental e) N. R.

31.- El número de nodos radiales es igual al de nodos angulares, en el orbital:
a) 3s b) 2p c) 5d d) 3p e) N. R.

32.- Los orbitales 2p tienen:
a) dos nodos radiales b) dos nodos angulares c) un nodo angular
d) dos nodos totales e) N. R.

33.- La teoría atómica de Dalton:
a) introduce por primera vez la palabra átomo. b) consta de 3 postulados totalmente correctos. c) explica satisfactoriamente la ley de las proporciones definidas
d) N. R.

34.- La determinación de la relación e/m (carga/masa) para el electrón:

- a) se realizó bombardeando láminas metálicas con partículas alfa. b) era independiente del gas residual contenido en el tubo de vacío. c) se realizó con el experimento de Millikan. d) daba diferentes valores en cada experimento. e) N. R.

35.- La masa del electrón:

- a) es 0.1 mg b) imposible de determinarla c) se puede determinar con los experimentos de Thomson y Millikan. d) se puede determinar con los experimentos de Rutherford y Millikan. e) N. R.

36.- Para formar un óxido de hierro, 5,6 g de metal se han combinado con 1,6 g de oxígeno. A partir de 7 g de Fe y 2,5 g de O; el peso de óxido formado sería :

- a) 9,5 g b) 18 g c) 9 g d) 8,7 g e) N. R.

37.- La relación volumétrica entre el NO y el O₂ para formar NO₂ (todos son gases) es 2:1:2 respectivamente. Si en una reacción intervienen volúmenes iguales de los reaccionantes, entonces:

- a) el reactivo limitante es el oxígeno. b) se consume totalmente el NO₂.
c) en la mezcla final existe NO₂ d) N. R.

38.- En el compuesto MgCl₂.5H₂O la composición porcentual correcta sería:

- a) 60,7% de sal anhidra b) 52,3% de agua
c) 39,8% de Mg d) N. R.

39.- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO₂ contienen:

- a) 28 g b) 16 una de O c) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de C
d) 44 g de CO₂ e) N. R.

40.- Sobre una placa de Cs ($E_o = 1,9$ eV) incide luz ultravioleta que arranca electrones con una velocidad de $1,5 \times 10^8$ cm/s, la longitud de onda de la luz incidente sería:

- a) 1498 Å b) 952 Å c) 5600 Å d) 8570 Å e) N. R.

41.- Si la longitud de onda correspondiente a una línea espectral del átomo de H es 4680 Å, entonces:

- a) Pertenece a la serie de Lyman b) Pertenece a la serie de Paschen
c) Es la segunda línea de la serie de Balmer d) El electrón saltó de la quinta a la segunda órbita
e) N. R.

42.- Si los números cuánticos del penúltimo electrón de un átomo son 4 0 0 -1/2, entonces:

- a) El elemento es el Mg b) Se trata de un no metal
c) El elemento se ubica en el bloque f d) N. R.

43.- Al considerar la variación de las propiedades en la tabla periódica, siempre se cumple que:

- a) La energía de ionización aumenta hacia la derecha en un periodo.
- b) El radio atómico disminuye hacia abajo en un grupo.
- c) La afinidad electrónica aumenta hacia la derecha en un mismo periodo.
- d) El carácter metálico aumenta hacia abajo en una familia.
- e) N. R.

44.- En la clasificación del enlace covalente:

- a) La molécula O_2 es un ejemplo de enlace dativo o coordinado.
- b) En el CO hay enlace polar.
- c) En el CO_2 hay enlace múltiple.
- d) En el ejemplo anterior el enlace es no polar.
- e) N. R.

45.- En la reacción redox $Ag + HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$ se cumple que:

- a) La plata se oxida.
- b) El ácido es el reductor.
- c) El N aumenta su estado de oxidación.
- d) al igualar la ecuación se tienen 8 moléculas de agua
- e) N. R.

TABLA PERIODICA

3

Es el conjunto de todos los elementos químicos ordenados según su número Atómico creciente. Contiene 105 elementos ubicados en 7 períodos, 16 grupos o familias y 4 bloques.

Las 7 filas o divisiones horizontales son los períodos, a los que se les designa con números del 1 al 7 o con letras mayúsculas desde la K hasta la Q. Contienen un distintivo número de elementos y a veces se les denomina en función de este número:

Período	Número de elementos	Nombre
1 (K)	2	Muy corto
2 (L)	8	Corto
3 (M)	8	Corto
4 (N)	18	Largo
5 (O)	18	Largo
6 (P)	32	Muy largo
7 (Q)	6	Incompleto

La tabla periódica contiene 18 columnas o divisiones verticales que forman los 16 grupos o familias. El grupo VIII B está formado por 3 columnas, y las familias se dividen en 8 principales o "A" y 8 secundarias o "B".

Los bloques son conjuntos de familias cuyos elementos se caracterizan por tener el mismo tipo de electrones en la última capa, y se denominan con las letras: s, p, d, f, empleadas para designar al número cuántico secundario.

De todos los elementos de la Tabla, hay 92 naturales y 13 artificiales o transuránidos. Los primeros comprenden del H ($Z=1$) al U ($Z=92$) aunque el Tc ($Z=43$) no se lo encuentra en la naturaleza. Los otros tienen una vida media de fracciones de segundo y en algunas tablas no existen el Ku (Kurchatovio) y el Ha (Hahnio) de números atómicos 104 y 105 respectivamente.

DESARROLLO HISTORICO.- La tabla periódica moderna es el resultado de varios intentos de clasificar a los elementos químicos conocidos. En el siglo XIX al conocer más elementos y estudiar mejor sus propiedades surgió la necesidad de agruparlos sistemáticamente. Varios científicos propusieron diversas formas de ordenar a los elementos, y a continuación se menciona los más importantes:

Dobereiner encuentra grupos de tres elementos (triádias) con propiedades similares entre sí y en los cuales el elemento intermedio tenía un peso que era el promedio de los pesos de los elementos extremos. Alrededor del año 1.829 se tenían varias triádias las del Ca, Sr y Ba; Li, Na y K; Cl, Br y I; S, Se y Te etc.

En 1.862, Chancurtois colocó a los elementos conocidos de acuerdo a sus pesos atómicos crecientes, en una línea arrollada helicoidalmente sobre un cilindro, de modo que los elementos situados sobre una misma vertical tenían propiedades similares. Pese a las coincidencias que mostraban los elementos de esta tabla periódica en espiral, no tuvo mayor aceptación.

En 1.864, un Químico Inglés R. Newlands, con el mismo criterio de Chancurtois, establece que existen grupos de 8 elementos en los cuáles el octavo es prácticamente una repetición del primero (octavas de Newlands). Por ejemplo al considerar los elementos Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl y K este último tiene propiedades similares al Na y si luego se ubica el Ca viene a ser una repetición del Mg como si se trataran de las notas musicales. Al avanzar con el resto de elementos ya no se cumplía que el octavo elemento pertenece a la misma familia, y su trabajo no fue aceptado.

Posteriormente el Ruso Dimitri Mendeleiev, establece en 1869 la "ley periódica" que permite ordenar a los elementos en la tabla periódica actual. Según sus propias palabras: "Disponiendo a los elementos conforme a sus pesos atómicos crecientes se obtiene una repetición periódica de propiedades". El mérito de Mendeleiev radica en que dejó muchos espacios vacíos en su tabla donde se ubicarían los elementos aún no conocidos de las diferentes familias, y predijo las propiedades de estos con gran exactitud.

Algo similar realizó el Alemán Lothar Meyer que construyó un sistema periódico con 56 elementos que mostraba que algunas propiedades eran función periódica de la masa atómica. Sus trabajos fueron publicados en 1.870.

En 1914, el científico Inglés Henry Moseley observó que al representar la raíz cuadrada de la frecuencia de los rayos X frente al peso atómico habían tres pares de elementos que no estaban en línea recta, pero al utilizar el número de orden de la tabla en lugar del peso atómico todos los elementos caían en línea recta, por lo tanto **las propiedades de los elementos químicos son una función periódica (cíclica) del número atómico.**

La base científica de la tabla periódica radica en la distribución de los electrones en un átomo, hay una estrecha relación entre la estructura del átomo y la ubicación de los elementos en la tabla. Las propiedades químicas de un átomo dependen de la configuración electrónica de su capa más externa o **capa de valencia** y el orden de llenado de los diferentes subniveles predice los Períodos de la tabla. Los elementos que tienen igual configuración electrónica están en un mismo grupo o familia.

UBICACION DE UN ELEMENTO EN LA TABLA.-

Se puede establecer el bloque, periodo y grupo de cualquier elemento a partir de su configuración electrónica (dado su Z) considerando que:

El **periodo** viene dado por el mayor valor de n (1 a 7) que tiene su configuración electrónica

El **bloque** viene dado por el tipo de electrones que tiene el elemento en su último subnivel (puede ser s, p, d, f)

El **grupo o familia** para elementos de los grupos A (bloques s, p) viene dado por el número total de electrones en el último nivel. Cuando el elemento está en el bloque d, el grupo es Secundario o B y se establece de acuerdo a la configuración del último (o dos últimos) subnivel; considerando que:

He	2	A	$d^1 \implies$	3B	$d^6 \implies 8B$
Ue	10	B	$d^2 \implies$	4B	$d^7 \implies 8B$
Ac	18	C	$d^3 \implies$	5B	$d^8 \implies 8B$
Kr	36	D	$s^1 d^5 \implies$	6B	$s^1 d^{10} \implies 1B$
Xe	54	E	$s^2 d^5 \implies$	7B	$s^2 d^{10} \implies 2B$
Rn	86	F			

A los elementos del bloque d se les denomina elementos de transición, mientras que para el bloque f o elementos de transición interna, no se hablan de grupos (divisiones verticales) sino que al estar en el periodo 6 son **lantánidos**, y si están en el periodo 7 son **actinídos**.

En los siguientes ejercicios se aplican estos criterios, para ubicar a los elementos químicos en la Tabla Periódica:

Encontrar el bloque, periodo y grupo de:

$$Z = 37 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$$

Bloque = s Periodo = 5 Grupo = 1A

$$Z = 41 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$$

Bloque = d Periodo = 5 Grupo = 5B

$$Z = 20 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

Bloque = s Periodo = 4 Grupo = 2A

$$Z = 53 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$$

Bloque = p Periodo = 5 Grupo = 7A

$$Z = 82 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$$

Bloque = p Periodo = 6 Grupo = 4A

$$Z = 94 \implies 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^6$$

Bloque = f Periodo = 7 Grupo = Actínidos

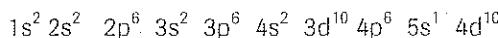
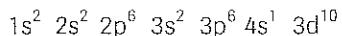
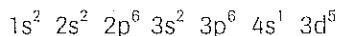
La mayoría de elementos de la tabla son metales y están separados de los no metales por una diagonal escalonada que va desde el B hasta el At; los aproximadamente 15 no metales ocupan el extremo superior derecho de la tabla. Algunos elementos que se ubican junto a esta diagonal son **semimetales**, es decir que tienen algunas propiedades de los metales y otras de los no metales, entre ellos tenemos al Si, Ge, Sb, Po.

A lo largo de la tabla se observa en cada periodo, una variación paulatina de las propiedades pues, comienza con un metal siguen otros metales luego los no metales y termina el periodo con un gas noble, luego del cual aparece un metal y así sucesivamente.

En los grupos o familias en cambio hay una repetición de propiedades sobre todo en los grupos A, y un elemento ubicado debajo de otro tiene la misma configuración electrónica de la última subcapa que el primero.

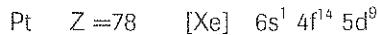
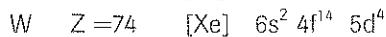
Así mismo la mayoría de elementos son sólidos en condiciones ambientales, hay 4 líquidos: Cs, Fr, Hg, Br; y entre los elementos gaseosos tenemos: H, N, O, F, Cl, y los gases nobles o grupo 0.

Corolario de la regla de HUND.- "Los elementos que tienen la subcapa "d" a medio llenar (d^5) o completamente llena (d^{10}) tienen estabilidades acrecentadas". En algunos casos se produce el salto de un electrón de la subcapa s hacia la subcapa d como ocurre en el Cr ($Z=24$); Cu ($Z=29$) y Ag ($Z=47$) cuyas configuraciones serán:



Al escribir las configuraciones electrónicas, se puede utilizar el símbolo del gas noble anterior al elemento considerado, y luego se escriben las últimas (última) subcapas. Se debe recordar que los números atómicos de los gases nobles He, Ne, Ar, Xe, y Rn son respectivamente: 2, 10, 18, 36, 54 y 86.

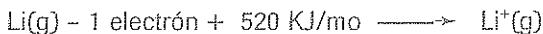
En los siguientes ejemplos se utiliza ésta forma, y se considera que son casos especiales:



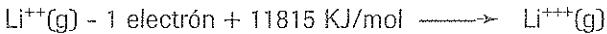
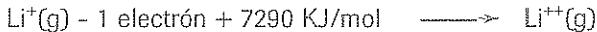
Se indican a continuación ciertas propiedades de importancia sobre todo para el Enlace Atómico, señalando especialmente su **variación en la tabla periódica**.

ENERGIA DE IONIZACION

Es la energía que se requiere para arrancar un electrón de un átomo gaseoso. Si para el Li utilizamos la ecuación:



La energía de ionización del litio es + 520 KJ/mol (energía de ionización primaria) pero si se arranca un segundo o tercer electrón se habla de Ei secundaria, terciaria etc (hasta Ei_n) y sus valores aumentan considerablemente:



Los valores de Ei se pueden expresar también en Kcal/mol o eV/átomo y dependen de la **fuerza de atracción efectiva** entre el núcleo y el electrón más externo que se trata de arrancar. También interviene la fuerza de repulsión entre los electrones y el denominado "**efecto de pantalla**" que es el obstáculo que presentan las capas electrónicas internas que impiden una buena atracción entre el núcleo y los electrones de valencia. Se puede relacionar esta propiedad, con un caso extremo de las transiciones o saltos electrónicos hasta el nivel infinito, cuya energía es cero.

Recordando la expresión estudiada en los postulados de Bohr, válida para especies químicas similares al H:

$$E = -\frac{Bz^2}{n^2}$$

La energía de ionización sería el caso extremo de las transiciones electrónicas, ya que el electrón salta al nivel n = ∞, entonces se puede decir que:

$$Ei = E_{\infty} - E_1$$

$$Ei = 0 - \left(-\frac{Bz^2}{n^2} \right) = \frac{Bz^2}{n^2}, \text{ en donde}$$

$$B = 2,17 \times 10^{-11} \text{ ergs/átomo}$$

$$z = \text{carga nuclear (número atómico)}$$

$$n = \text{nivel o capa en la que está el último electrón que se arranca (n = 1)}$$

Esta expresión permite calcular valores aproximados de la última energía de ionización (Ei_n) para los primeros elementos, en el caso del Li se tiene:

$$Ei = 2,17 \times 10^{-11} \text{ ergs/átomo. } (3)^2 / 1^2 = 11.763 \text{ KJ/mol, valor que es parecido al experimental: } 11.815 \text{ KJ/mol.}$$

Los valores de Ei determinados experimentalmente para los elementos de la tabla son siempre positivos, ya que existe un gasto o consumo de energía en el proceso;

el elemento de máxima E_i es el He (2372 KJ/mol) y el de mínima E_i es el Cs (377 KJ/mol).

En la Tabla # 3.1 se indican las Energías de Ionización (KJ/mol) de los 13 primeros elementos.

	Primera	Segunda	Tercera	Cuarta	Quinta	Sexta	Séptima	Octava
H	1.312							
He	2.372	5.250						
Li	520	7.298	11.815					
Be	899	1.757	14.849	21.000				
B	801	2.427	3.660	25.020	32.810			
C	1.086	2.353	4.620	6.223	37.800	47.300		
N	1.402	2.856	4.577	7.473	9.443	53.250	64.340	
O	1.314	3.388	5.301	7.468	10.990	13.320	71.300	84.050
F	1.681	3.374	6.045	8.418	11.020	15.164	17.660	92.000
Ne	2.081	3.952	6.276	9.376	12.190	15.230	—	—
Na	495.8	4.562	6.912	9.540	13.360	16.610	20.110	25.490
Mg	737.7	1.451	7.733	10.550	13.630	18.000	21.700	25.660
Al	577.6	1.817	2.745	11.580	15.030	18.370	23.290	27.460

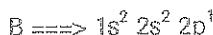
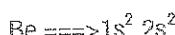
Tabla 3.1.

La E_i aumenta hacia la derecha en un periodo, y disminuye hacia abajo en un grupo, con ciertas excepciones.

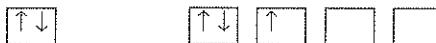
Dichos casos tienen su justificación en la configuración electrónica particular del elemento, y en la figura 3.1 se representa la E_i en KJ/mol frente al Z del elemento, comprobándose que los valores más altos corresponden a los gases nobles, en tanto que los más bajos corresponden a la familia 1A (metales alcalinos).

En la variación de la energía de ionización a lo largo de los períodos, se observan dos clases de excepciones: al pasar del grupo 2A al 3A (Be y B) y del 5A al 6A (N y O) en vez de aumentar la E_i mas bien disminuye, pero por diferentes causas que se podrían explicar mediante la configuración electrónica de cada elemento.

Por ejemplo entre el Be (Z = 4) y el B (Z = 5) tenemos:

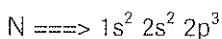


Al desarrollar el diagrama de orbital de la última capa de cada uno de ellos, se tendrá:



El último electrón del Be que se arranca del átomo, es el que completa el subnivel 2s y que está "protegido" por el otro electrón de ese subnivel, y está más cerca del núcleo que el electrón 2p; mientras tanto el último electrón del B y que se trata de sacar es el primero que entra al subnivel 2p que estará más alejado del núcleo que el 2s. Por lo tanto la energía de ionización del B deberá ser menor que la del Be como se comprueba con los valores de la tabla 3.1. Lo mismo ocurre entre el Al y el Mg.

En cambio entre el N y el O se tendrá:



Al desarrollar el diagrama de orbital de la última capa de cada uno de ellos, se tendrá:



En los dos casos, el electrón que se pretende sacar (*), está en el mismo subnivel. Para el O, considerando la regla de Hund es el primer electrón que entra con Spin opuesto a los tres anteriores, y existe más facilidad de sacarlo. En cambio para el N, el electrón que pretendemos sacar está protegido por los otros dos que tienen el mismo Spin y resulta más difícil de arrancarlo.

Esto se comprueba, ya que E_i del N es 1402 KJ/mol que es mayor que el valor 1314 KJ/mol que es E_i del O. Un caso similar ocurre entre el P y el S.

Considerando la variación del efecto de pantalla, la carga nuclear y la energía de ionización; se tiene:

$$\begin{array}{ccc} \text{Ef. de pantalla} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & = \\ + & & \end{array} \quad \begin{array}{ccc} \text{Carga nuclear} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & + \\ + & & \end{array} \quad \begin{array}{ccc} E_i & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & + \\ - & & \end{array}$$

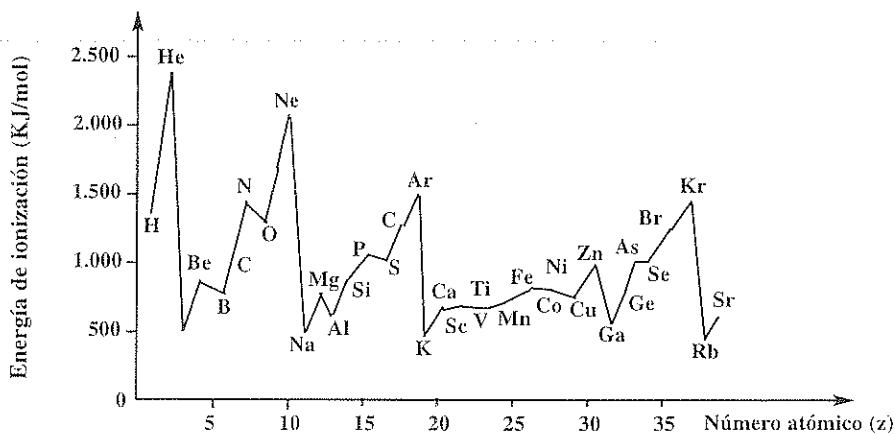
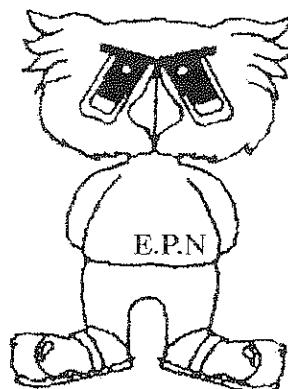


Figura 3.1.

30



RADIO ATOMICO

Esta propiedad es difícil de medir, pues la imagen del átomo formada por los diferentes orbitales que pueda tener, impide determinar exactamente la distancia a la que se encuentran los electrones externos. Si consideramos que el átomo aparece como una esfera cuyo volumen o radio puede determinarse de varias maneras, se puede hablar del *radio atómico que es la distancia entre el núcleo y el electrón más externo del átomo* de cualquier elemento químico. La unidad que más se utiliza para ésta propiedad es el Å (\AA^{-10} m), y el radio atómico dependerá tanto de la carga positiva del núcleo (atracción núcleo-electrón) cuanto del número de electrones de la capa de valencia (repulsión electrón-electrón)

El elemento de máximo radio atómico es el Cs con 2,35 Å y el de mínimo radio es el He con 0,31 Å.

De manera general, el *radio atómico disminuye hacia la derecha en un periodo, y aumenta hacia abajo en un grupo.*

Para justificar esta variación se debe tomar en cuenta que si en un período, el efecto de pantalla es el mismo, al ir hacia la derecha, se incrementa la carga nuclear y los electrones se agregan al mismo nivel de energía; por tanto la nube electrónica se mantiene más cerca del núcleo, por lo cuál disminuye el radio.

En un grupo o familia, al descender el radio aumenta, ya que si bien hay aumento de carga nuclear, los electrones últimos están en un nivel energético mayor y por tanto mucho más lejos del núcleo. Se considera que la fuerza de atracción núcleo-electrón es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa. Este último efecto predomina sobre el aumento de la carga nuclear que disminuiría el radio al descender en un grupo.

En la Tabla 3.2. se observa que los elementos de mayor radio son los metales alcalinos (1A), mientras que los gases nobles (grupo 0) son los de menor radio en la Tabla Periódica.

Esta propiedad es importante para determinar la facilidad con que un átomo gana o pierde electrones para formar iones, y también está relacionada con otras propiedades químicas del elemento.

RADIO ATOMICO (Å)

0.32 H 1	II																									0.31 He 2
1.23 Li 3	0.89 Be 4																									
1.54 Na 11	1.36 Mg 12																									
2.03 K 19	1.74 Ca 20	1.44 Sc 21	1.32 Ti 22	1.22 V 23	1.18 Cr 24	1.17 Mn 25	1.17 Fe 26	1.16 Co 27	1.15 Ni 28	1.17 Cu 29	1.25 Zn 30	1.26 Ga 31	1.22 Ge 32	1.20 As 33	1.17 Se 34	1.14 Br 35	1.12 Kr 36									
2.16 Rb 37	1.91 Sr 38	1.62 Y 39	1.45 Zr 40	1.34 Nb 41	1.30 Mo 42	1.27 Tc 43	1.25 Ru 44	1.25 Rh 45	1.28 Pd 46	1.34 Ag 47	1.48 Cd 48	1.44 In 49	1.40 Sn 50	1.40 Sb 51	1.36 Te 52	1.33 I 53	1.31 Xe 54									
2.35 Cs 55	1.98 Ba 56	1.56 Lu 71	1.44 Hf 72	1.34 Ta 73	1.30 W 74	1.28 Re 75	1.26 Os 76	1.27 Ir 77	1.30 Pt 78	1.34 Au 79	1.49 Hg 80	1.48 Tl 81	1.47 Pb 82	1.46 Bi 83	1.46 Po 84	1.45 At 85	Rn 86									
2.20 Fr 87		Lr 88																								
103	104	105	106	107																						

Tabla 3.2.

RADIO IONICO.- Es la distancia aproximada entre el núcleo y el electrón más externo de un ión (átomo que ha ganado o perdido electrones). El radio de un catión (+) será siempre menor que el de su correspondiente átomo; mientras que el radio de un anión será mayor que el de su átomo correspondiente.

A continuación; se indican algunos valores de radio iónico (Å) para los elementos más importantes de ciertos grupos representativos:

$$\begin{array}{llll}
 \text{Li}^+ = 0,60 & \text{Be}^{2+} = 0,31 & \text{N}^{3-} = 1,71 & \text{O}^{2-} = 1,40 \\
 \text{Na}^+ = 0,95 & \text{Mg}^{2+} = 0,65 & \text{N}^{5+} = 0,11 & \text{F}^- = 1,36 \\
 \text{K}^+ = 1,33 & \text{Ca}^{2+} = 0,99 & \text{P}^{3-} = 2,12 & \text{Cl}^- = 1,81 \\
 \text{Rb}^+ = 1,48 & \text{Sr}^{2+} = 1,13 & \text{P}^{5+} = 0,34 & \text{Br}^- = 1,95 \\
 \text{Cs}^+ = 1,69 & \text{Ba}^{2+} = 1,35 & & \text{Se}^{2-} = 1,98 \\
 & & & \text{Te}^{2-} = 2,21 \\
 & & & \text{I}^- = 2,16
 \end{array}$$

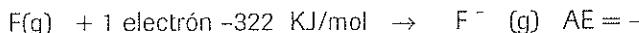
Se observa que al aumentar la carga de aniones isoelectrónicos (que tienen la misma configuración electrónica) aumenta también su radio iónico: en cambio si aumenta la carga de cationes isoelectrónicos sus tamaños disminuyen.

El tamaño de iones que sean isoelectrónicos (por ejemplo O^{2-} , F^- , Na^+), se puede comparar aunque obviamente los elementos no están ni en un mismo grupo ni en una misma familia. El ión de menor Z tendrá el mayor tamaño o radio iónico y corresponde al anión que más electrones recibió.

AFINIDAD ELECTRONICA

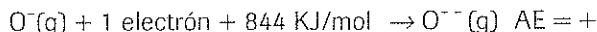
Es la energía involucrada en el proceso de agregarle un electrón a un átomo gaseoso para convertirlo en un anión gaseoso.

Se debe tomar en cuenta que los criterios termodinámicos asignan como positiva a la energía que se gasta, mientras que la energía que se libera o produce en un proceso es negativa. En este sentido la afinidad electrónica (AE) puede ser positiva (energía gastada) o negativa (energía liberada) a diferencia de la Ei que siempre era positiva. Representando con ecuaciones el proceso correspondiente a las AE del Be y del F se tiene:



Esta propiedad es una medida de la estabilidad del anión formado, y en el primer caso no conviene agregarle un electrón al Be, en cambio que al F si conviene porque adquiere una configuración electrónica estable similar a un gas noble (Ne).

También se puede definir a la AE como la energía que se requiere para arrancar un electrón de un anión gaseoso y convertirlo en átomo. Las unidades utilizadas, al igual que para Ei pueden ser KJ/mol, kcal/mol, eV/átomo; y así mismo se puede considerar una afinidad electrónica secundaria, terciaria, etc. Si se agrega un segundo, tercero, etc. electrón a un átomo gaseoso (AE_2 , AE_3 , AE_n)



Todos los elementos tienen AE_2 positivas pues al agregar un segundo electrón la repulsión entre ellos hace que siempre se gaste energía para formar el anión con dos cargas negativas.

En la tabla 3.3 se observa el elemento de máxima AE es el Be con 241 KJ/mol, mientras que el de mínima AE es el Cl, con -348 KJ/mol.

Esta propiedad es difícil de medir y no se puede hablar de una determinada variación en los grupos y períodos. Sin embargo la AE de los elementos se hacen más negativas hacia la derecha en un periodo, y hacia arriba en una familia aunque se exceptúa a los grupos 2A y 5A de la tabla periódica.

**AFINIDAD ELECTRONICA DE ALGUNOS ELEMENTOS
(KJ/MOL)**

(Los valores entre paréntesis son aproximados)

H -72								He (21)
Li -60	Be (241)		B -23	C -122	N 0	O -142	F -322	Ne (29)
Na -53	Mg (231)		Al -44	Si -119	P -74	S -200	Cl -348	Ar (35)
K -48	Ca (156)		Ga -36	Ge -116	As -77	Se -194	Br -323	Kr (39)
Rb -47	Sr (119)		In -34	Sn -120	Sb -101	Te -190	I -295	Xe (40)
Cs -45	Ba (52)		Tl -48	Pb -101	Bi -121	Po -173	At -270	Rn (40)
Fr -44	Ra							

Tabla 3.3

A diferencia de la Energía de ionización (E_i) que es siempre positiva, la Afinidad Electrónica (AE) es positiva o negativa, e inclusive algunos elementos tienen el valor 0 como AE.

No se puede señalar entonces, una variación de ésta propiedad a lo largo de los periodos o de los grupos o familias; y en la figura # 3.2 se observa la variación de la Afinidad electrónica en función del número atómico (Z) para algunos elementos de la Tabla periódica.

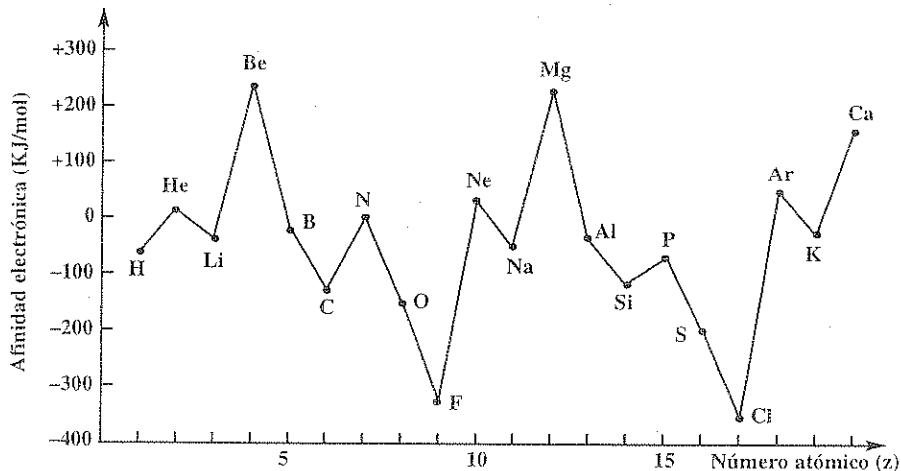


Figura 3.2.

ELECTRONEGATIVIDAD

Es una medida de la tendencia que tiene un átomo para atraer electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo.

A diferencia de las propiedades anteriores, la electronegatividad (E.N) carece de unidades y existen algunas escalas arbitrarias de E.N, la más conocida es la **ESCALA DE PAULING** que considera al F como el elemento más electronegativo con un valor de 4.0; mientras que el Cs (y también el Fr) es el menos electronegativo de todos con un valor de 0.7.

Para los elementos representativos, cuyas E.N se indican en la tabla 3.4 se observa que aumenta hacia la derecha en un periodo y disminuye hacia abajo en un grupo. Las variaciones entre los elementos de transición, al igual que para las propiedades anteriores, no son tan regulares. Se puede usar esta propiedad para hacer predicciones sobre el enlace de un compuesto, ya que si la diferencia de E.N es grande tienden a formar compuestos iónicos. Elementos con pequeña diferencia de E.N (dos no metales) tienden a formar enlace covalente.

Más adelante se estudiará el Enlace Químico, en el que se define la energía de disociación de un compuesto que está relacionada con la electronegatividad, pues se considera que esa energía es un promedio al que se le suma una energía de estabilización que depende de la diferencia de E.N entre los elementos que forman ese enlace.

ELECTRONEGATIVIDAD DE ALGUNOS ELEMENTOS ESCALA DE PAULING

H 2.1									He
Li 1	Be 1,5		B 2	C 2,5	N 3	O 3,5	F 4	Ne —	
Na 0,9	Mg 1,2		Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3	Ar —	
K 0,8	Ca 1		Ga 1,6	Ge 1,8	As 2	Se 2,4	Br 2,8	Kr 3	
Rb 0,8	Sr 1		In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe 2,6	
Cs 0,7	Ba 0,9		Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2	At 2,3	Rn 2,4	
Fr 0,7	Ra 0,9								

Tabla 3.4

CARACTER METALICO

Se considera que ésta propiedad involucra a otras propiedades como son: brillo metálico, alta conductividad calórica y eléctrica, maleabilidad, ductibilidad etc. En la tabla periódica, la mayoría de elementos son metales, y como se indicó anteriormente los no metales ocupan el extremo superior derecho, ubicándose luego los gases nobles o familia 0.

No existen unidades determinadas para el carácter metálico, pero la tendencia de variación aceptada es que disminuye hacia la derecha en un periodo, y aumenta hacia abajo en un grupo o familia. Por ejemplo al considerar el grupo 4A, el C y Si son no metales, el Ge es un semi-metal, en tanto que el Sn y el Pb son metales. Otras diferencias en cuanto a las propiedades químicas de metales y no metales serían:

La capa externa de los metales contiene pocos electrones (tres o menos) en cambio los no metales tienen cuatro o más.

Los metales tienen bajas Energías de ionización, los no metales: altas. Las afinidades electrónicas de los metales son ligeramente negativas o positivas, en cambio para los no metales son bastante negativas.

Los metales tienen bajas electronegatividades. Los no metales altas. Los primeros forman cationes al perder electrones y forman compuestos iónicos con los no metales; mientras que los no metales forman aniones al ganar electrones, y forman compuestos covalentes con otros no metales.

ESTADOS DE OXIDACION

Denominados también números de oxidación, se definen como *la carga eléctrica que tiene o parece tener un elemento en un determinado compuesto*.

Existen reglas un tanto arbitrarias para asignar estados de oxidación, pero hay relación entre la configuración electrónica del elemento y sus números de oxidación ya que los electrones que gana o que pierde le darán la carga a ese elemento.

En la tabla Periódica se observan ciertos valores que son comunes para todos los elementos de un grupo o familia, o ciertas variaciones comunes para elementos de un mismo bloque. Los estados de oxidación pueden ser valores positivos, negativos, cero o fraccionarios. En general los metales tienen estados positivos (al perder electrones) y los no metales, negativos (ya que ganan electrones). Los no metales tienen además estados de oxidación positivos variables en pasos de dos si están en el bloque p; por ejemplo Cl = 1, 3, 5, 7 S = 2, 4, 6.

Los metales del bloque d tienen estados de oxidación positivos variables en pasos de 1; por ejemplo Cu = 1,2 Fe = 2,3.

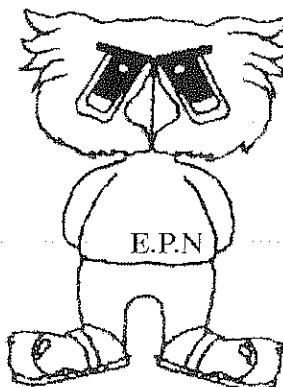
Los elementos del bloque f tienen como número de oxidación el valor tres y algunos otro valor variable en pasos de 1.

REGLAS DE LOS ESTADOS DE OXIDACION.-

- 1.- Los metales de los grupos 1A y 2A tienen como único estado de oxidación 1+ y 2+ respectivamente.
- 2.- El F tiene como único estado 1- (es el más electronegativo).
- 3.- El estado de oxidación del O es 2-, excepto en los peróxidos que es 1- (en los superóxidos = -1/2)
- 4.- El estado de oxidación de cualquier elemento en una sustancia elemental (Na, Cu, Fe, Cl₂, S₂, P₄, etc) es 0.
- 5.- El H tiene como estado de oxidación 1+; pero en los hidruros metálicos tiene 1-
- 6.- La suma de los estados de oxidación en una molécula es cero; si se trata de un ión poliatómico es igual a la carga del ión.
- 7.- El estado de oxidación de un elemento en un ión monoatómico es igual a la carga del ión.

Al considerar los elementos representativos (grupos A) de la tabla periódica, tienen un estado de oxidación que es igual al número del grupo o familia. Para los no metales uno de los estados de oxidación negativos se calcula restando al número del grupo el valor 8. Por ejemplo los Halógenos F, Cl, Br, I, At o grupo 7A tienen un estado de oxidación de 7-8 = 1-

Se puede predecir el número de oxidación de un elemento por su posición en la tabla, y es importante asignar correctamente el estado de oxidación de un átomo sobre todo para igualar reacciones de óxido-reducción



PROBLEMAS SOBRE TABLA PERIODICA

- 1.- Determinar la energía de la última ionización del halógeno de menor radio atómico (en KJ/mol).
- 2.- Determinar los números cuánticos del último electrón del elemento cuya carga nuclear es 9.12×10^{-18} Coulombios.
- 3.- Determinar la configuración electrónica del ión divalente negativo del no metal correspondiente al período del K.
- 4.- Ubicar en la tabla periódica al elemento cuyos estados de oxidación son -2 y -1.
- 5.- Encontrar el bloque y el grupo del elemento con mayor número de electrones despareados del cuarto período.
- 6.- Si el número cuántico del Spin tuviera un solo valor: +1/2 (\uparrow) y los otros números seguirían las reglas usuales; cuál será la configuración electrónica del elemento de $Z = 36$? Cuál será el número atómico del elemento que perteneciendo a la familia del anterior estuviera justamente encima?
- 7.- Los elementos A y B son consecutivos en la tabla y los números cuánticos del último electrón son:

	n	l	m	s
Elemento A	3	2	+2	-1/2
Elemento B	4	1	-1	+1/2

Cuál será su número atómico. En qué bloque, período y grupo se ubicarán estos dos elementos?
- 8.- Dados los elementos Sn, Cl, Cs, In, ordenarlos de menor a mayor electronegatividad.
- 9.- Escribir los números cuánticos de los dos últimos electrones del elemento metálico de mayor afinidad electrónica del tercer período.
- 10.- Dados los elementos de números atómicos 19, 31, 35, 55, 85.
 - a) Indicar el bloque, período y grupo de cada uno.
 - b) Cuál es el de Mayor Energía de ionización y cuál el de mayor carácter metálico.
 - c) Ordenarlos de menor a mayor electronegatividad.
 - d) Cuál es el de menor radio atómico y cuál el de menor afinidad electrónica.
 - e) Indicar un estado de oxidación para cada elemento.
- 11.- Si el número cuántico de spin pudiera tomar los valores: +1/2, -1/2, 1 determinar el número atómico del elemento que perteneciendo al mismo grupo, se ubica inmediatamente debajo del elemento de número atómico 21. Asumir que los otros números cuánticos siguen las reglas usuales.

12.- Los dos últimos electrones de los elementos A, B, C tienen los números cuánticos siguientes:

	Elemento A	Elemento B	Elemento C
	n l m s	n l m s	n l m s
último e	3 0 0 1/2	3 1 0 -1/2	4 1 0 -1/2
penúltimo e	2 1 1 -1/2	3 1 -1 -1/2	4 1 -1 -1/2

- a) Cuáles son las configuraciones electrónicas y los números atómicos de cada uno.
- b) Indique el bloque, periodo y grupo en el que se encuentran.
- c) Ordenar de menor a mayor radio atómico los 3 elementos y los iones A^+ , C^- .
- d) Cuál es el elemento de menor carácter metálico?; y el más electronegativo.

13.- Cuáles son los números cuánticos de los tres últimos electrones de los elementos cuyos Z son 26, 55, 83.

14.- Dados los elementos A, B, C y D tales que: A es un elemento cuyos estados de oxidación característicos son -2 y -1; B y C son elementos no metálicos del tercer periodo tales que B tiene menor radio atómico que C y C mayor energía de ionización que B; D⁺⁺ presenta la configuración del Neón. Determinar:

- a) Ubicación (bloque, periodo y grupo) e identificación.
- b) Configuración electrónica.
- c) Ordenarlos de mayor a menor electronegatividad.
- d) Ordenarlos de menor a mayor carácter metálico.

B) Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y encierre en un círculo la(s) respuestas correctas.

1.- En la tabla periódica moderna existen:

- a) 7 columnas;
- b) 18 grupos;
- c) 18 elementos de transición en el tercer periodo;
- d) 7 gases nobles;
- e) ninguna respuesta.

2.- Los números cuánticos del último electrón de un elemento son: 4, 1, -1, -1/2 entonces:

- a) su número atómico es 18;
- b) su ión divalente negativo presenta una configuración electrónica igual a la del Kr;
- c) es un alcalino-térreo;
- d) es un halógeno;
- e) ninguna respuesta.

3.- Los elementos A y B pertenecen a un mismo periodo, entonces:

- a) presentan distinto efecto de pantalla;
- b) tienen los mismos estados de oxidación;
- c) tienen igual capa de valencia.
- d) ninguna respuesta

4.- Entre los elementos que tienen múltiples estados de oxidación están:

- a) los del grupo 1A;
- b) todos los gases nobles;
- c) los metales de transición;
- d) algunos alcalino-térreos;
- e) ninguna respuesta

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 8

CURSO:.....

NOMBRE:.....

Conocimientos: Configuraciones electrónicas, Ubicación de los elementos en la Tabla, variación de propiedades.

A.- Encontrar el bloque, periodo y grupo para los elementos de Z=18, 26, 34, 59 y 82

B.- Escribir los números cuánticos de los dos últimos electrones para los elementos de Z = 7, 20, 40 y 51.

C.- Escoja la(s) respuesta(s) correcta(s)

1.- *En la tabla periódica los elementos se ubican según:*

- a) El orden en que fueron descubiertos.
- b) El peso atómico creciente.
- c) El número de electrones que poseen.
- d) Sus propiedades físicas.
- e) N.R.

2.- *La tabla periódica posee:*

- a) 92 elementos y 8 periodos.
- b) 8 grupos y 4 bloques
- c) 18 familias y 7 bloques.
- d) 8 grupos A y 7 periodos
- e) N. R.

3.- *Las unidades más comunes en que se expresan la electronegatividad y la energía de ionización son respectivamente:*

- a) eV y Kcal/mol.
- b) Kcal/mol y ergios.
- c) coulombs y eV.
- d) Amstrongs y calorías
- e) N.R.

4.- *Si se comparan entre sí a los elementos de grupo 4A (carbonoides):*

- a) el Ge tiene mayor carácter metálico que el Si.
- b) la energía de ionización del Pb es mayor que la del C.
- c) la electronegatividad del Sn es mayor que la del C.
- d) el radio atómico del C es el mayor de todos.
- e) N. R.

5.- *Si se agrega un electrón a un átomo gaseoso:*

- a) el átomo se convierte en catión.
- b) el ión formado tiene carga negativa.
- c) la energía involucrada es la afinidad electrónica;
- d) se trata de la energía de ionización primaria.
- e) N.R.

6.- *Un elemento que posee alta energía de ionización:*

- a) es un metal.
- b) requiere mucha energía para quitarle un electrón.
- c) un gas noble.
- d) se ubica en el extremo izquierdo de la tabla.
- e) N.R.

7.- El tamaño atómico de los elementos depende de:

- a) el núcleo atómico.
- b) la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones.
- c) el número de electrones del átomo.
- d) la ubicación del elemento en la tabla periódica.
- e) N.R.

8.- Los estados de oxidación de los elementos :

- a) son negativos para los metales.
- b) dependen de la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones.
- c) indican el número de electrones del átomo.
- d) señalan los electrones perdidos o ganados.
- e) N.R

9.- El elemento X tiene una configuración electrónica que termina en 4d, entonces el elemento X se ubica:

- a) En el tercer periodo
- b) En el bloque f
- c) grupo 3B
- d) N.R.

10.- Entre los elementos que poseen varios estados de oxidación.

- a) Los alcalino-térreos
- b) los gases nobles
- c) Los halógenos
- d) N.R.

11.- El elemento de número atómico 29:

- a) Tiene 4 electrones desapareados
- b) Es un buen conductor del calor y la electricidad
- c) Se ubica en el tercer periodo.
- d) N.R.

12.- Un anión divalente tiene una carga nuclear de $7,68 \times 10^{-9}$ entonces:

- a) El elemento tiene un Z= 19
- b) Los números cuánticos de su último electrón son 4 1 0 1/2
- c) Todos sus electrones están apareados
- d) N.R.

13.- Si el elemento A pertenece al periodo del Cl y su estado de oxidación es -3; se tiene que:

- a) Se ubica en el grupo 6A.
- b) Posee 16 protones.
- c) Tiene mayor energía de ionización que el S.
- d) Tiene mayor radio atómico que el Aluminio.
- e) N.R.

14.- El último subnivel del elemento Br es $4p^5$ por lo tanto éstos electrones tienen como números cuánticos:

- a) n = 4, l = 2.
- b) l = 0, m = 0
- c) n = 3, s = -1/2
- d) N.R.

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 9

CURSO:.....

NOMBRE:.....

A.- Escriba V (verdadero) o F (falso) según corresponda:

- 1.- Existen más elementos que compuestos químicos.
- 2.- En el grupo 2A están el Mg, Ca, Pa, Ra.
- 3.- Los elementos Fe, Cu, Hg pertenecen a familias A.
- 4.- Una triada puede ser C, N y O.
- 5.- Los elementos se ordenan según su peso atómico.
- 6.- La mayoría de elementos de la tabla son gaseosos.
- 7.- En la tabla hay 16 grupos y 92 elementos naturales.
- 8.- Las octavas eran grupos de 8 elementos similares entre sí.
- 9.- La tabla periódica tiene 7 períodos y 4 bloques.
- 10.- El F pertenece al grupo 7A (Halógenos).

B.- Dados los elementos de Z = 34, 52 y 81

Hacer la configuración electrónica, escribir los números cuánticos de los tres últimos electrones, y ubicarlos en la tabla periódica.

C.- Si el número cuántico de spin pudiera tomar tres valores: +1/2, -1/2 y 0 y los otros siguen las reglas habituales, hacer la configuración electrónica del elemento de Z = 60 y hallar el Z del elemento que estaría ubicado debajo del anterior.

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y encierre en un círculo la o las respuestas correctas. N.R. = ninguna respuesta.

1.- Los números cuánticos son valores:

- a) Enteros y positivos. b) Que señalan las propiedades de los átomos. c) que señalan las características de los electrones del átomo. d) relacionados con el nivel y el orbital del átomo. e) N.R.

2.- En la tabla periódica moderna existen:

- a) 16 períodos y 7 grupos. b) 18 elementos en el segundo periodo. c) 7 gases nobles en el grupo 0. d) el bloque f ubicado fuera de la tabla. e) N.R.

3.- Si los números cuánticos del último electrón de un elemento son: 4 1 1 1/2 entonces:

- a) se trata de un gas noble. b) es un metal de transición
c) es un no metal del cuarto periodo. d) pertenece al quinto periodo. e) N.R.

4.- Si el Z de un elemento es 42, dicho elemento: a) tiene una configuración electrónica que termina en $5s^2 4d^4$. b) está ubicado en el grupo 5A. c) tiene 6 electrones despareados. d) es un metal de los grupos principales. e) N. R.

5.- Si se analiza el desarrollo histórico de la Tabla Periódica:

- a) Dobereiner estableció la ley de las octavas. b) Newlands elaboró una tabla en espiral. c) Chancurtois ordenó a los elementos según su peso atómico creciente. d) Mendelejev dejó varios espacios vacíos para elementos que no se conocían todavía. e) N.R.

CLASE PRACTICA DE QUIMICA Nº. 10

CURSO:.....

NOMBRE:.....

1.- Dados los elementos de números atómicos: 17, 19, 35, 53,

- A) Hacer la configuración electrónica, y el diagrama de orbital de las dos últimas subcapas,
- B) Escribir los números cuánticos de los dos últimos electrones de cada elemento, y ubicarlos en la tabla Periódica
- C) Cuál es el de mayor carácter metálico?

2.- Dar los conceptos de:

Mecánica Ondulatoria:

Orbital:

Energía de Ionización:

Tabla periódica:

3.- Escribir las fórmulas, o dar el nombre de 10 compuestos

Hidruro de bario.....	Oxido férrico
I ₂ O	MnO
Cloruro estannioso.....	Sulfato de magnesio
Al ₂ O ₃	CO ₂
Hidróxido de Cesio.....	H I
Ácido Nítrico.....	HCl O

4.- Calcular la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad del 20% de c (velocidad de la luz)

$$h = 6,63 \times 10^{-27} \text{ ergs. s}$$

$$m = 9,1 \times 10^{-28} \text{ g}$$

5.- Calcular la energía (en J, joules) de un fotón de luz ultravioleta cuya longitud de onda es 600 Å.

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

6.- Calcular la energía de ionización terciaria (E_{i3}) para el Li (z=3) (sugerencia: utilice la relación $E_i = \frac{Bz^2}{n^2}$). Compare con el valor de la tabla 3.1.

ENLACE QUÍMICO

4

GENERALIDADES.-

Es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos en una estructura estable que puede ser un agregado iónico, una molécula o un cristal metálico. Existen por tanto tres clases de enlace atómico: iónico, covalente y metálico. El primero se caracteriza por una transferencia de electrones, el covalente por una compartición de electrones y el metálico se explica recurriendo a ciertos modelos ya que es más complejo que los dos anteriores.

En la naturaleza, casi no se encuentran átomos aislados (excepto los gases nobles) sino formando moléculas o compuestos iónicos que tienen una energía menor que la de los átomos aislados, por lo cual aquellos son mucho más estables. Los enlaces iónico y covalente representan los dos extremos y todos los enlaces tienen algún grado de carácter tanto iónico como covalente. Los compuestos en los cuales predomina el enlace iónico se denominan compuestos iónicos y de manera similar compuestos covalentes son aquellos en los que predomina el enlace covalente.

ENLACE IÓNICO

Denominado también electrovalente, se establece entre átomos de baja Energía de Ionización que se unen con átomos de baja Afinidad Electrónica; es decir los metales 1A, 2A con los no metales 6A, 7A.

Se puede explicar la formación de este enlace considerando que los metales se convierten en cationes al perder uno o varios electrones que al transferirse a los no metales los convierte en aniones. Entre los iones formados que se distribuyen en una estructura geométrica definida (cristal iónico) existen fuerzas de atracción electrostática, pero también fuerzas de repulsión entre iones de la misma carga. Además en éste empaquetamiento los iones se mantienen en posiciones fijas y a una distancia denominada radio de enlace que dependerá del tamaño y de la carga de los iones.

Los metales al perder electrones, adquieren una configuración electrónica estable similar a un gas noble; lo mismo ocurre cuando los no metales ganan electrones. Los iones se atraen de acuerdo a la Ley de Coulomb ($F = k \cdot q_1 q_2 / d^2$) y la distancia o radio de enlace se puede tomar como la suma de los radios iónicos de los elementos. En el cristal iónico deben existir igual número de cargas positivas y negativas y

su forma geométrica, conocida como red cristalina puede ser cúbica, tetragonal, hexagonal etc.

Para explicar detalladamente la formación del enlace iónico se puede utilizar el **CICLO DE BORN-HABER** que consiste en una representación que utiliza un ciclo o cadena cerrada en el que se indican cada uno de los pasos del proceso y su correspondiente entalpía, la suma de las diferentes entalpías involucradas nos da la entalpía total del proceso cuyo resultado final es independiente del camino seguido. Aunque se hable de entalpías se aclara que son las mismas energías pero medidas a presión constante. Además se mantiene la consideración señalada anteriormente: un valor positivo implica gasto o consumo de energía, mientras que el signo negativo implica liberación o producción de energía o entalpía. Se utiliza la siguiente notación:

U_p = Energía reticular

ΔH_s = Entalpía de sublimación

AE_1 = Afinidad electrónica primaria

AE_2 = Afinidad electrónica secundaria

Ei_1 = Energía de ionización primaria

Ei_2 = Energía de ionización secundaria

ΔH_f = Entalpía de formación

AE_3 = Afinidad electrónica terciaria

Ei_3 = Energía de ionización terciaria

ΔH_{dis} = Energía de disociación.

La energía reticular o energía de red es la energía que se gana cuando los iones gaseosos forman el cristal sólido (se empaquetan). En la tabla 4.1 constan ciertos valores de esta propiedad para algunos compuestos; y más adelante se indica una ecuación que permite calcular aproximadamente esos valores.

	F^-	Cl^-	Br^-	I^-
Li^+	- 1036	- 857	- 813	- 758
Na^+	- 922	- 788	- 752	- 704
K^+	- 820	- 718	- 688	- 648
Rb^+	- 790	- 692	- 665	- 629
Cs^+	- 734	- 660	- 636	- 603

Tabla 4.1.

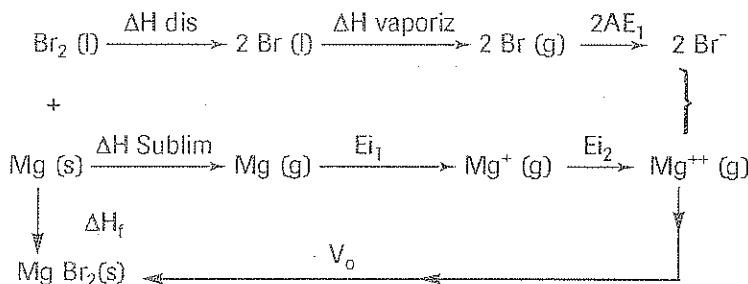
La entalpía de formación es la energía desprendida al formarse el enlace iónico, y es la suma algebraica de todos los valores de energía que intervienen en el ciclo. Se insiste que ΔH_f es una propiedad termodinámica y por lo mismo es independiente del camino o trayectoria seguido, sólo interesa el estado inicial (átomos aislados) y el estado final (agregado iónico sólido).

Con el ciclo de Born-Haber se puede calcular ΔH_f y también las otras propiedades que se toman en cuenta para el proceso. Cada caso exige considerar adecuadamente las energías de ionización (Ei_1 , Ei_2 , Ei_3) así como las afinidades electrónicas (AE_1 , AE_2 , etc.).

Se debe considerar correctamente las energías de sublimación o de vaporización así como la energía de disociación que es la que se necesita para separar a los áto-

mos gaseosos que estaban enlazados. Al estudiar el enlace covalente, se insistirá en energías de disociación, y en la tabla 4.6 se señalan ciertos valores.

Por ejemplo para calcular la entalpía de formación del bromuro de magnesio, si se tienen inicialmente átomos de Mg sólidos y moléculas de Br₂ líquidas, que es el estado natural de estos elementos, se tendría el siguiente *ciclo*:



$$\Delta H \text{ dis} + \Delta H \text{ vaporiz} + 2AE_1 + \Delta H \text{ Sublim} + Ei_1 + Ei_2 + U_0 = \Delta H_f$$

Para calcular la energía de red (U_0) se puede emplear la denominada ecuación de **BORN** en la que intervienen ciertos valores ya conocidos y además un valor (M) denominado **constante de Madelung** que depende del sistema de cristalización del compuesto iónico formado, y del tamaño de los iones. En la tabla 4.3 se indican algunos valores de M .

En la ecuación de Born interviene un valor entero n' llamado exponente de Born cuyos valores dependen de la configuración electrónica de los iones que intervienen. Si cada íon es isoelectrónico con un diferente gas noble se toma el valor promedio de los que se indican en la tabla 4.4.

$$U_0 = \frac{Z_1 Z_2 N_A M e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n'} \right) \Rightarrow \text{Ecuación de Born}$$

$Z_1 Z_2$ = carga de los iones

M = constante de Madelung

r_0 = distancia entre iones (cm)

N_A = Número de Avogadro

e = carga del electrón (u.e.s)

n' = exponente de Born

CONSTANTES DE MADELUNG PARA REDES CRISTALINAS

Tipo de cristal	Ejemplo	M
Sal gema	Na Cl	1,7475
Cloruro de cesio	Cs Cl	1,7626
Wurzita	Zn S	1,641
Fluorita	Ca F ₂	5,0387

Tabla 4.3.

EXPONENTES DE BORN

Gas noble	n'
He	5
Ne	7
Ar	9
Kr	10
Xe	12

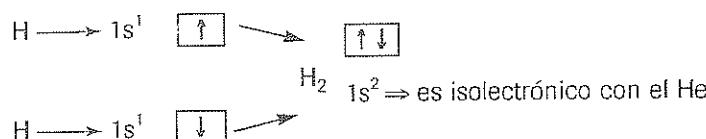
Tabla 4.4.

ENLACE COVALENTE.

Este tipo de enlace se presenta entre dos no metales que forman un compuesto, o entre el H y un no metal; y se caracteriza por la compartición de uno o más pares de electrones. Las fuerzas de atracción en el enlace covalente también son de naturaleza electrostática (característica del enlace iónico) pues a cierta distancia (radio covalente) se equilibran con las fuerzas de repulsión entre los electrones y entre los núcleos de los dos átomos.

Los electrones que se comparten deben tener diferente spin que origine una atracción de tipo magnético y que forme una **molécula** estable cuya energía es menor que los átomos aislados.

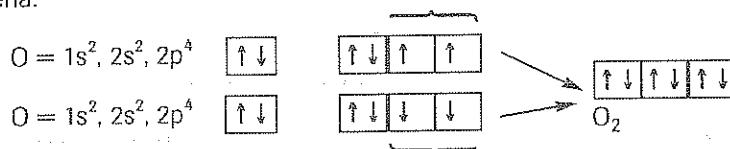
La formación de la molécula de H_2 a partir de dos átomos aislados de H se puede representar con el siguiente esquema:



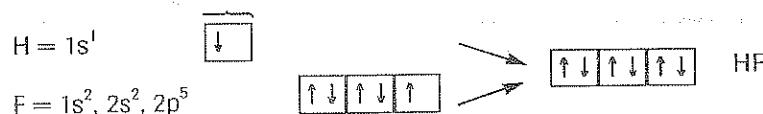
Considerando la forma esférica de los orbitales atómicos 1s de cada átomo de H, se puede suponer que la molécula H_2 es la superposición de dichos orbitales y que existe una región llamada zona de traslape (parte rayada) en donde hay una mayor probabilidad de encontrar a los electrones de la molécula. La estabilidad de la misma se explica por el mayor espacio que tienen los dos electrones para moverse en éste orbital molecular.



La molécula de oxígeno, formada por dos átomos de O cuyas configuraciones electrónicas permiten conocer los electrones desapareados que pueden compartirse, sería:



Para el ácido fluorhídrico (molécula polar) se comparten un electrón 1s del H con un electrón 2p del F



Así como en el enlace iónico, el ciclo de Born-Haber permite calcular ΔH_f (entalpía de formación) a partir de las diferentes energías involucradas en cada paso del proceso; se puede establecer para el enlace covalente un gráfico que considera la variación de energía (potencial) en función de la distancia que separa a los átomos que se van a enlazar covalentemente.

Para la molécula H_2 que es la más simple que se puede considerar, se observa que (Figura 4.1) al graficar la Energía potencial vs. la distancia internuclear, a una distancia infinita entre los átomos la energía tiende a cero. Si los átomos se van acercando, existirán atracciones de cada núcleo hacia el electrón del otro átomo, pero también repulsiones electrón-electrón y núcleo-núcleo, y se puede alcanzar una energía mínima en el punto A, si la distancia disminuye, se produce un aumento pronunciado de la energía (valores positivos) debido a la repulsión entre los núcleos.

La molécula se forma en el punto B, en el que se puede hablar de una distancia o radio de enlace que es 0,74 Å para el H_2 así como de la Energía de enlace que es -436 KJ/mol. Más adelante se consideran otras energías de enlace para diferentes enlaces covalentes (Tabla 4.6).

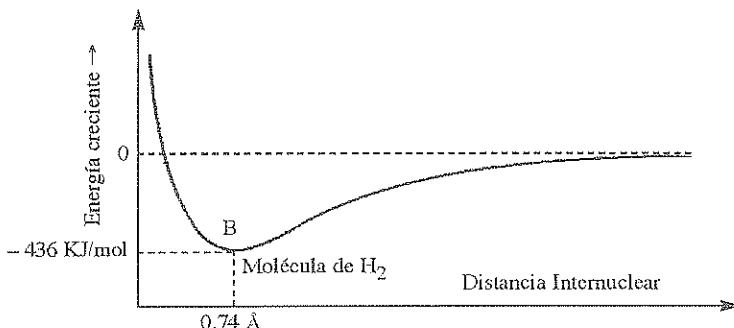


Figura 4.1.

Estructuras de Lewis.-

Son representaciones del enlace covalente en las que se escribe el símbolo de un elemento y se le rodea de un número de puntos igual al de electrones de su capa de valencia. Este número coincidirá con el número del grupo o familia (A) en el que está dicho elemento. Al formarse el enlace covalente hay una tendencia de cada átomo en adquirir una configuración estable rodeándose de ocho electrones (regla del octeto). El hidrógeno se rodeará sólo de dos electrones.

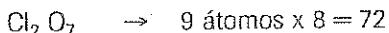
Las estructuras de Lewis se utilizan solo para compuestos formados por elementos de los grupos principales (bloque s y p). Se pueden utilizar también en compuestos iónicos * pero se debe indicar primero la transferencia de electrones (mediante flechas) y luego los iones formados. Se indican a continuación algunos ejemplos:





Para establecer las estructuras de Lewis se pueden seguir los siguientes pasos:

- 1) Se calcula el número de *electrones requeridos* para completar los octetos de los átomos.



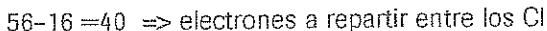
- 2) Se calcula el número de *electrones disponibles* considerando el grupo de cada elemento.



- 3) Se restan los valores anteriores (paso 1–paso 2) y ese número, que representa los *electrones de enlace* se divide para dos con lo cual se obtiene el número de enlaces covalentes que contiene el compuesto .

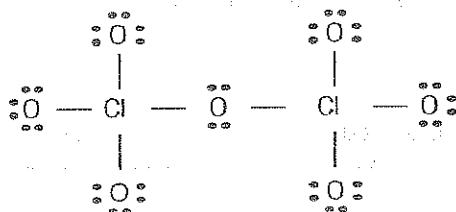


- 4) Se restan los electrones disponibles menos los electrones utilizados en el enlace (paso 2 – paso 3) y ese número representa los *electrones a repartir* de modo que cada elemento vaya completando su octeto.



- 5) En la mayoría de casos se tiene una *estructura simétrica* para los átomos que forman la molécula covalente, y se ubica como *átomo central* al de *menor electronegatividad*.

Para el anhídrido perclórico la estructura de Lewis será:

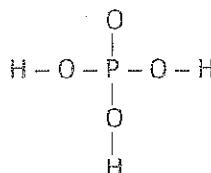


Nota: Los 0 nunca se unen entre sí excepto en un peróxido.

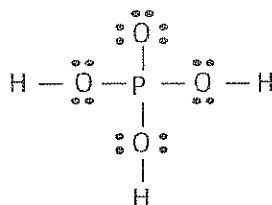
La estructura de Lewis del H_3PO_4 , siguiendo los pasos señalados anteriormente será:

- 1.- e req $\Rightarrow (3 \times 2) = 6 + (5 \times 8) = 40 = 46$
- 2.- e disp $\Rightarrow (3 \times 1) = 3 + 5 + (4 \times 6) = 24 = 32$
- 3.- e enlace $\Rightarrow 46 - 32 = 14 \quad 14/2 = 7$ enlaces
- 4.- e a repartir $\Rightarrow 32 - 14 = 18$

Utilizo los dos últimos valores para desarrollar una estructura simétrica cuyo átomo central es el P (el menos electronegativo) al que le rodean los 4 O, mientras que los 3 H se unen a los O. Solo en ciertos casos de excepción, los H se unen directamente al átomo central (por ejemplo en el H_3PO_2)



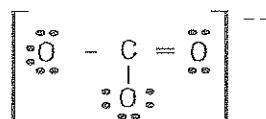
Los 18 electrones a repartir, se van colocando alrededor de los átomos que no completaban su octeto, de modo que en la estructura final todos los átomos se rodean de 8 electrones (el H de 2). La estructura final quedará así:



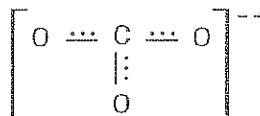
Para iones el procedimiento es similar pero en el paso dos, al calcular los electrones disponibles se debe sumar los electrones del anión, o restar si es catión; tal como se indica en los siguientes ejemplos:

Estructura de Lewis del $[\text{CO}_3]^{--}$

- 1.- e req $\Rightarrow (4 \times 8) = 32$
- 2.- e disp $\Rightarrow 4 + (3 \times 6) = 18 + 2 = 24$
- 3.- e enlace $\Rightarrow 32 - 24 = 8 \quad 8/2 = 4$ enlaces
- 4.- e a repartir $\Rightarrow 24 - 8 = 16$



La estructura anterior será un caso de resonancia, ya que se pueden establecer otras dos estructuras válidas en las que el doble enlace estará a la izquierda o hacia abajo. Ninguna de las tres es la válida sino una que *"representa una mezcla de las tres"* y que se podría representar de la siguiente manera:



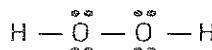
Para el peróxido de hidrógeno H_2O_2 la estructura de Lewis será:

$$1.- \text{e req} \implies (2 \times 2) + (2 \times 8) = 20$$

$$2.- \text{e disp} \implies 2 + (2 \times 6) = 14$$

$$3.- \text{e enlace} \implies 20 - 14 = 6 \quad 6/2 = 3 \text{ enlaces}$$

$$4.- \text{e a repartir} \implies 14 - 6 = 8$$



Carga Formal: Se puede calcular un número que representa la carga formal de cada átomo en una estructura de Lewis, restando el número de electrones disponibles de cada elemento menos los enlaces que le rodean y menos los electrones que le rodean. Esto permite tener un criterio para establecer las estructuras correctas de ciertos compuestos. La carga formal del Cl, y del O central en el anhídrido perclórico serán respectivamente:

$$7 - 4 - 0 = 3$$

$$6 - 2 - 4 = 0$$

La carga formal permite establecer si una estructura de Lewis es correcta, pues aunque el número de enlaces y los electrones a repartir son los correctos, al encontrar la carga formal de cada átomo se pueden encontrar ciertos errores como los siguientes:

- a) Dos átomos contiguos tienen carga del mismo signo
- b) Un elemento tiene carga negativa, pese a que no es el más electronegativo de la estructura.
- c) En un ión la suma de las cargas formales encontradas para cada átomo, no resulta igual a la carga del ión.

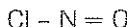
Generalmente, si la carga formal de cada átomo es cero se tiene una estructura correcta. Con éstos criterios en el cloruro de nitrosilo NOCl la estructura de Lewis será:

$$1.- \text{e req} \implies (3 \times 8) = 24$$

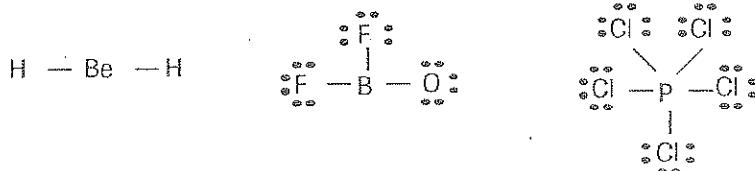
$$2.- \text{e disp} \implies 5 + 6 + 7 = 18$$

$$3.- \text{e enlace} \implies 24 - 18 = 6 \quad 6/2 = 3 \text{ enlaces}$$

$$4.- \text{e a repartir} \implies 18 - 6 = 12$$



Excepciones a la regla del octeto: Muchos compuestos cuyos átomos se enlazan covalentemente no cumplen con la regla del octeto sea porque existe un número impar de electrones a utilizar en el enlace (NO , NO_2) o porque un mismo átomo central se rodea de cinco o más átomos de otro no metal (PCl_5) de modo que en estas estructuras no se pueden poner ocho electrones alrededor de cada átomo. Ejemplos:



CLASIFICACION DEL ENLACE COVALENTE: Existen varios criterios para clasificar el enlace covalente y se puede considerar entre otros:

a) *Según el número de pares compartidos:*

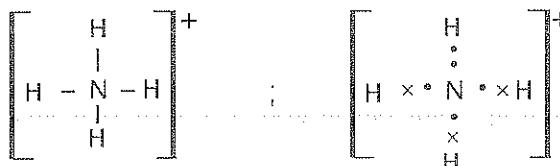
- 1) Enlace Covalente Sencillo o Simple.- Si existe sólo un par compartido
- 2) Enlace Covalente Múltiple.- Si hay varios pares compartidos: Ejemplos:
 $\text{H} - \text{H}$ (Simple) $\text{O} = \text{O}$ (doble) $\text{N} = \text{N}$ (triple)

b) *Según el origen o procedencia de los electrones se considera:*

- 1) Enlace covalente normal si los dos átomos aportaron con un electrón cada uno
- 2) Enlace covalente dativo o coordinado si uno sólo de los átomos prestó los dos electrones.

Esta clasificación es un tanto arbitraria pues un electrón de cualquier átomo es idéntico a otro electrón y, al hacer las Estructuras de Lewis no se conoce con certeza cuáles electrones pertenecieron a cada átomo aislado.

Un ejemplo de enlace covalente dativo es el catión amonio cuya estructura sería:



c) *Según la electronegatividad de los átomos, el enlace covalente puede ser:*

- 1) NO POLAR si los átomos enlazados son de la misma electronegatividad, es decir dos átomos del mismo elemento que comparten por igual los dos electrones del enlace (H_2)

2) POLAR cuando se unen átomos de diferente electronegatividad, existirá una desigual compartición del par electrónico y el elemento más electronegativo se "adueña" del par compartido formando una molécula con un extremo de carga relativamente negativa y el otro con carga relativamente positiva. Por ejemplo el HF, HCl.

Al enlace covalente polar se le conoce también como iónico parcial, y si la diferencia de electronegatividad entre dos átomos es igual o mayor que 1,7 se considera como enlace iónico, tal como se indica en la figura 4.2.

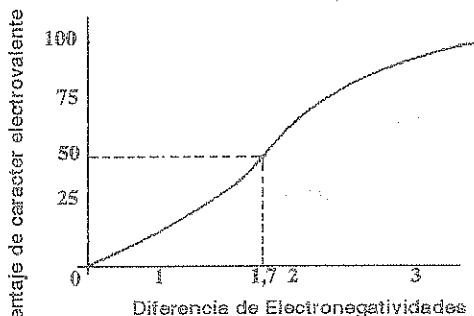


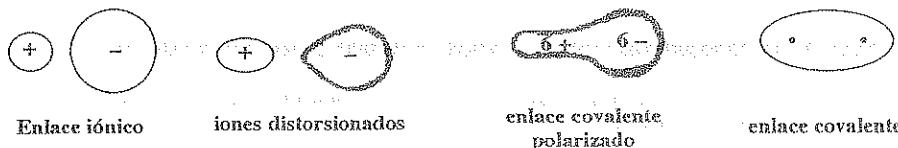
Figura 4.2.

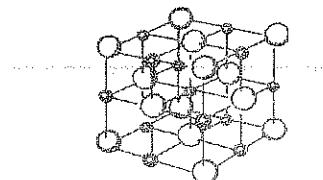
La figura anterior permite encontrar un porcentaje de carácter iónico, según la diferencia de electronegatividad de los dos átomos que forman un enlace covalente, pero esta información tiene solamente cierto valor *aproximado*.

En el caso de que un compuesto tenga dos o más estructuras de Lewis válidas, se habla de **RESONANCIA** y la verdadera estructura sería una especie de mezcla entre aquellas (híbrido de resonancia). Por ejemplo para el anhídrido sulfuroso se tendrá:

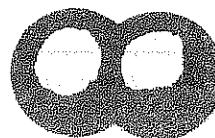


Existe desde luego una transición entre el enlace covalente puro (*no polar*) y el enlace iónico que se puede esquematizar con la siguiente figura:





Red del cloruro de sodio



Molécula de oxígeno

Energía de enlace: Es la que se libera cuando dos o más átomos se enlazan covalentemente, y aunque sus valores son inferiores a ΔH_f (Entalpía de formación) del enlace iónico, pueden tomar valores de hasta -1075 kJ/mol ($\text{C}\equiv\text{O}$). En la tabla 4.5 se indican ciertos valores, y se observa que para un enlace doble o para un triple la energía se duplica o triplica (aproximadamente) en relación a la energía de un enlace simple.

ENERGIAS DE ENLACE (KJ/MOL)

Enlace simple	Energy de enlace	Enlace doble	Energy de enlace	Enlace triple	Energy de enlace
C-C	-347	C=C	-612	C≡C	-820
C-N	-293	C=N	-615	C≡N	-890
C-O	-351	C=O	-715	C≡O	-1075
C-S	-259	C=S	-477	---	---
N-N	-159	N=N	-418	N≡N	-941
N-O	-222	N=O	-607	---	---
O-O	-138	O=O	-498	---	---
S-O	-347	S=O	-498	---	---

Tabla 4.5.

Energía de disociación: Se define como la energía gastada para separar a dos átomos que estaban formando una molécula. Estos valores son similares, pero con signo positivo, a los de Energía de Enlace. En la tabla 4.6 constan valores de Energía de disociación.

ENERGIAS DE DISOCIACION (KJ/MOL) A 25° C

H	C	N	O	S	F	Cl	Br	I
436	414	389	464	339	565	431	368	297
	347	293	351	259	485	331	276	218
		159	222	---	272	201	243	---
			138	---	184	205	201	201
				226	285	255	213	---
					153	255	255	277
						243	218	209
							193	180
								151

Tabla 4.6.

Al estudiar la **electronegatividad** se mencionó que estaba relacionada con la energía de disociación y para establecer la Escala de Pauling se han considerado que existen relaciones directas entre la energía de disociación de un compuesto AB y las energías de disociación de los compuestos A₂ Y B₂, ya que se cumple la relación siguiente:

$$D_{AB} = 1/2 (D_{AA} + D_{BB}) + \Delta$$

D_{AB} = energía de disociación del compuesto A-B
 D_{AA} = energía de disociación del compuesto A-A

D_{BB} = energía de disociación del compuesto B-B } deben estar en Kcal/mol

Δ = energía de estabilización de enlace AB, que está relacionada con las electronegatividades, ya que

$$\Delta = 23 [X_A - X_B]^2$$

X_A = electronegatividad de A

X_B = electronegatividad de B

Finalmente, y para establecer otras diferencias entre enlace iónico y covalente, se debe recurrir a las **PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS**, ya que las sustancias iónicas generalmente son sólidos duros, de altos puntos de fusión y ebullición, que cuando están fundidos o en solución son conductores.

Los compuestos con enlace **COVALENTE** son líquidos o gases que no siempre se disuelven en agua y tampoco son conductores de la electricidad excepto en algunos casos (HCl) en que las moléculas de agua pueden separar a los iones distorsionados de un enlace covalente polar y producir los iones que conducirán la corriente eléctrica. Existen pues electrolitos débiles entre los compuestos covalentes.

En la tabla 4.7 se señalan algunos valores que confirman las diferencias entre el enlace iónico y el covalente.

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Clasificación del enlace
Cs F	682	1251	iónico
Li F	842	1676	iónico
Be F ₂	Sublim. 800		iónico
B F ₃	- 127.7	- 99.9	covalente
C F ₄	- 184	- 128	covalente
N F ₃	206.60	- 18.8	covalente
O F ₂	- 223.8	- 144.8	covalente
Li H	- 680		iónico
Na H	descomp. 800	---	iónico
HF	- 83.1	- 19.54	covalente
HCl	- 114.1	- 84.9	covalente
HOH	0.0	100.0	covalente
Na OH	318.4	1390	iónico
H Br	- 88.5	- 67.0	covalente
K Br	730	1435	iónico

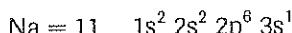
Tabla 4.7.

ENLACE METALICO.-

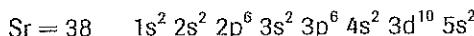
Existe un tercer tipo de enlace entre átomos que explica la estructura y propiedades de los sólidos metálicos. Este enlace metálico se puede explicar mediante el denominado "**modelo del mar de electrones**"

Según este modelo, al tener los átomos metálicos (grupo 1A, 2A) pequeñas energías de ionización, pierden fácilmente uno o dos electrones de la última capa, que se mantienen unidos al catión, de modo que el átomo neutro se considera como un catión positivo unido a sus electrones de Valencia.

Al tener muchos átomos estos se distribuyen en una "Red Metálica" (Figura 4.3 para el Na y el Sr).



Na (1A) \rightarrow 1 electrón en la última capa ($3s^1$)



Sr (2A) \rightarrow 2 electrones en la última capa ($5s^2$)

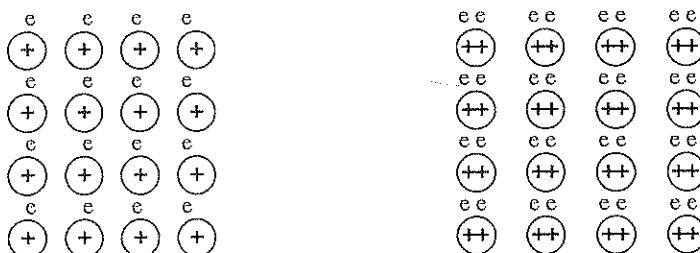


Figura 4.3

Los electrones móviles ya no pertenecen a un átomo en particular sino a la "Red" en su conjunto, asemejándose esta estructura a un mar de electrones en medio del cuál los cationes ocupan posiciones relativamente fijas como si se trataran de "bolas" en medio del océano.

Este modelo explica satisfactoriamente la mayoría de las propiedades metálicas. Un metal puede ser martillado, estirado y enrollado sin destruir su integridad ya que las filas de cationes se pueden deslizar unas sobre otras. La conductividad eléctrica y calórica se explica por los electrones móviles que pueden "viajar" fácilmente por la red metálica. El brillo metálico también se puede justificar por la razón anterior.

Una segunda forma de explicar el enlace metálico es con el "**modelo de la teoría de bandas**" que considera que los orbitales atómicos en un metal, están tan cercanos entre sí que constituyen una banda de energía por la cual viajan libremente los electrones, de modo que se justifican las propiedades de los metales como en el modelo anterior.

TEORIAS DE ENLACE

Las teorías aceptadas en la actualidad son tres, y nos permiten predecir la estructura y propiedades de especies químicas; ellas son:

- 1.- La teoría de la repulsión de los pares electrónicos del nivel de valencia (TRPENV)
- 2.- La teoría del enlace de valencia (TEV)
- 3.- La teoría del orbital molecular (TOM)

La primera asume que los pares de electrones se distribuyen alrededor de un átomo central, de modo que exista la máxima separación entre ellos. La segunda teoría, considera el enlace a partir de la superposición o *traslape* de los orbitales atómicos. Considera también la mezcla de los orbitales atómicos para formar nuevos *orbitales híbridos* con orientaciones espaciales diferentes.

La teoría del orbital molecular considera que los electrones ya no pertenecen a los átomos, sino a la molécula en su conjunto, y que se distribuyen en orbitales moleculares de manera similar al llenado en los orbitales atómicos estudiados anteriormente.

TEORIA DE LA REPULSION DE LOS PARES DE ELECTRONES

Al considerar el número de regiones espaciales, que tienen una alta densidad electrónica alrededor del átomo central; se puede predecir la geometría molecular de iones y moléculas. Los pares de electrones del nivel de valencia se repelen entre sí, y tratan de mantenerse lo más alejados posible. Estas repulsiones determinan la forma geométrica del compuesto.

Al considerar un átomo central, la repulsión tanto entre los electrones *compartidos*, cuanto entre los electrones *solitarios* es la que determina el ordenamiento de los átomos. Si hay más de un átomo central, se considera a cada uno de ellos como central y se sigue en secuencia hasta la determinación de la estructura global de la molécula.

En esta teoría se definen como pares electrónicos estereoactivos (PEA) de la capa o nivel de valencia, a los que determinan la forma tridimensional de la molécula. Para encontrar el número de pares estereoactivos (PEA) se debe desarrollar la estructura de Lewis del compuesto, y considerar que:

- 1.- Cualquier conjunto de electrones que enlaza un átomo periférico con el átomo central es *un par*. Es decir que un enlace simple, un doble, un triple o un resonante; se considera como un PEA.
 - 2.- Cada par solitario que en la capa de valencia, rodea al átomo central; se considera igualmente como un par estereoactivo. (PEA).
- Será necesario diferenciar entre **GEOMETRIA ELECTRÓNICA** y la **GEOMETRIA MOLECULAR** que pueden coincidir en los compuestos cuyo átomo central no tiene electrones solitarios.

La geometría electrónica es la forma de distribución de los PEA alrededor del átomo central, mientras que la geometría molecular se refiere a la distribución de los átomos que rodean al central y que determinan la forma de la molécula.

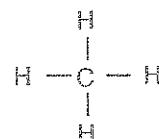
Además, el "espacio" que necesita cada PEA no es exactamente igual para todos, ya que los resultados experimentales señalan que un "par solitario" requiere más espacio que un "par de enlace", y por lo tanto para predecir la verdadera geometría molecular de los compuestos, se deberá considerar que las magnitudes de la repulsión entre los PEA es la siguiente:

Un par solitario **repele** a otro par solitario MAS de lo que

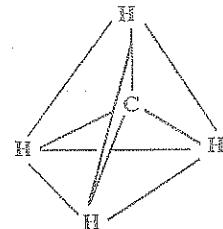
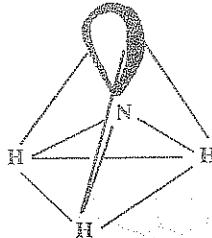
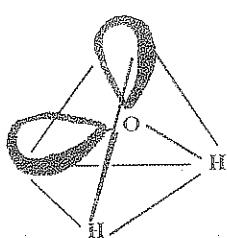
Un par solitario **repele** a un par compartido, y ésta repulsión es mayor que la de un par compartido sobre otro par compartido.

Par solitario/par solitario > par solitario/par compartido > par compartido/par compartido

Con los criterios anteriores, se puede analizar diferentes moléculas o iones cuyas geometrías, establecidas experimentalmente debido al estudio de sus ángulos de enlace son coincidentes con la geometría molecular deducida de la teoría de la repulsión (TRPENV). Las moléculas de H_2O , NH_3 y CH_4 constituyen un buen ejemplo, ya que las tres tienen un átomo central rodeado de cuatro PEA como fácilmente se establece de las estructuras de Lewis:

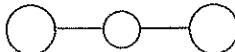
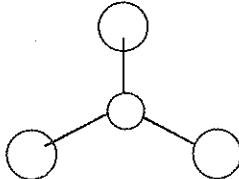
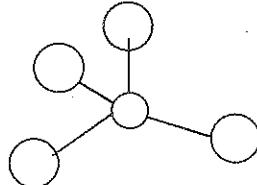
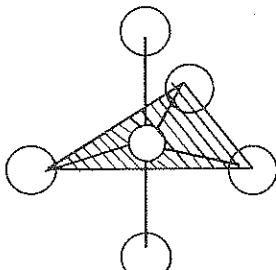
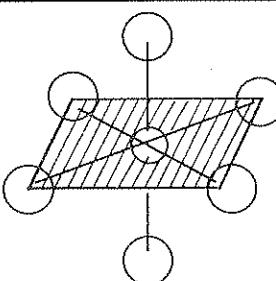


Las tres moléculas tienen por lo tanto la misma Geometría Electrónica pero obviamente su geometría Molecular será distinta, ya que son angular, piramidal triangular, y tetraédrica respectivamente; por que tienen 2, 1, y 0 pares solitarios alrededor del átomo central y porque los átomos periféricos unidos al central son 2, 3 y 4 respectivamente.



Así mismo los ángulos de enlace que deberían ser en los tres casos de $109,4^\circ$ por tener 4 PEA; cambian a 107° en el amoníaco y a $104,5^\circ$ en el agua debido a la mayor repulsión entre los dos pares solitarios en el agua, o entre el par solitario del amoníaco. Solo en el metano los ángulos de enlace son de $109,4^\circ$: Esto se indicó anteriormente, al señalar las magnitudes de repulsión entre los PEA.

Los diferentes compuestos, según el número de PEA que rodean al átomo central tienen diferentes geometrías electrónicas y moleculares. Estas últimas son las más importantes y para cada uno de los casos, se toman los compuestos o iones más representativos, tal como se indica en la siguiente tabla:

# PEA	Geometría electrónica	Ángulos
2	 Lineal	180°
3	 Triangular Plana	120°
4	 Tetraédrica	109,4°
5	 Bipirámide Triangular	90°, 120° 180°
6	 Octaédrica	90°, 180°

Número de pares de electrones	Arreglo de los pares de electrones	Forma de la molécula	Ejemplo
2	Lineal	Cl—Be—Cl	Be Cl ₂
3	Triangular		B Cl ₃
4	Tetraédrico		C Cl ₄
5	Bipirámide trigonal		P Cl ₅
6	Octaédrico		S F ₆

POLARIDAD DE LAS MOLECULAS

Al considerar la clasificación del enlace covalente, se mencionó el polar y el no polar según la diferente o igual electronegatividad entre los átomos que comparten electrones.

Aunque exista una desigual compartición del par electrónico (enlace covalente polar) algunas moléculas poliatómicas pueden ser **moléculas no polares** ya que aunque existe un extremo(s) de la molécula con carga positiva y otro(s) con carga negativa; los centros efectivos de carga **coinciden**, por lo cuál la molécula es no polar.

Las moléculas polares son las que se orientan ante un campo eléctrico uniforme (dos placas paralelas cargadas) de modo que el extremo positivo de la molécula está más cerca del polo negativo y viceversa. Esto ocurre por ejemplo con el agua.

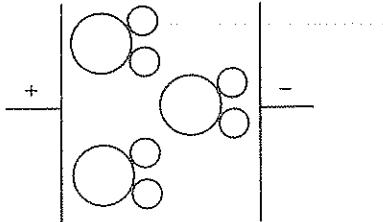


Figura 4.4

MOMENTO DE ENLACE

Se define como el producto de la carga, por la distancia que separa a esas dos cargas de signo opuesto. Es una magnitud vectorial y se considera que su dirección va de la carga positiva a la negativa (al extremo más electronegativo).

Las unidades más comunes del momento de enlace son los debyes (D)

$$1\text{D} = 1 \times 10^{-18} \text{ ues} \times \text{cm.}$$

El momento de enlace de dos cargas elementales que están separadas 1 Å será 4,8 D.

El momento de enlace en enlaces individuales, puede determinarse únicamente en moléculas diatómicas; ya que para otras, se considera el momento dipolar.

MOMENTO DIPOLAR .

Toma en cuenta una suma vectorial de los diferentes momentos de enlace que se establecen entre cada par de átomos, ya que el momento dipolar es una medida de la asimetría de la carga de una molécula.

Al establecer la correcta geometría molecular, según la TRPENV, se puede también predecir la polaridad de una molécula; para lo cuál se debe considerar la diferencia de electronegatividad entre el átomo central y los periféricos, para establecer los centros de carga negativos y positivos.

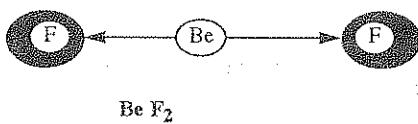
Se debe considerar los vectores que simbolizan los momentos dipolares y analizar si se anulan en cuyo caso la molécula es no polar; o ver si la sumatoria de dichos vectores no es cero. En la tabla 4.8 se indican algunos valores de momentos de enlace y momentos dipolares para moléculas comunes. Para los compuestos diatómicos el momento de enlace es lo mismo que el momento dipolar.

MOMENTOS DE ENLACE Y MOMENTOS DIPOLARES

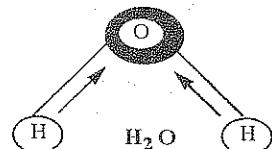
Enlace	Momento de enlace (D)	Compuesto	Momento Dipolar (D)
C-N	0,22	CO ₂	0
H-C	0,4	CCl ₄	0
C-O	0,74	CO	0,10
H-N	1,31	NO	0,16
C-F	1,56	NO ₂	0,29
C-Cl	1,51	NH ₃	1,46
H-O	1,51	H ₂ O	1,85
C=O	2,4	HF	1,9
C≡N	3,5	HCl	1,05

Tabla 4.8

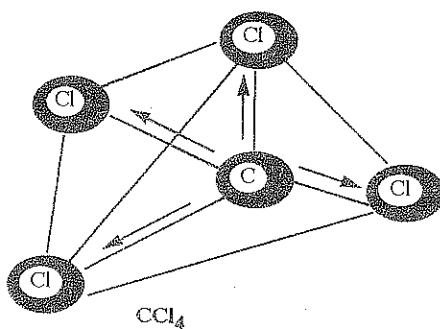
POLARIDAD MOLECULAR



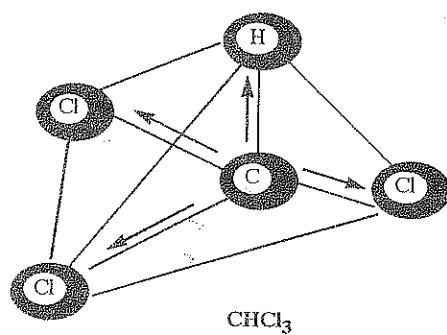
Geometría electrónica: lineal
Geometría molecular: lineal
Momento de enlace = 0
Molécula No polar.



Geometría electrónica: tetraédrica
Geometría molecular: angular
Momento de enlace ≠ 0
Molécula Polar.



Geometría electrónica: tetraédrica
Geometría molecular: tetraédrica
Momento de enlace = 0
Molécula No polar.



Geometría electrónica: tetraédrica
Geometría molecular: tetraédrica
Momento de enlace ≠ 0
Molécula Polar.

TEORIA DEL ENLACE DE VALENCIA (TEV)

Según la teoría de la repulsión del par electrónico del nivel (o capa) de valencia, los pares de electrones en el nivel de valencia de un átomo central, están lo más lejos posible, y la forma de la molécula es una consecuencia de estas repulsiones.

La teoría del enlace de valencia (TEV) considera que un enlace covalente se forma cuando un orbital de un átomo (con un electrón sin compartir) se superpone o traslapa con el orbital de otro átomo que también tiene un electrón sin compartir. Para que esto ocurra se deben formar "orbitales híbridos".

La hibridación es la mezcla de orbitales atómicos de un mismo átomo para producir nuevos orbitales híbridos con características y orientaciones espaciales propias. Se puede considerar también que las funciones de onda que describen los orbitales atómicos se combinan matemáticamente para dar funciones de onda para los orbitales híbridos equivalentes. La designación sp^3 por ejemplo, indica el tipo y el número de orbitales utilizados: 1 orbital s y 3 orbitales p que han formado 4 orbitales sp^3 .

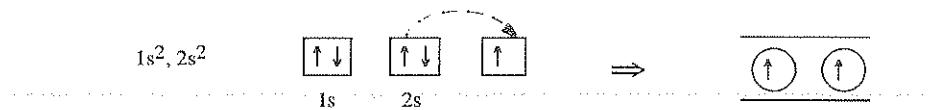
Al relacionar esta teoría con la anterior (TRPENV), el número de pares electrónicos estero-activos que rodean al átomo central, determinan el número de orbitales atómicos de valencia que pueden mezclarse; no necesariamente deben ser **todos** los orbitales que posee el átomo central. Por ejemplo los tres orbitales híbridos sp^2 del átomo de C pueden obtenerse de la combinación matemática de las funciones de onda de un orbital s y 2 orbitales p. Uno de los tres orbitales p no está incluido en el proceso.

En la tabla 4.9 se indican los tipos comunes de orbitales híbridos, su geometría y ejemplos de cada tipo.

# de PEA	Orbitales atómicos	Tipo de Híbrido	Geometría	Ejemplos
2	1s, 1p	sp	Líneal	$BeCl_2, MgBr_2$
3	1s, 2p	sp^2	Triangular Plana	BF_3, BCl_3
4	1s, 3p	sp^3	Tetraédrica	CH_4, ClO^-_4
5	1s, 3p, 1d	sp^3d	Bipiramidal triangular	$PF_5, SnCl^-_5$
6	1s, 3p, 2d	sp^3d^2	Octaédrica	SF_6, SiF_6^{4-}

Tabla 4.9

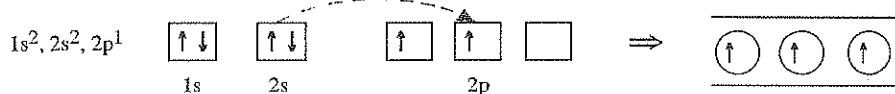
HIBRIDACION sp.- Se produce cuando se "mezcla" un orbital atómico s con un orbital p como ocurre en el $BeCl_2$. El Be tiene un $Z=4$ y el Cl tiene un $Z = 17$. La configuración electrónica y el diagrama de orbital del Be será:



Si el electrón 2s salta al orbital 2p, se tendrían dos electrones libres para formar dos enlaces que serían diferentes entre sí; pero experimentalmente se ha encontrado que los dos enlaces en el cloruro de berilio son equivalentes, por lo que se debió producir una mezcla del orbital s y del p, formándose dos nuevos orbitales híbridos de tipo sp cuya energía será intermedia entre los orbitales atómico s y los p. Los dos orbitales híbridos sp forman un ángulo de 180° y la molécula de $BeCl_2$ será lineal.

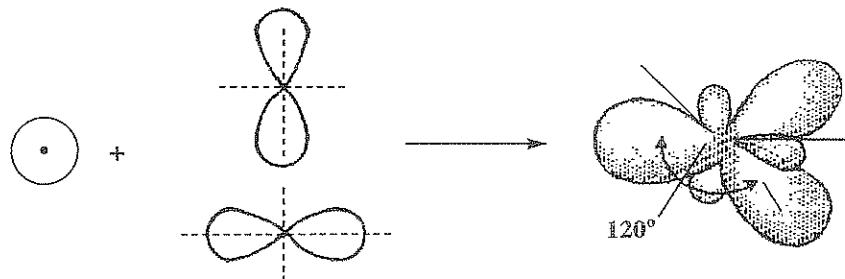


HIBRIDACION sp^2 .- Ocurre al "mezclar" un orbital atómico s con dos orbitales p. En el BF_3 se presenta éste caso, ya que la configuración electrónica y el diagrama de orbital del B ($Z = 5$) será:

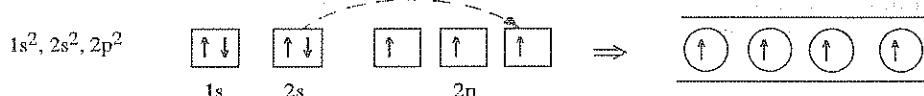


Si un electrón del orbital 2s, es promovido (salta) al orbital 2p; y se mezclan estos tres orbitales, se formarán tres nuevos orbitales híbridos sp^2 idénticos entre sí y que formarán un ángulo de 120°.

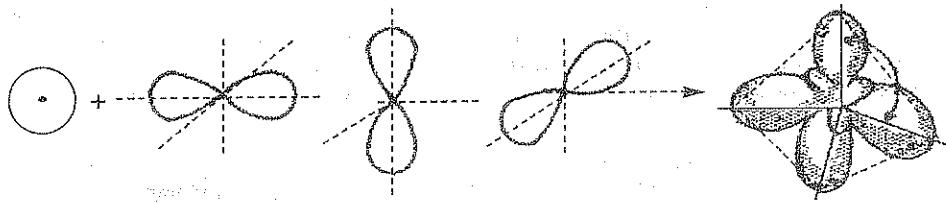
La molécula BF_3 será triangular plana.



HIBRIDACION sp^3 .- Ocurre al "mezclar" un orbital atómico s con tres orbitales p. En el CH_4 se presenta éste caso, ya que la configuración electrónica y el diagrama de orbital del C ($Z = 6$) será:



Si un electrón del orbital 2s, es promovido al orbital vacío 2p; y se mezclan estos cuatro orbitales a medio llenar, se formarán cuatro nuevos orbitales híbridos sp^3 idénticos entre sí y que formarán un ángulo de 109,4°. La molécula CH_4 será tetraédrica.



MOLECULAS POLICENTRADAS Y ENLACES MULTIPLES.-

Hay varias moléculas, especialmente orgánicas, cuyas estructuras tienen más de un átomo central, es conveniente analizar la formación de híbridos en forma separada para cada uno de los centros, y luego combinar las geometrías moleculares para obtener la "forma" de esa molécula policentrada.

Por ejemplo el etano C_2H_6 tiene la forma de dos tetraédros unidos por un vértice común, aunque si el hidrocarburo saturado tiene un gran número de carbonos, su geometría sería prácticamente lineal.

Por ejemplo el pentano C_5H_{12} si bien tiene una estructura tetraédrica en cada uno de sus carbonos, se puede decir que su forma es "lineal" (figura 4.5)

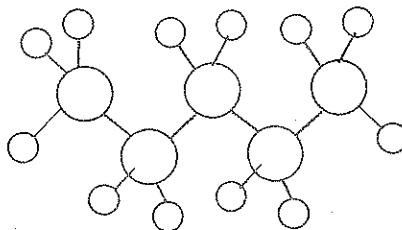


Figura 4.5

En el eteno C_2H_4 la geometría es diferente, ya que cada C tiene tres orbitales híbridos sp^2 pero además un orbital p "puro" que se traslanan o superponen **lateralmente** originando un enlace diferente de los otros que resultan de la superposición de cabeza en orbitales p.

En la figura 4.6 se observa la existencia de estos enlaces múltiples en el eteno.

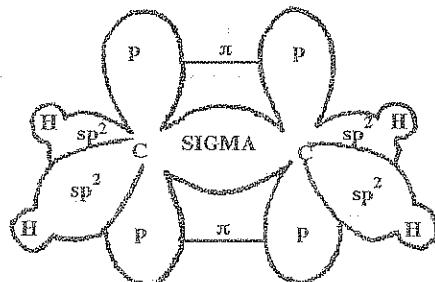


Figura 4.6

Se habla entonces de enlaces sigma (σ). Y enlaces pi (π). Los primeros se forman por el traslape (en cualquier posición) de orbitales s, o por el traslape de cabeza entre los orbitales p.

La densidad de la carga electrónica, está simétricamente distribuida alrededor del eje que une los dos núcleos (forma cilíndrica).

El enlace pi resulta de un traslape "de lado" entre dos orbitales p, y la carga eléctrica está concentrada en dos regiones, la una encima y la otra debajo de la línea que une los dos núcleos (forma de salchichas). Este enlace π se forma solamente cuando existe ya un enlace σ entre los mismos núcleos.

Resumiendo, se puede decir que un enlace pi (π) se forma "después" de un enlace sigma (σ)

Cualquier enlace simple (-) es de tipo sigma

$- : \sigma$

Cualquier enlace doble (=) consiste de un enlace sigma y de un pi. $= : \pi$

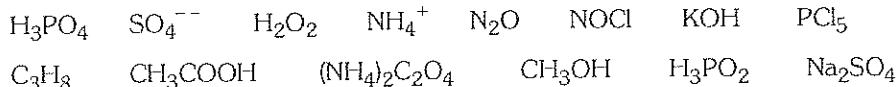
Un enlace triple (≡) consiste de un enlace sigma y dos enlaces pi. $\equiv : \sigma \quad 2\pi$

PROBLEMAS

1.- Calcular la diferencia de electronegatividad ($X_A - X_B$) de los átomos que forman los siguientes enlaces. (Utilizar los datos de la tabla de energías de disociación).



2.- Escribir las estructuras de Lewis para:



3.- Establecer el ciclo de Born-Haber y el balance energético correspondiente para el Na_2S .

4.- Calcular la energía de red del CaS , si se conocen:

$$\begin{array}{ll} \text{Entalpía de formación del CaS} = -482 \text{ KJ/mol} & \\ \text{Entalpía de sublimación del Ca} = 192 \text{ KJ/mol} & \\ Ei_1 = 590 \text{ KJ/mol} & Ei_2 = 1145 \text{ KJ/mol} \\ \text{Entalpía de sublimación del S} = 279 \text{ KJ/mol} & \\ AE_1 = -200 \text{ KJ/mol} & AE_2 = 522 \text{ KJ/mol} \end{array}$$

5.- Desarrollar las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:

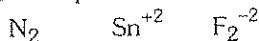


6.- Calcular la afinidad electrónica del Br con los datos:

$$\begin{array}{ll} \text{Entalpía de formación (RbBr)} = -389 \text{ KJ/mol} & \\ \text{Entalpía de sublimación del Rb} = 86 \text{ KJ/mol} & \\ Ei = 403 \text{ KJ/mol} & U_0(\text{RbBr}) = -667 \text{ KJ/mol} \\ \text{El cambio entálpico para } \text{Br}_2(1) \rightarrow 2\text{Br(g)} = 224 \text{ KJ/mol} & \end{array}$$

7.- Las electronegatividades del Hidrógeno y Bromo son 2.1 y 2.8 respectivamente y sus energías de disociación de enlace son 104.2 Kcal/mol y 46 Kcal/mol. Determinar la energía de enlace del HBr .

8.- Determinar el carácter magnético y la configuración electrónica de las siguientes especies químicas:



9.- Calcular la entalpía de formación del MgO , si se conocen

$$\begin{array}{ll} \text{Entalpía de disociación del O}_2 = 494 \text{ KJ/mol} & \\ \text{Entalpía de sublimación del Mg} = 150 \text{ KJ/mol} & \\ Ei_1 = 738 \text{ KJ/mol} & Ei_2 = 1450 \text{ KJ/mol} \\ \text{Energía reticular del MgO} = -3890 \text{ KJ/mol} & \\ AE_1 = -142 \text{ KJ/mol} & AE_2 = 844 \text{ KJ/mol} \end{array}$$

CLASE PRACTICA DE QUIMICA Nº. 11

CURSO: NOMBRE:

1.- *La energía de enlace en un compuesto covalente:*

- a) Disminuye cuando hay más pares electrónicos compartidos. b) Es igual a la energía de disociación del enlace. c) Se establece cuando la distancia entre los núcleos es mínima. d) Se establece cuando se equilibraran las fuerzas de atracción núcleo-electrón con las de repulsión núcleo-núcleo . e) N.R.

2.- *El radio de enlace (longitud de enlace) en los compuestos covalentes:*

- a) Aumenta cuando hay más pares electrónicos compartidos entre los átomos. b) Es mayor para el C=C que para el C≡C. c) Es siempre el mismo para un par de elementos. d) Puede variar entre 0,75 y 3 Å. e) NR

3.- *En la estructura le Lewis del compuesto etil amina C_2H_7N :*

- a) existe un enlace doble. b) El N no completa su octeto. c) uno de los C tiene un par solitario de electrones. d) Hay ocho enlaces simples. e) NR

4.- *En las estructuras de Lewis del PCl_5 y del SF_6 :*

- a) Ningún átomo se rodea de ocho electrones. b) El número de enlaces calculado es menor que los átomos periféricos. c) El átomo central tiene un octeto expandido. d) El número de electrones a repartir para completar los octetos es impar. e) NR.

5.- *Para que una molécula sea polar se necesita:*

- a) Que el sumatorio de los momentos de enlace sea = 0. b) Que la diferencia de electronegatividad entre los átomos sea mayor que 1.7. c) Que la compartición de los electrones de enlace sea desigual y que coincidan los centros de carga + y -. d) Que el producto de la carga por la distancia sea diferente de cero. e) NR

6.- *Las especies químicas que tienen una Geometría molecular lineal son:*

- a) H_2O_2 b) H_2O c) C_2H_2 d) N_2O e) SCN^-

7.- *Al considerar la TEV para el CO_2 :*

- a) Existen únicamente enlaces tipo sigma (σ). b) El C presenta una hibridación de tipo sp^2 . c) Hay dos enlaces σ y dos enlaces π . d) El O utiliza dos orbitales p puros para el enlace. e) NR

8.- *Según la teoría de la repulsión (TRPENV) al comparar los compuestos OF_2 , PH_3 SiH_4 :* a) Tienen la misma geometría molecular. b) El átomo central se rodea de cuatro pares estereoactivos. c) Todas son moléculas polares. d) En todos los casos existen enlaces polares. e) NR.

9.- *Al comparar las moléculas C_2Cl_2 y C_2H_4 :*

- a) Las dos tienen forma tetraédrica. b) Los ángulos de enlace son de 120° en los dos casos. c) Son moléculas policentradas con momento dipolar = 0. d) Los ángulos de enlace son 180° y 120° respectivamente. e) NR.

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 12

CURSO: NOMBRE:

A.- Lea detenidamente las afirmaciones y ponga V o F según sean verdaderas o falsas

- | | |
|--|-------|
| 1.- Los compuestos iónicos son líquidos o gases. | |
| 2.- El enlace covalente se presenta en los óxidos. | |
| 3.- Existe compartición de electrones entre H y un no metal. | |
| 4.- En el enlace metálico hay cationes relativamente fijos. | |
| 5.- Una molécula es el resultado del enlace covalente. | |
| 6.- Un cristal iónico tiene menor energía que los átomos aislados. | |
| 7.- El "mar de electrones" considera electrones móviles. | |
| 8.- El origen de los electrones señala enlace normal o dativo. | |
| 9.- Los electrones que se comparten tienen el mismo spin. | |
| 10.- Hay enlace covalente múltiple entre el O y otro átomo. | |

B.- Hacer las estructuras de Lewis de:

- | | |
|----------------------------------|------------------------------------|
| 1) Anhídrido clórico | 2) Anhídrido Peryódico |
| 3) H_2S | 4) HClO_3 |
| 5) H_2SiO_3 | 6) HNO_2 |
| 7) CaF_2 | 8) K_2Te |
| 9) $(\text{P}_2\text{O}_5)^{-4}$ | 10) $(\text{As}_2\text{O}_7)^{-4}$ |

C.- Identifique las clases de enlace covalente que existen en los compuestos:

- 1.- SeO_3 2.- CO_2

D.- Responda a las siguientes preguntas:

1.- ¿Por Qué hay excepciones a la regla del octeto?

2.- ¿Qué propiedades se consideran en la formación del enlace iónico?

3.- ¿Qué es la energía reticular o de red en el enlace iónico?

4.- ¿Qué es el enlace atómico? Cómo se clasifica?

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 13

CURSO:..... NOMBRE:.....

Ley detenidamente las siguientes afirmaciones y señale la respuesta correcta, escribiendo la letra en el círculo correspondiente:

1.- *El enlace covalente puede:*

- a) formar moléculas diatómicas.
- b) producirse entre dos metales.
- c) originar un sólido cristalino.
- d) ninguna respuesta.

2.- *La afinidad electrónica es una propiedad:*

- a) exactamente igual a la energía de ionización.
- b) cuyas unidades son los armstrongs.
- c) que siempre toma valores positivos
- d) ninguna respuesta.

3.- *En la tabla periódica existen:*

- a) 8 periodos y 7 bloques.
- b) 92 elementos y 18 grupos.
- c) 16 familias y 4 períodos.
- d) 10 grupos A y 105 elementos.
- e) ninguna respuesta.

4.- *El enlace iónico se caracteriza:*

- a) por atracciones de tipo electrostático.
- b) por la formación de moléculas dipolares.
- c) porque todos los átomos se rodean de 8 electrones.
- d) ninguna respuesta.

5.- *En las estructuras de Lewis del agua oxigenada y del HCN:*

- a) No se cumple la regla del octeto.
- b) Existen solo enlaces simples.
- c) Hay 8 y 2 electrones para repartir, respectivamente.
- d) Ninguna respuesta

6.- Los valores de energía, que siempre se consideran en el Ciclo de Born-Haber son:

- a) Entalpía de sublimación y energía de disociación.
- b) Energía de ionización secundaria y afinidad electrónica secundaria.
- c) Energía reticular y afinidad electrónica primaria.
- d) Entalpía de formación y energía de ionización primaria.
- e) N. R.

7.- *En la estructura de Lewis del Hexano (C_6H_{14}) existen:*

- a) 36 electrones disponibles.
- b) 19 enlaces.
- c) una estructura simétrica.
- d) una carga formal de +1 en los H.
- e) ninguna respuesta.

8.- *La electronegatividad:*

- a) se mide en KJ/mol.
- b) disminuye hacia la izquierda en un periodo.
- c) permite diferenciar entre el enlace metálico y el covalente.
- d) ninguna respuesta.

9.- *En la estructura de Lewis del Ácido propanoico $C_3H_6O_2$ se puede encontrar:*

- a) 12 enlaces simples.
- b) 1 enlace doble y 8 electrones libres.
- c) 3 enlaces simples entre los C y 1 enlace doble C=O.
- d) ninguna respuesta.

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 14

CURSO:..... NOMBRE:.....

1.- El Ca^{++} es isoelectrónico con el Ne ($Z=18$), mientras que el Mg tiene una configuración electrónica que termina en $3s^2$, entonces:

- a) El Ca tiene el mayor radio atómico de los tres elementos. b) El Ne tiene la menor E_i de los tres.
c) El Mg tiene mayor carácter metálico. d) El Ca^{++} es más pequeño que el Ca. e) Ninguna respuesta.

2.- En las estructuras de Lewis del agua oxigenada y del HCN:

- a) No se cumple la regla del octeto. b) Existen solo enlaces simples.
c) Hay 8 y 2 electrones para repartir, respectivamente. d) Ninguna respuesta

3.- Los valores de energía, que siempre se consideran en el Ciclo de Born-Haber son:

- a) Entalpía de sublimación y energía de disociación. b) Energía de ionización secundaria y afinidad electrónica secundaria. c) Energía reticular y afinidad electrónica primaria. d) Entalpía de formación y energía de ionización primaria. e) Ninguna respuesta.

4.- Desarrolle la estructura de Lewis, y encuentre la carga formal sobre el o los átomos centrales del:

- a) Peróxido de Hidrógeno b) Ácido sulfuroso c) Anhídrido clórico
d) Propanona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$)

5.- En la estructura de Lewis del Hexano (C_6H_{14}) existen:

- a) 36 electrones disponibles b) un total de 19 enlaces. c) 20 átomos en una estructura simétrica. d) una carga formal de +1 en los H. e) ninguna respuesta.

6.- Si los números cuánticos del penúltimo electrón de un elemento son: 5, 0, 0, 1/2 entonces:

- a) El elemento es un no metal del quinto periodo. b) El átomo tiene 38 protones.
c) El catión divalente positivo es inestable. d) El elemento se ubica en el grupo 2A.
e) Ninguna respuesta

7.- Dados los elementos Li, F, K ($Z=19$), I ($Z=53$) se cumple que:

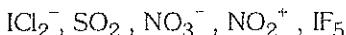
- a) I^- tiene el mayor radio. b) El de menor afinidad electrónica es el F. c) El Li es el de mayor carácter metálico. d) El K tiene mayor electronegatividad que el Li.
e) Ninguna respuesta.

8.- Cierta elemento de transición interna del sexto periodo, tiene 7 electrones despareados, entonces:

- a) Su único estado de oxidación es +2. b) Se trata del Lantano (La $Z=57$).
c) Se ubica en el bloque d. d) Es un metal del grupo 5B. e) Ninguna respuesta.

PROBLEMAS SOBRE TEORIAS DE ENLACE

1.- A partir de las estructuras de Lewis, establecer la geometría electrónica y la Geometría Molecular de las siguientes especies químicas:



2.- Analizar los distintos momentos de dipolo, para establecer si son moléculas polares o no polares las siguientes:



3.- Utilizando la teoría de la hibridación (TEV) analizar las moléculas NCO H_2CO_3 CS_2 en lo que respecta a:

a) Enlaces sigma y pi que se formaron

b) Tipos de híbridos del átomo central, ángulos de enlace y la geometría molecular.

4.- El enlace covalente se caracteriza por:

a) Unir a átomos idénticos.

b) La atracción de tipo electrostático que existe entre iones.

c) La transferencia temporal de electrones.

d) La compartición de electrones entre átomos parecidos.

e) Ninguna Respuesta.

5.- En el enlace metálico se forman:

a) una molécula neutra

b) una red cristalina de forma geométrica definida,

c) una red con los iones positivos móviles.

d) una red con electrones móviles.

e) Ninguna respuesta.

6.- En la estructura de Lewis de la dietil cetona (pentanona) $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ existen:

a) 14 enlaces simples.

b) 1 enlace doble y 4 electrones libres.

c) 4 enlaces simples entre los C y 1 enlace doble.

d) ninguna respuesta.

REVISIÓN DE NOMENCLATURA QUÍMICA

5

Nomenclatura química es el estudio de las reglas y principios para dar los nombres y las fórmulas de los compuestos químicos. Un sistema racional de nomenclatura es el IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) aunque se utiliza también el sistema TRADICIONAL. Por ejemplo al compuesto FeCl_3 se le puede nombrar:

IUPAC ————— FeCl_3 Tricloruro de hierro o cloruro de Fe (III)
TRADICIONAL ————— FeCl_3 Cloruro Férrico

Igualmente al compuesto Cl_2O_7 se le puede nombrar como Heptóxido de dicloro o como anhídrido perclórico según el sistema IUPAC o el TRADICIONAL respectivamente. Se mencionan los más importantes compuestos binarios, terciarios y cuaternarios; señalando ejemplos para nombrar o formular dichos compuestos.

COMPUESTOS BINARIOS

- 1) OXIDOS
- 2) ANHIDRIDOS
- 3) HIDRUROS
- 4) COMPUESTOS ESPECIALES
- 5) ACIDOS HIDRACIDOS
- 6) SALES HALOIDEAS
- 7) COMPUESTOS FORMADOS POR DOS NO METALES

1.- OXIDOS: *metal + oxígeno*.

Nombre Genérico: Oxido.

Nombre específico: El del metal con las terminaciones:

- * oso (menor estado de oxidación)
- * ico mayor estado de oxidación)

Ejemplos:

BaO óxido de bario

NiO óxido niqueloso

Ni_2O_3 óxido níquelico

2.- ANHIDRIDOS: no metal + oxígeno.

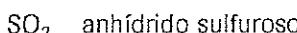
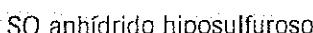
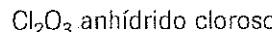
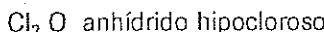
Nombre Genérico: Anhídrido.

Nombre específico: El del no metal con las terminaciones:

- * hipo - oso
- * oso
- * ico
- * per - ico

Según los estados de oxidación ascendentes.

Ejemplos:



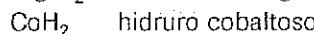
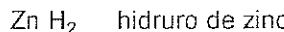
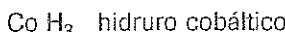
3.- HIDRUROS: metal + hidrógeno.

Nombre Genérico: Hidruro.

Nombre específico: El del metal. Si tiene dos estados de oxidación terminados en:

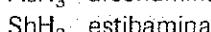
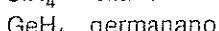
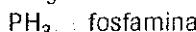
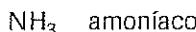
- * oso: menor
- * ico: mayor

Ejemplos:



4.- COMPUESTOS ESPECIALES: No metal de las familias 4A, 5A + el Hidrógeno: Cada compuesto tiene un nombre particular.

Ejemplos:



5.-ACIDOS HIDRACIDOS: no metal de la familia 6A y 7A + el Hidrógeno.

Nombre Genérico: ácido.

Nombre específico: el del no metal terminado en HIDRICO

Ejemplos:

HF	ácido fluorhídrico	H ₂ S	ácido sulfhídrico
HCl	ácido clorhídrico	H ₂ Se	ácido selenhídrico
HI	ácido yodhídrico	H ₂ Te	ácido telurhídrico
HBr	ácido bromhídrico		

6.- SALES HALOIDEAS: metal + no metal.

Nombre genérico: el del no metal terminado en URO.

Nombre específico: el del metal. Si el metal tiene dos estados de oxidación, terminado en oso o ico.

Ejemplos:

FeCl ₂	cloruro ferroso	FeCl ₃	cloruro férrico
K ₂ S	sulfuro de potasio	Na ₃ N	nitruro de sodio
Ba I ₂	yoduro de bario	Ca Se	seleniuro de calcio

7.- COMPUESTOS NO SALINOS: no metal + no metal.

Nombre Genérico: el del no metal más electronegativo terminado en URO.

Nombre Específico: el del otro no metal.

Ejemplos:

CCl ₄	cloruro de carbono	CIF	fluoruro de cloro
SiS ₂	sulfuro de silicio	Cl	yoduro de carbono

COMPUESTOS TERNARIOS

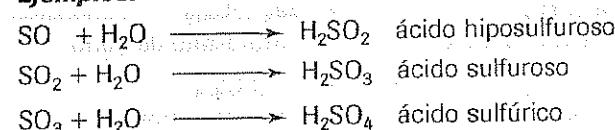
ACIDOS
 BASES
 SALES

ACIDOS (OXACIDOS): Anhídrido + agua.

Nombre Genérico: ácido.

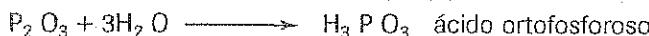
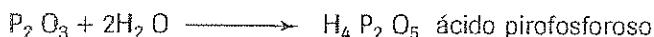
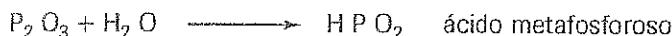
Nombre Específico: el del anhídrido, del cual proviene.

Ejemplos:

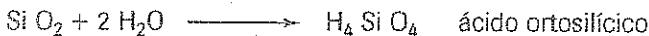


Existen algunos elementos cuyos anhídridos pueden combinarse con 1, 2, 3 moléculas de agua; en cuyo caso se utilizan los prefijos:

P, As, Sb (5A)	B (3A)	$\left\{ \begin{array}{ll} \text{H}_2\text{O} & \Rightarrow \text{meta} \\ 2\text{H}_2\text{O} & \Rightarrow \text{piro} \\ 3\text{H}_2\text{O} & \Rightarrow \text{orto (se puede omitir)} \end{array} \right.$
----------------	--------	--



En el caso del C, y Si cuando sus anhídridos se combinan con dos moléculas de H_2O se emplea el prefijo orto.



HIDROXIDOS (Bases): Oxido + agua.

También se puede considerar metal + OH, considerando que el estado de oxidación del grupo OH es 1-.

Nombre Genérico: hidróxido.

Nombre Específico: el del metal terminado en oso o ico, según actúe con el menor o mayor estado de oxidación, respectivamente. Si el metal tiene un solo estado de oxidación se emplea la preposición *de* entre el Nombre genérico y el específico.

Ejemplos:

Al(OH)_3 hidróxido de aluminio Fe(OH)_2 hidróxido ferroso

Fe(OH)_3 hidróxido férrico KOH hidróxido de potasio

SALES OXISALES: Ácido oxácido + base o hidróxido

También se pueden obtener de la combinación de un radical (ácidos sin hidrógenos) con un metal. La valencia del radical es igual al número de hidrógenos que se arrancaron, y al escribir la sal, se intercambian valencias entre el metal y el radical.

Ejemplos:



COMPUESTOS CUATERNARIOS

{ SALES ACIDAS
SALES BASICAS
SALES DOBLES
SALES MIXTAS

SALES ACIDAS: Sustitución parcial de los hidrógenos de un oxácido por metales.

Ejemplos:

- | | |
|-----------------------------------|---|
| Na H S O ₄ | sulfato ácido de sodio (bisulfato de sodio) |
| Cs H Te O ₃ | telurito ácido de cesio |
| K H ₂ P O ₄ | ortofosfato diácido de potasio |

SALES BASICAS: Sustitución parcial de los OH de un hidróxido por un radical equivalente.

Ejemplos:

- | | |
|---|---------------------------------|
| Ca O H C l O ₄ | superclorato de calcio |
| Al (OH) ₂ C l O ₄ | perclorato dibásico de aluminio |
| Fe (OH) C O ₃ | carbonato básico férrico |

SALES DOBLES: Sustitución total de los hidrógenos de un ácido por dos metales equivalentes.

Ejemplos:

- | | |
|--------------------------------------|-------------------------------------|
| Na K S O ₄ | sulfato doble de sodio y potasio |
| Li Ba As O ₄ | ortoarsenato doble de litio y bario |
| Ag NH ₄ Te O ₃ | telurito doble de plata y amonio |

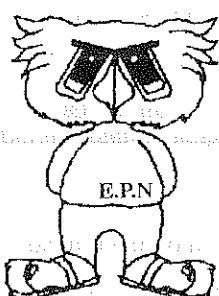
SALES MIXTAS: Sustitución total de los hidrógenos de dos ácidos por un solo metal cuya valencia sea igual al número de hidrógenos de los dos ácidos.

Ejemplos:

- | | |
|--|----------------------------------|
| Al S O ₄ N O ₃ | sulfato nitrato de aluminio |
| Ca ⁺⁺ Cl ⁻ Cl O ⁻ | cloruro hipoclorito de calcio |
| Sn Cl O ₄ P O ₄ | perclorato ortofosfato estannico |

RADICALES Y COMPUESTOS ESPECIALES

$Hg_2 Cl_2$	cloruro mercurioso	$Al O_2^-$	aluminato
$S_2 O_3^{2-}$	tiosulfato	$Zn O_2^{2-}$	cincato
HS^-	bisulfuro	$Cr O_4^{2-}$	cromato
$S_2 O_4^{2-}$	hiposulfito	$Cr_2 O_7^{2-}$	dicromato
$S_2 O_7^{2-}$	pirosulfato	$Mn O_4^{2-}$	manganato
$S_2 O_8^{2-}$	persulfato	$Mn O_4^{1-}$	permanganato
$H_2 P O_2^-$	hipofosfito	$H C N$	ácido cianhídrico
$As_2 O_5^{4-}$	piro arsenito	$C N^-$	cianuro
$H C O_3^-$	bicarbonato	$S C N^-$	sulfocianuro
$Si O_4^{4-}$	ortosilicato	$H C O O^-$	formiato (metanoato)
$B O_2^-$	metaborato	$C H_3 COO^-$	acetato (etanoato)
$B O_3^{3-}$	ortoborato	$C_2 O_4^{2-}$	oxalato



NOMENCLATURA DE QUIMICA ORGANICA

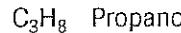
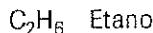
Entre los principales compuestos del Carbono, pertenecientes a la denominada Química Orgánica, se puede señalar a los Hidrocarburos y las Funciones Orgánicas.

HIDROCARBUROS.-

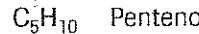
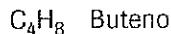
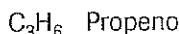
Son compuestos contienen únicamente a los elementos H y C, y se pueden clasificar en: lineales o de cadena abierta; y en cílicos o de cadena cerrada.

Entre los primeros tenemos a los **alcanos**, **alquenos** y **alquinos** según contengan enlaces simples (-), dobles (=) o triples (≡) respectivamente.

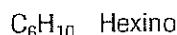
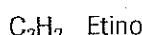
Los **alcanos** tienen como fórmula general C_nH_{2n+2} y las fórmulas semidesarrolladas de algunos de ellos serían:



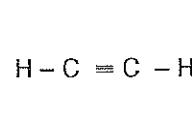
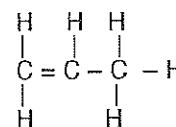
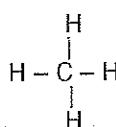
Los **alquenos** tienen como fórmula general C_nH_{2n} y como ejemplos se puede señalar:



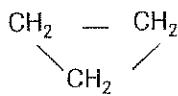
Los **alquinos** tienen la fórmula general de C_nH_{2n-2} y como ejemplo de éste tipo de hidrocarburos se señala:



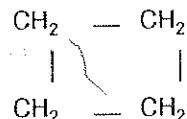
Se puede señalar las fórmulas desarrolladas (o estructuras de Lewis estudiadas anteriormente) para los primeros ejemplos de cada tipo de hidrocarburos, y se tiene:



Entre los Hidrocarburos cílicos se puede considerar también a los **cicloalcanos**, **cicloalquenos** y **cicloalquinos**; pero se dan ejemplos solo de los primeros, cuya fórmula general es similar a la de los alquenos: C_nH_{2n} :



Ciclopropano



Ciclo butano

FUNCIONES ORGÁNICAS.-

Se denominan así, a ciertos grupos de compuestos que tienen propiedades y características similares, ya que poseen un átomo o grupo de átomos comunes, y que se denomina grupo funcional.

Se pueden clasificar en funciones orgánicas oxigenadas si contienen siempre al elemento O; y funciones nitrogenadas si contienen N.

Entre las funciones oxigenadas se puede mencionar: alcohol, aldehído, cetona, éter, ácido, éster. En la siguiente tabla se indica el grupo funcional y un ejemplo de cada tipo.

Función	Grupo funcional	Ejemplo	Nombre
Alcohol	R - OH	CH ₃ OH	Metanol
Aldehído	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} \\ \\ \text{O} \end{array}$	CH ₃ CHO	Etanol
Cetona	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 - \text{C} - \text{CH}_3 \end{array}$	Butanona
Eter	R - O - R'	C ₂ H ₅ - O - C ₂ H ₅	Dietil éter
Ácido	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R} - \text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	CH ₃ CH ₂ COOH	Ácido propanoico
Ester	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R} - \text{C} \\ \\ \text{O} - \text{R}' \end{array}$	CH ₃ COOCH ₃	Etanoato de metilo

Existen varios nombres correctos para los compuestos que se han tomado como ejemplos de cada función, y se señalan algunos de ellos:

metanol = alcohol metílico

etanal = aldehído etílico

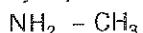
butanona = etil, metil cetona

dietil éter = éter butílico

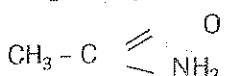
ácido metanoico = ácido fórmico

ácido etanoico = ácido acético

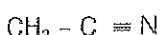
Entre las funciones Nitrogenadas se puede mencionar a las **aminas, amidas, nitrilos**. Ejemplos:



metil amina



etanamida



etano nitrilo (cianuro de metilo)

EJERCICIOS DE NOMENCLATURA QUÍMICA

A.- Dar los nombres de:

- | | | | | | |
|-------------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|-----------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|
| 1) PH ₃ | 2) H ₂ S | 3) F ₂ O | 4) KI | 5) CaO | 6) Na ₃ N |
| 7) CCl ₄ | 8) Fe ₂ O ₃ | 9) HBr | 10) NaH | 11) Li ₂ O | 12) GeO ₂ |
| 13) I ₂ O ₃ | 14) Ni ₂ S ₃ | 15) Cl ₂ O ₅ | 16) BaBr ₂ | 17) Cr ₂ O ₃ | 18) Br ₂ O ₇ |
| 19) Rb ₂ O | 20) Cl ₂ O ₃ | 21) Mn ₂ S ₃ | 22) N ₂ O ₅ | 23) Br ₂ O ₃ | 24) SrTe |
| 25) Rb ₂ Se | 26) PbO ₂ | 27) In ₂ O ₃ | 28) CsH | 29) AsH ₃ | 30) SrH ₂ |
| 31) HCl | 32) SiH ₄ | 33) SO ₃ | 34) K ₃ N | 35) BeO | 36) CaF ₂ |
| 37) Al ₂ Se ₃ | 38) SbH ₃ | 39) P ₂ O ₃ | 40) BH ₃ | 41) RbF | 42) MnS |
| 43) MgO | 44) PbH ₄ | 45) CoH ₃ | | | |

- | | | | |
|---|--|---|--|
| 1) Li ₃ PO ₃ | 2) Rb ₄ Sb ₂ O ₅ | 3) Sr ₃ (PO ₄) ₂ | 4) Co ₂ (SO ₄) ₃ |
| 5) Ca(ClO ₂) ₂ | 6) Fe(NO ₃) ₃ | 7) Sn(SO ₄) ₂ | 8) Mg ₂ P ₂ O ₅ |
| 9) Al ₄ (Sb ₂ O ₇) ₃ | 10) Mn ₃ (PO ₄) ₂ | 11) Cd(NO ₃) ₂ | 12) Cr(NO ₃) ₃ |
| 13) Sn(SO ₄) ₂ | 14) Zn ₂ B ₂ O ₅ | 15) Ni ₄ (P ₂ O ₇) ₃ | 16) In(AsO ₂) ₃ |
| 17) H ₂ SeO ₄ | 18) H ₃ PO ₃ | 19) HClO | 20) HBrO ₂ |
| 21) KOH | 22) CuBrO ₃ | 23) H ₂ TeO ₃ | 24) NaClO ₄ |
| 25) H ₄ P ₂ O ₇ | 26) HIO ₃ | 27) Ni(OH) ₂ | 28) NH ₄ Cl |
| 29) FeTeO ₄ | 30) Mn ₂ (SiO ₃) ₃ | | |

B.- Escribir las fórmulas de:

- | | |
|------------------------------|-------------------------------|
| 1) Ácido sulfúrico | 16) Fosfito de Zinc |
| 2) Carbonato de Potasio | 17) Yoduro ferroso |
| 3) Hidróxido de calcio | 18) Hidruro plumboso |
| 4) Nitrito de litio | 19) Arsenamina |
| 5) Ortofosfato de aluminio | 20) Ácido hipocloroso |
| 6) Clorato de litio | 21) Silicato de berilio |
| 7) Sulfuro de sodio | 22) Hidróxido de estroncio |
| 8) Peryodato Férrico | 23) Clorito de Cesio |
| 9) Piroborato níqueloso | 24) Ortoantimonito estannioso |
| 10) Metano | 25) Nitrato cúprico |
| 11) Oxido crómico | 26) Seleniuro de plata |
| 12) Sulfato de bario | 27) Perclorato de magnesio |
| 13) Amoníaco | 28) Oxido cobaltoso |
| 14) Hidróxido de aluminio | 29) Borato cromoso |
| 15) Metarsenito de estroncio | 30) Silicio-metano. |

NOMENCLATURA QUIMICA

A.- Nombrar o formular

- | | |
|-----------------------------------|---|
| 1) Carbonato de calcio | 26) Sulfuro de Bario..... |
| 2) SrCl_2 | 27) Rb_2TeO_3 |
| 3) Oxido de Magnesio..... | 28) Fosfato de Amonio..... |
| 4) ZnI_2 | 29) NaClO_4 |
| 5) Hidruro de plata..... | 30) Estibamina..... |
| 6) NiSO_4 | 31) $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ |
| 7) Silicato de bario..... | 32) Oxido ferroso..... |
| 8) H_3PO_4 | 33) N_2O_5 |
| 9) Nitrato ferroso..... | 34) Cloruro cúprico..... |
| 10) Co_2O_3 | 35) H_2Se |
| 11) Anhídrido hipofluoroso..... | 36) Oxido de Aluminio..... |
| 12) H_2O_2 | 37) LiNO_2 |
| 13) Hipoclorito de Galio..... | 38) Hidruro cobaltoso..... |
| 14) NH_3 | 39) S_nF_2 |
| 15) Sulfito manganico..... | 40) Clorato de cadmio..... |
| 16) H_2Te | 41) CdO |
| 17) Yoduro de estroncio..... | 42) Anhídrido perbrómico..... |
| 18) K_2Te | 43) BaSe |
| 19) Nitruro de sodio..... | 44) Amoníaco..... |
| 20) Na_2S | 45) NiH_2 |
| 21) Anhídrido fosforoso..... | 46) Cloruro de carbono..... |
| 22) PtO | 47) SiH_4 |
| 23) Acido clorhídrico..... | 48) Telururo de potasio..... |
| 24) CsOH | 49) PbO_2 |
| 25) Acido sulfúrico..... | 50) Oxido manganoso..... |

CLASE PRACTICA DE QUIMICA Nº. 15

CURSO:.....

NOMBRE:.....

A.- Lea detenidamente las afirmaciones y ponga V o F según sean verdaderas o falsas

- 1.- Los halógenos (7A) forman los ácidos hidrácidos
- 2.- Todos los ácidos contienen al elemento O
- 3.- Un óxido puede contener un metal alcalino (1A)
- 4.- Los hidruros metálicos contienen al H
- 5.- Los anhídridos están formados por el H y un metal
- 6.- La mayoría de elementos de la tabla son no metales
- 7.- Las sales oxisales contienen un metal y un no metal
- 8.- Los hidróxidos contienen un metal y el H
- 9.- Los prefijos meta, piro, orto son para todos los oxácidos
- 10.- Existen más de diez compuestos especiales

B.- Escribir el nombre o la fórmula de los siguientes compuestos:

- | | |
|--|--|
| 1) HBrO | 2) Ag NO ₂ |
| 3) BeTeO ₃ | 4) H ₄ Sb ₂ O ₅ |
| 5) CO ₂ | 6) I ₂ O ₇ |
| 7) MgH ₂ | 8) SbH ₃ |
| 9) PbO ₂ | 10) Ca(OH) ₂ |
| 11) Al ₂ S ₃ | 12) HI |
| 13) HPO ₃ | 14) NaClO ₃ |
| 15) N ₂ O ₃ | 16) In ₂ O ₃ |
| 17) Anhídrido cloroso..... | 18) Hidruro de Estroncio..... |
| 19) Bromuro de cesio..... | 20) Amoníaco..... |
| 21) Oxido de germanio..... | 22) Yodito Ferroso..... |
| 23) Hidróxido de calcio..... | 24) Acido ortofosfórico..... |
| 25) Acido ortoarsenioso..... | 26) Perclorato férrico..... |
| 27) Acido yodhídrico..... | 28) Sulfito crómico |
| 29) Hidruro cobáltico..... | 30) Hidróxido manganoso..... |

Revisado por.....

Fecha.....

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 16

CURSO:..... NOMBRE:.....

Lea detenidamente las siguientes afirmaciones y señale la respuesta correcta, escribiendo la letra en el círculo correspondiente:

1.- El enlace covalente puede:

- a) formar moléculas diatómicas.
- b) producirse entre dos metales.
- c) originar un sólido cristalino.
- d) ninguna respuesta.

2.- La afinidad electrónica es una propiedad:

- a) exactamente igual a la energía de ionización.
- b) cuyas unidades son los amstrongs.
- c) que siempre toma valores positivos.
- d) ninguna respuesta.

3.- En la tabla periódica existen:

- a) 8 períodos y 7 bloques.
- b) 92 elementos y 18 grupos.
- c) 16 familias y 4 períodos.
- d) 10 grupos A y 105 elementos.
- e) ninguna respuesta.

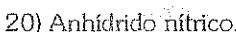
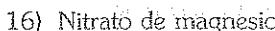
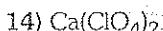
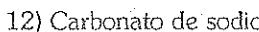
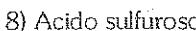
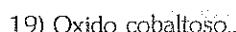
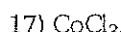
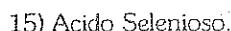
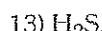
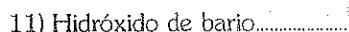
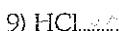
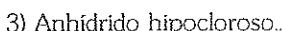
4.- El enlace iónico se caracteriza:

- a) por atracciones de tipo electrostático.
- b) por la formación de dipolares.
- c) porque todos los átomos se rodean de 8 electrones.
- d) ninguna respuesta.

5.- La electronegatividad:

- a) se mide en KJ/mol.
- b) disminuye hacia la izquierda en un periodo.
- c) permite diferenciar entre el enlace metálico y el covalente.
- d) ninguna respuesta.

Escribir las fórmulas o dar el nombre:



Revisado por.....

Fecha.....

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 17

CURSO:.....

NOMBRE:.....

A) Escribir las fórmulas o dar el nombre:

- | | |
|---------------------------------|--|
| 1.- Hidróxido de bario | 2.- CaO |
| 3.- Amoníaco | 4.- Na ₂ SO ₄ |
| 5.- Carbonato de sodio..... | 6.- H ₂ S..... |
| 7.- Nitrato de magnesio..... | 8.- Ca(ClO ₄) ₂ |
| 9.- Ácido Selenioso..... | 10.- FeH ₃ |
| 11.- Anhídrido hipocloroso..... | 12.- PH ₃ |
| 13.- Oxido cobaltoso..... | 14.- SrCl ₂ |
| 15.- Pirofosfato de litio..... | 16.- Al ₂ (SO ₄) ₃ |
| 17.- Oxido de cesio..... | 18.- Mg(O ₂) ₂ |
| 19.- Bromato mangánico..... | 20.- KCl..... |

B) Utilizando los factores de conversión ADECUADOS realice las siguientes transformaciones:

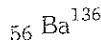
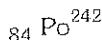
1.- Cuántos at-g hay en 40 g de Na Na = 23

2.- Cuántos moles hay en 85 g de Glucosa (C₆H₁₂O₆)
C = 12 H = 1 O = 16

3.- Cuantos g hay en 12 moles de agua. H = 1 O = 16

4.- Cuántas moléculas hay en 22 g de anhídrido carbónico. C = 12 O = 16

C) Hacer el esquema de los átomos, señalando el número de electrones, protones y neutrones:



ESTEQUIOMETRIA

6

Es una parte de la Química que estudia las relaciones en peso de los elementos que forman un compuesto (composición porcentual) la determinación de fórmulas empíricas y moleculares de los compuestos, y los cálculos basados en las ecuaciones químicas.

En el estudio de leyes ponderales se vió ya la primera parte de lo que se denomina ESTEQUIOMETRIA, y a continuación se señalan otros aspectos de este tema.

REPASO DE CONCEPTOS BASICOS:

Composición Porcentual.-

Cantidad de cada elemento por cada 100 partes del compuesto.

Compuesto.-

Sustancia que contiene dos o más elementos con una composición porcentual (o relación ponderal) definida.

Reacción química.-

Transformación de unas sustancias llamadas reaccionantes en otras denominadas productos con propiedades diferentes. (Existe cambio a nivel molecular).

Fórmula.-

Representación de un compuesto en la que se indica la relación entre los átomos de cada elemento.

Ecuación Química.-

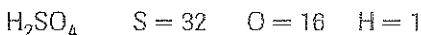
Representación de una reacción química

Peso equivalente.-

Es el peso de cualquier elemento que interviene siempre en una reacción química. Peso que reacciona con 8 g de oxígeno o 1,008 g de hidrógeno.

Determinación de la composición Porcentual. - Conocida la fórmula de una sustancia y los pesos atómicos de los elementos, se puede encontrar el porcentaje de cada uno dividiendo el peso del elemento para el peso molecular del compuesto y multiplicándolo por 100.

Por ejemplo la composición porcentual del ácido sulfúrico será:



$$\text{Peso Molecular} = 98 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{ H} = 2/98 \times 100 = 2,94 \%$$

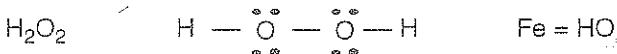
$$\% \text{ O} = 64/98 \times 100 = 65,3 \%$$

$$\% \text{ S} = 100 - (\% \text{ H} + \% \text{ O}) = 22,65\%$$

Determinación de fórmulas. - A partir de la composición porcentual y teniendo como datos los pesos atómicos:

Se asume 100 g del compuesto y se divide el porcentaje (peso) de cada elemento para su correspondiente peso atómico encontrando el número de át-g de cada elemento, si los valores no son enteros, se dividen todos para el menor de ellos; para tener como subíndices valores enteros que indican la relación de átomos de cada elemento (fórmula del compuesto).

Fórmula Empírica: Es la representación de un compuesto que no siempre existe en la naturaleza y que utiliza como subíndice los enteros más pequeños posibles. Por ejemplo para el agua oxigenada.



Para determinar la fórmula empírica o fórmula mínima de un compuesto cuya composición porcentual se conoce, se puede emplear el procedimiento indicado anteriormente y que se utiliza en el siguiente ejemplo:

Un compuesto contiene 5,9% de Hidrógeno y 94,1% de Oxígeno. Calcular la fórmula empírica.

Elemento	W Elemento	PA	WE/PA = V	V/V menor	# entero
H	5,9 g	1	5,9/1 = 5,9	5,9/5,89	1
O	94,1 g	16	94,1/16 = 5,89	5,89/5,89	1

La fórmula empírica será HO

Fórmula Molecular: Es un múltiplo de la fórmula empírica aunque en ciertos casos puede coincidir con ella, representa a un compuesto que siempre se lo encuentra en la naturaleza. Para determinar la fórmula molecular será necesario establecer primero la fórmula empírica. Se divide luego el peso molecular para el peso de la fórmula empírica y el resultado, en caso de no ser entero se redondea al entero más cercano (n).

La fórmula molecular será n veces la fórmula empírica.

$$FM = nFE.$$

Al combustionar compuestos orgánicos (combinarlos con el O₂ del aire) se produce siempre CO₂ y agua, y conocidos sus pesos se puede calcular la fórmula empírica del compuesto orgánico; pues todo el carbono que existía en el compuesto pasa a ser carbono del CO₂ y así mismo el hidrógeno del compuesto es el que está presente en el agua formada.

Si hay otros elementos, se debe conocer los pesos de los compuestos que se originaron en el análisis de dichos elementos.

Finalmente se calcula el peso de oxígeno por *diferencia* entre el peso de la muestra orgánica analizada y los pesos calculados de los otros elementos. En el siguiente ejercicio se utiliza el procedimiento descrito

Al combustionar 0,785 g de una sustancia orgánica que contiene C, H, y O; se forman 1,50 g de CO₂ y 0,921 g de H₂O. Si su peso molecular es 92, calcular su fórmula molecular.

$$\begin{array}{c|c} \cancel{1,50 \text{ g de CO}_2} & \begin{array}{c} 12 \text{ g de C} \\ 44 \text{ g de CO}_2 \end{array} \\ \hline & = 0,409 \text{ g de C} \end{array}$$

$$\begin{array}{c|c} \cancel{0,921 \text{ g de H}_2\text{O}} & \begin{array}{c} 2 \text{ g de H} \\ 18 \text{ g de H}_2\text{O} \end{array} \\ \hline & = 0,409 \text{ g de C} \end{array}$$

$$0,785 \text{ g} - (0,409 + 0,10) = 0,276 \text{ g de O}$$

Elemento	W Elemento	PA	WE/PA = V	V/V menor	# entero
H	0,10 g	1	0,10/1 = 0,1	0,1/0,017	6
O	0,276 g	16	0,276/16 = 0,017	0,017/0,017	1
C	0,409 g	12	0,409/12 = 0,034	0,034/0,017	2

$$\text{Fórmula empírica} = \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$$

$$\text{Peso de la F.E.} = 46$$

$$\frac{\text{P.M.}}{\text{P.F.E.}} = \frac{92}{46} = 2$$

$$\text{Fórmula Molecular} = 2(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})$$

$$\text{Fórmula molecular} = \text{C}_4\text{H}_{12}\text{O}_2$$

Reacción Química.- es una transformación de unas sustancias llamadas reaccionantes en otras denominada productos que tienen propiedades diferentes. Se puede decir también que es un "reordenamiento de átomos"

Lo que distingue a una reacción (fenómeno químico) de los fenómenos físicos es la formación o aparecimiento de nuevas sustancias. Existen varios criterios para

clasificar a las reacciones químicas, a continuación se consideran los más importantes.

CLASES DE REACCIONES QUÍMICAS

- a)
 - { No Redox
 - Redox (Oxidación- reducción)
- b)
 - { Irreversibles (→)
 - Reversibles (↔)
- c)
 - { Endotérmicas ($\Delta H = +$) ✓
 - Exotérmicas ($\Delta H = -$) ✓
- d)
 - { 1) Descomposición (análisis)
 - 2) Formación (síntesis)
 - 3) Sustitución (reemplazo)
 - 4) Doble sustitución (metátesis)
 - 5) Neutralización.
- e)
 - { Homogéneas
 - Heterogéneas

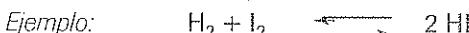
Reacciones Redox: Aquellas transformaciones en las que los elementos cambian su estado de oxidación: Para igualar estas reacciones existen procedimientos especiales que se estudian más adelante. *Ejemplo:*



Reacciones no Redox: Son las que contienen a elementos cuyos estados de oxidación no cambian.



Reacciones Reversibles.- Si los productos formados se descomponen a su vez en los reaccionantes, es decir que la reacción se desplaza en los dos sentidos y se establece el *equilibrio químico*. Se denominan también reacciones incompletas ya que los reaccionantes nunca se consumen por completo.



Reacciones Irreversibles.- Si los productos formados no se descomponen en los reaccionantes es decir que se desplaza en un solo sentido, y se acaba cuando uno de los reaccionantes se ha consumido por completo (R. L.). Se les denomina también reacciones *completas*. *Ejemplo:*

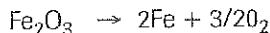
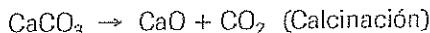


Reacciones Endotérmicas.- Son las que deben absorber energía calórica para producirse.

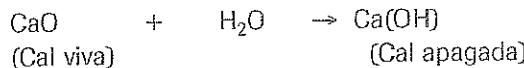
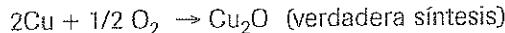
Reacciones Exotérmicas.- Son las que liberan o producen energía calórica.

Según la cuarta forma de clasificar a las reacciones se puede tener:

1) Reacciones de descomposición: Son aquellas en las cuales un compuesto se descompone en 108 elementos que lo constituyen o se separa en otras sustancias más simples. *Ejemplo:*



2) Reacciones de Formación: Son aquellas en la que dos o más elementos o compuestos simples forman un compuesto más complejo. Se denominan también reacciones de síntesis (opuestas a las anteriores). *Por ejemplo:*



3) Reacciones de Sustitución: Son aquellas en las que un elemento sustituye a otro que estaba formando parte de un compuesto y forma otros productos cuya estructura puede ser similar o diferente de los reaccionantes originales. *Por ejemplo:*

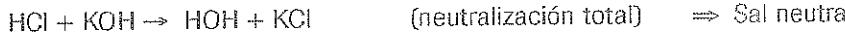


4) Reacciones de Doble Sustitución: Contienen un compuesto cuya parte positiva o catión reemplaza a la parte positiva de un segundo compuesto, pero al mismo tiempo su parte negativa o anión sustituye al anión de un segundo compuesto. De manera general este tipo de reacciones se puede representar por la ecuación: $(\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AD} + \text{BC})$

Ejemplo:



5) Reacciones de Neutralización: Son similares a las de doble sustitución y el hidrógeno de un ácido (parte positiva) se combina con el OH de un base (parte negativa o anión) para formar agua y la correspondiente sal (neutra si la base tiene igual número de OH que hidrógenos del ácido). Por ejemplo:



IGUALACION DE REACCIONES REDOX.

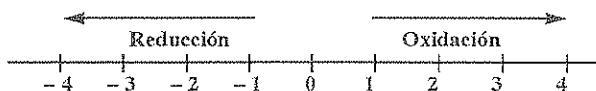
Se debe considerar los conceptos básicos de:

Oxidación: pérdida de electrones, o aumento en el estado de oxidación.

Reducción: ganancia de electrones, o disminución en el estado o número de oxidación.

Oxidante: sustancia que contiene al elemento que se reduce.

Reductor: sustancia que contiene al elemento que se oxida.



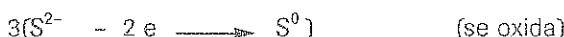
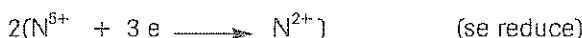
Existen dos métodos para igualar las reacciones Redox; el método del ión electrón, y el método de los estados de oxidación.

Método de los estados de oxidación.-

Consiste en establecer los estados o números de oxidación de todos los elementos que intervienen en una reacción química para identificar aquellos que se oxidan y que se reducen. Si el número de electrones perdidos se iguala con el de electrones ganados, se puede encontrar los coeficientes que permitan igualar la reacción de óxido-reducción. *Por ejemplo*:



Los elementos que cambian sus estados de oxidación son N y S:



Se multiplica por dos la primera y por tres la segunda para igualar los electrones perdidos y ganados, y esos números se convierten en los coeficientes de la ecuación igualada.



Finalmente se igualan los H y los O poniendo el coeficiente 4 delante del agua.

Método del ión electrónico. - (Semireacciones)

No interesa conocer los estados de oxidación de los elementos, ni identificar los que se oxidan o reducen. Se separa la ecuación en dos partes o semiecuaciones en

cada una de las cuales se igualan primero los átomos y luego las cargas agregando electrones (IONES - ELECTRONES) en el lado que haga falta.

Siempre se pueden agregar moléculas de agua para igualar H y O, además se debe tener en cuenta que si la reacción ocurre en medio ácido se pueden agregar H^+ mientras que si ocurre en medio básico se agregarán OH^- .

El número de OH^- agregados debe ser igual al doble del número de O necesarios.

A las semiecuaciones se les multiplica por un número, que permita anular los iones electrones y luego se unen éstas semiecuaciones para obtener la ecuación redox igualada.



Las dos semiecuaciones son:

- 1) $HNO_3 \rightarrow NO$
- 2) $H_2S \rightarrow S$

En la primera agrego 2 H_2O para igualar los O, y para igualar los 4H, agrego a la izquierda 3 H^+



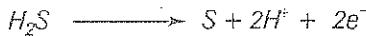
Para igualar la carga eléctrica se debe agregar 3 e^- a la izquierda:



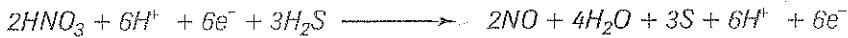
En la segunda, únicamente se agrega a la derecha 2 H^+



Para igualar las cargas se agregan dos iones-electrones a la derecha:



Para eliminar los iones-electrones que aparecen en las semiecuaciones, se multiplica la primera por dos y la segunda por tres; y luego se unen las dos semiecuaciones:



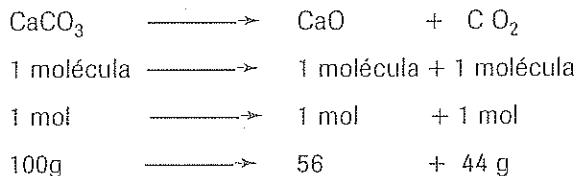
Finalmente se tiene:



CALCULOS A PARTIR DE ECUACIONES QUIMICAS

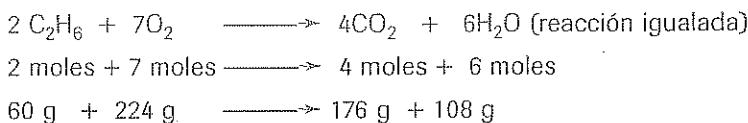
Si se representa mediante una ecuación un determinado proceso químico, se pueden establecer varias relaciones en peso, en moles o en moléculas una vez que se iguala correctamente la ecuación.

Por ejemplo en la calcinación del carbonato de calcio para obtener óxido de calcio y dióxido de carbono, se tiene:



Generalmente se utilizan las relaciones deducidas de la ecuación igualada, como factores de conversión (aunque también se plantean como regla de tres). *Por ejemplo:*

Cuántos g de agua, y cuantos moles de CO₂ puede producir la combustión de 90 g de etano con un exceso de oxígeno*. Se conocen los pesos atómicos C = 12 H = 1 O = 16.



*RL= Etano

$$90 \text{ g C}_2\text{H}_6 \left| \begin{array}{c} 108 \text{ g H}_2\text{O} \\ 60 \text{ g C}_2\text{H}_6 \end{array} \right| = 162 \text{ g de H}_2\text{O} \quad \checkmark$$

$$90 \text{ g C}_2\text{H}_6 \left| \begin{array}{c} 176 \text{ g CO}_2 \\ 60 \text{ g C}_2\text{H}_6 \end{array} \right| \left| \begin{array}{c} 1 \text{ mol CO}_2 \\ 44 \text{ g de CO}_2 \end{array} \right| = 6 \text{ moles CO}_2$$

*R. L. (*Reactivos limitante*) es el que se consume por completo, el que no sobra. En el problema anterior no es necesaria la identificación, ya que hay un exceso de O.

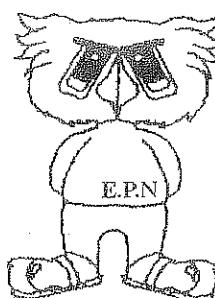
Rendimiento (n).-

En algunos problemas de Estequiometría, se considera el concepto de rendimiento o eficiencia de una reacción, recordando que de manera general, el rendimiento es:

$$n = \frac{\text{Valor Real}}{\text{Valor Ideal}} \times 100$$

Si se considera que el peso de producto que se obtiene al final de la reacción no es siempre igual al peso calculado estequiométricamente, el rendimiento será igual a:

$$\eta_{RX} = \frac{W \text{ obtenido}}{W \text{ calculado}} \times 100$$



PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRIA

1.- Calcular la composición porcentual de los siguientes compuestos:

- a) Oxido de magnesio b) Ortofosfato diácido de sodio c) CaS

2.- En una reacción redox el reductor es:

- a) el que contiene la especie que ha perdido electrones. b) es la especie que se oxida. c) el que contiene el átomo que incrementa su estado de oxidación.
- d) contiene el átomo que gana electrones; e) N. R.

3.- En la reacción de formación del compuesto Fe_2O_3 :

- a) el peso obtenido es siempre igual a la suma de los pesos de Fe y O. b) el reactivo limitante será el mayor peso atómico. c) el peso equivalente del Fe será igual al del O. d) N. R.

4.- Al reaccionar 25 g de KMnO_4 con un exceso de HCl se obtienen entre otros productos Cl_2 y cloruro manganoso, entonces se obtuvieron.

- a) 0,64 moles de agua b) 12,7 g de MnCl_2 . c) 8,86 de cloro en condiciones normales. d) N. R.

5.- La nicotina tiene un peso molecular de 162,3 y contiene 74,1% de C, 17,2% de N y el resto H. Encontrar su fórmula molecular.

6.- Al combustionar 0,37 g de tolueno, se forman 1,24 g de CO_2 y 0,29 g de H_2O . A 50 C y 714 mm, un recipiente de 352 ml contiene 1,15 g de tolueno en estado de vapor, cuál es su fórmula molecular?

7.- El óxido férrico reacciona con el H_2 para producir Fe y agua. Si reaccionan 12g de óxido y 2,5 g de H_2 , ¿Cuál es el reactivo limitante y cuántos g de Fe se producen?

8.- Escribir e igualar las reacciones de:

- a) Combustión del metanol CH_3OH .
- b) Formación del acetileno
- c) Calcinación del carbonato de aluminio

9.- En la reacción gaseosa $\text{HCl} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ intervienen dos litros de ácido y tres litros de oxígeno medidos en condiciones normales:

- a) El peso de agua obtenido depende del HCl. b) La mezcla final contiene 55,55% en volumen de O_2 . c) Se obtienen 0,5 moles de Cl_2 . d) El agua formada es 0,803 g. e) N. R.

$$\text{H} = 1 \quad \text{Cl} = 35,5 \quad \text{O} = 16$$

10.- Cuando el Nitrógeno reacciona con el Oxígeno para formar el Dióxido de Nitrógeno (todos gases), la relación en moles (y en volumen) es 1: 2; 2: respectivamente. Si al término de la reacción se obtienen 12 moles de NO_2 y 80 g de O_2 ; Calcular los litros de N_2 y O_2 (medidos en C.N.) que se tenían al comienzo de la reacción.

11.- Al combusión de 0,58 g de un compuesto orgánico, se forman 1,35 g de CO_2 y 0,34 g de H_2O . Si el peso molecular es 274. ¿Cuál es su fórmula molecular?

12.- Se dispone de 3 eq-g de O_2 y 0.8 moles de ZnS . Cuántos litros de SO_2 medido en C.N. se forman según la reacción:

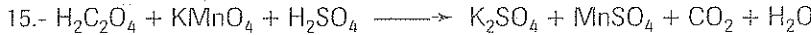
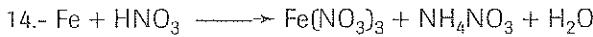
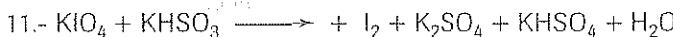
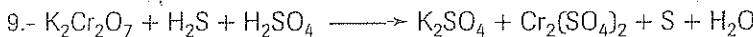
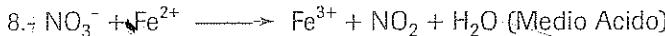
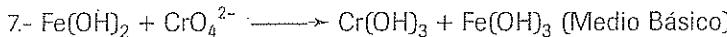
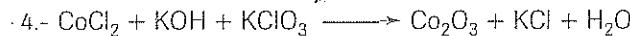
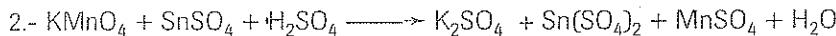
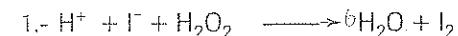


13.- Determinar la pureza del metal Zn, si al disolver 3,5 g del mismo en 50 ml de Ácido clorhídrico 2 N, el exceso de ácido se debe neutralizar con un NaOH 0.1 N f = 1,02, gastándose 38,9 ml

$$\text{Zn} = 65,4 \quad \text{H} = 1 \quad \text{Cl} = 35,5$$

14.- Al reaccionar 15 cm^3 de un hidrocarburo con 0,4 litros de aire (21% de O_2 y 79% de N_2) se obtienen 370 cm^3 de mezcla gaseosa que contiene 85,4% en moles de N_2 . Despues de eliminar este gas, la mezcla se reduce a 9 cm^3 por tratamiento con KOH. Calcular la fórmula molecular del hidrocarburo.

IGUALAR LAS SIGUIENTES REACCIONES REDOX:



17.- Igualar por el método del ión-electrón la reacción entre el bromuro y el dicromato de potasio (en medio ácido) que se convierten en bromo (Br_2) y en Cr^{+++}

PROBLEMAS RESUELTOS

- 1.- Se hace estallar una mezcla que contiene 20 cm^3 de hidrocarburo gaseoso y 150 cm^3 de O_2 . Después de la combustión queda un residuo gaseoso de 110 cm^3 que al reaccionar con KOH (para eliminar el CO_2) se reduce a 50 cm^3 que son de Oxígeno. Encontrar la fórmula molecular del hidrocarburo gaseoso.

$$\text{H} = 1 \quad \text{C} = 12 \quad \text{O} = 16$$

La reacción igualada para la combustión señalada sería:



El enunciado del problema indica que el Reactivo limitante es el Hidrocarburo;

$$\text{El vol. de C}_x\text{H}_y \text{ que reacciona} = 20 \text{ cm}^3$$

$$\text{El volumen de CO}_2 \text{ formado es } 110 - 50 = 60 \text{ cm}^3$$

$$\text{El vol. de O}_2 \text{ que reaccionó} = 150 - 50 = 100 \text{ cm}^3$$

Considerando la Ley de Gay-Lussac, a partir de 1 vol. del hidrocarburo, se puede obtener de $\text{CO}_2 \implies$

$$1 \text{ vol de C}_x\text{H}_y \left| \begin{array}{c} 60 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2 \\ 20 \text{ cm}^3 \text{ C}_x\text{H}_y \end{array} \right| = 3 \text{ vol CO}_2$$

por lo tanto $x = 3$

Al considerar la relación entre los volúmenes del hidrocarburo y del O_2 que reaccionan:

$$\left(\text{x} + \frac{y}{4} \right) \text{ vol de O}_2 \left| \begin{array}{c} 20 \text{ cm}^3 \text{ C}_x\text{H}_y \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ O}_2 \end{array} \right| = \left(\frac{\text{x}}{5} + \frac{\text{y}}{20} \right) \text{ vol C}_x\text{H}_y$$

$$\text{Por lo tanto } \frac{x}{5} + \frac{y}{20} = 1 \quad \text{entonces si } x = 3 \text{ se tiene:}$$

$$\frac{3}{5} + \frac{y}{20} = 1$$

$$\frac{y}{20} = \frac{2}{5}$$

$$y = 8$$

Si $x = 3$; $y = 8$ la fórmula del hidrocarburo será: C_3H_8

- Si reaccionan 10 g de HCl con 8 g de Zinc para formar gas hidrógeno y cloruro de zinc, entonces:

- a) El reactivo limitante es el Zn. b) se obtienen 18 g de cloruro de zinc. c) Se obtienen 0,24 g de H₂. d) N. R.

$$H = 1 \quad Cl = 35,5 \quad Zn = 65,4$$



$$73 \text{ g} + 65,4 \text{ g} \longrightarrow 2 \text{ g} + 136,4 \text{ g}$$

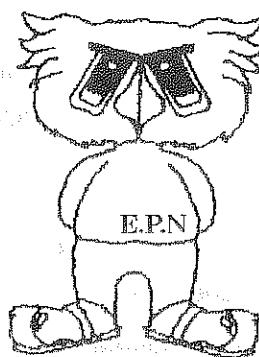
$$\left| \begin{array}{c} 10 \text{ g HCl} \\ \hline 73 \text{ g HCl} \end{array} \right| \left| \begin{array}{c} 65,4 \text{ g Zn} \\ \hline 65,4 \text{ g Zn} \end{array} \right| = 8,95 \text{ g Zn},$$

si tengo 8 g Zn, falta este elemento y por lo tanto $\Rightarrow RL = Zn$

La respuesta b está descartada porque la suma de los dos reactivos es 18 g y hay dos productos.

$$\left| \begin{array}{c} 8 \text{ g Zn} \\ \hline 65,4 \text{ g Zn} \end{array} \right| \left| \begin{array}{c} 2 \text{ g H}_2 \\ \hline 2 \text{ g H}_2 \end{array} \right| = 0,24 \text{ g H}_2$$

Respuestas a, c



A.- NOMBRAR O FORMULAR

Dicromato de potasio.....	Carburo de Calcio.....
MgCl ₂	Cs ₂ TeO ₃
Bicarbonato de Magnesio.....	Fosfato de Amonio.....
Hg ₂ Cl ₂	Na ₂ SeO ₄
Acetato de plata.....	Hipofosfito de zinc.....
InSO ₄ BrO ₄	H ₄ Sb ₂ O ₇
Ortosilicato de bario.....	Aluminato de sodio.....
H ₃ PO ₂	Rb ₃ BO ₃
Permanganato ferroso.....	Cianuro cúprico.....
Al S BrO ₄	H ₂ C ₂ O ₄
Anhídrido hipofluoroso.....	Oxido de Vanadio.....
H ₂ O ₂	BaNO ₃
Cromato de aluminio.....	Carbonato de litio.....
NH ₄ HS	MnOHCIO.....
Sulfito básico férrico.....	Perclorato de cadmio.....
H ₂ SiO ₃	Co(NO ₂) ₃
Clorato cloruro de berilio.....	Cincato estannioso.....
LiClO.....	BaSe.....
Nitruro de potasio.....	Estibamina.....
NaH ₂ PO ₄	Cr(BO ₂) ₂

B.- Calcular:

Cuántas moléculas hay en 5,5 moles de H₂O

Cuántos g hay en 4X10²⁴ moléculas de C₆H₁₂O₆

Cuántos átomos hay en 70 g de sodio

C.- Encontrar la composición porcentual de:

1.- Anhídrido carbónico C = 12 O = 16

2.- Ácido pirofosfórico (H₄P₂O₇) H = 1 P = 31

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 18

CURSO:.....

NOMBRE:.....

Escribir los conceptos de:

- a) Fórmula molecular
- b) Enlace iónico
- c) Reacción química
- d) Solución
- e) Energía de ionización

Nombrar o formular.

- | | |
|-------------------------------------|--|
| 1) MgCl ₂ | 2) Cs ₂ TeO ₃ |
| 3) Carbonato de Magnesio..... | 4) Fosfato de Amonio..... |
| 5) Hg ₂ Cl ₂ | 6) Na ₂ SeO ₄ |
| 7) Anhídrido hipofluoroso..... | 8) Oxido manganico..... |
| 9) H ₂ O ₂ | 10) BaNO ₃ |
| 11) Nitruro de potasio..... | 12) Estibamina..... |
| 13) H ₂ SiO ₃ | 14) Co (NO ₂) ₃ |

Hacer las estructuras de Lewis de:

- | | |
|----------------------------------|-----------------------------------|
| a) Monóxido de carbono (CO) | b) NH ₄ ⁺ |
| c) SO ₄ ²⁻ | d) H ₃ PO ₄ |
| e) CH ₃ COOH | |

Encontrar la composición porcentual de:

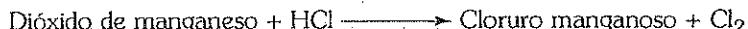
- 1.- Anhídrido nitroso H = 1 N = 14 O = 16
2.- Ácido ortoarsenioso H = 1 As = 75 N = 14 O = 16

Resolver los siguientes problemas:

- 1.- Un hidrocarburo contienen un 20% de H. Su peso molecular es 30 g/mol. Calcular su fórmula molecular conociendo: C = 12 H = 1.
- 2.- Si 60 g de hidróxido de calcio reaccionan con 55 g de ácido fosfórico, cuántos g de la correspondiente sal, y cuántas moléculas de agua se forman?
 $\text{Ca} = 40 \quad \text{H} = 1 \quad \text{O} = 16 \quad \text{P} = 31$
- 3.- Si al reaccionar 9,8 g de Ácido sulfúrico con 8 g de hidróxido de calcio se obtuvieron 3 g de H₂O, calcular el rendimiento de esta reacción.

$$\text{H} = 1 \quad \text{S} = 32 \quad \text{O} = 16 \quad \text{Ca} = 40$$

- 4.- Igualar la siguiente reacción de óxido-reducción:



CLASE PRACTICA DE QUIMICA Nº. 19

CURSO: _____

NOMBRE: _____

1.- Escribir los conceptos de:

- a) Reacción química
- b) Enlace covalente
- c) Solución
- d) Oxidación, y reducción

2.- Escribir las fórmulas o dar el nombre de 10 compuestos:



Anhídrido hipocloroso



Amoníaco



Ácido Selenioso



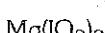
Hidróxido de bario



Ácido sulfuroso



Bromato mangánico



3.- Hacer las estructuras de Lewis de:



4.- Hacer un cuadro sinóptico sobre la clasificación del enlace covalente, señalando un ejemplo de cada caso. Indicar además las propiedades de los compuestos según su diferente tipo de enlace atómico.

- Resolver los siguientes problemas:

5.- Un compuesto orgánico contiene un 40% de C, 6.4% de H y el resto O. Su peso molecular es 90 g/mol. Calcular su fórmula molecular. C = 12 H = 1 O = 16.

6.- Si al calentar el clorato de potasio, se descompone en cloruro de potasio y oxígeno; calcular los gramos de O₂ que se han obtenido al calentar 45 g de KClO₃ considerando un rendimiento del 85%.

$$\text{K} = 39 \quad \text{Cl} = 35,5 \quad \text{O} = 16$$

7.- Igualar la siguiente reacción de óxido-reducción:



CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 20

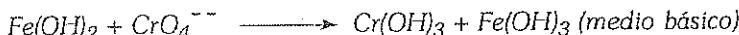
CURSO:.....

NOMBRE:.....

1.- En la neutralización de 15 g de Hidróxido de calcio con un exceso de ácido sulfúrico:

- a) Se obtienen 36 g de H_2O . b) Se obtienen 0,5 moles de sulfato de calcio. c) Si el rendimiento fuera del 50% se obtendrían 3,64 g de agua. d) Ninguna respuesta.

2.- Al igualar por el método del ión-electrón la ecuación



- a) Una de las semi-ecuaciones sería $Fe(OH)_2 \longrightarrow Cr(OH)_3$. b) A las dos semi-ecuaciones hay que agregar iones electrones para igualar la carga. c) A los reaccionantes se deben agregar 4 moléculas de agua. d) Ninguna respuesta.

3.- Si reaccionan 20 g de HCl con 36 g de KOH:

- a) Se forman 56 g de NaCl. b) El reactivo limitante es el hidróxido. c) Se obtienen 18 g de agua. d) El peso de sal obtenida es igual al peso del ácido. e) N. R.

4.- Un compuesto orgánico contiene 47,35% de C, 10,6% de H y el resto O. Si su peso molecular es 304. Determinar su fórmula molecular.

$$C = 12 \quad O = 16 \quad H = 1$$

5.- Calcular la composición porcentual del carbonato de calcio y del cloruro de sodio

$$Ca = 40 \quad C = 12 \quad O = 16 \quad Na = 23 \quad Cl = 35,5$$

6.- Si 10 g de NaOH reaccionan con 15 g de Ácido sulfúrico, calcular los gramos de agua, y los gramos de Na_2SO_4 que se pueden obtener.

$$Na=23 \quad O=16 \quad H=1 \quad S=32$$

7.- Al combusión de 0,37 g de tolueno se forman 1,24 g de CO_2 y también 0,29 g de H_2O . Si el peso molecular del tolueno es 92 determinar su fórmula molecular.

$$C = 12 \quad H = 1 \quad O = 16$$

8.- Cuántos moles de Cloruro de Plata, y cuántas moléculas de Nitrato de sodio se producen si 30 g de Cloruro de Sodio reaccionan con 80 g de Nitrato de Plata.

$$Cl = 35,5 \quad Ag = 108 \quad N = 14 \quad O = 16 \quad Na = 23 \quad H = 1$$

CLASE PRACTICA DE QUIMICA N°. 21

Curso:.....Nombre:

Compuestos Cuaternarios y Ternarios

Dar el nombre o escribir la fórmula de:

- | | |
|--|---|
| 1.- $MgHPO_4$ | 31.- Fosfato diácido de Litio |
| 2.- $MgOHClO_4$ | 32.- Nitrito Férrico |
| 3.- Bisulfato de Cesio | 33.- $BaCrO_4$ |
| 4.- Bitelurito de Plata | 34.- $RbMnO_4$ |
| 5.- $SrIO_3BrO_4$ | 35.- Yodato básico de Calcio |
| 6.- $BaClO_2ClO$ | 36.- Cloruro clorito cromoso |
| 7.- Nitrato Básico Ferroso | 37.- ZnS_2O_7 |
| 8.- Nitrato Básico Manganoso | 38.- $CdMnO_4$ |
| 9.- $AlKSb_2O_7$ | 39.- Sulfato doble de Litio y Sodio |
| 10.- $GaLiAs_2O_5$ | 40.- Persulfato de Cinc |
| 11.- Silicato Seleniato Plumbico | 41.- $Ag_2Cr_2O_7$ |
| 12.- Carbonato Telurito Estannico | 42.- $SrHBO_3$ |
| 13.- $CoOHNO_3$ | 43.- Ácido piroantimónico |
| 14.- $CuHPO_3$ | 44.- Sulfito básico de Galio |
| 15.- Ortoantimonito doble de Cinc y Amonio.. | 45.- $Pt(OH)_2$ |
| 16.- Ortoarsenato doble de Cadmio y Litio..... | 46.- H_3SbO_3 |
| 17.- HPO_2 | 47.- Ácido hipofluoroso |
| 18.- H_3BO_3 | 48.- Antimonito ácido |
| 19.- $Be(OH)_2$ | 49.- $AgNO_3$ |
| 20.- $Ca(OH)_2$ | 50.- $HClO_3$ |
| 21.- $In_2(SeO_3)_3$ | |
| 22.- $Tl_2(TeO_4)_3$ | |
| 23.- Ortosilicato Cúprico | |
| 24.- Ortocarbonato Platínoso | |
| 25.- Hidróxido Platínico | |
| 26.- Hidróxido Manganoso | |
| 27.- Metaantimonato de Magnesio | |
| 28.- Metafosfato Ferroso | |
| 29.- H_3PO_2 | |
| 30.- NH_4HSe | |

Revisado por:

Fecha:

SUPLEMENTO

CAPITULO 1

- 1) El elemento Cl está formado por 2 isótopos el Cl³⁵ y Cl³⁷ cuyas masas son 34,48 y 36,99 una respectivamente. Si la abundancia relativa del más liviano es del 74,6 %, calcular el Peso Atómico del Cl.
- 2) Completar las siguientes tablas con el número correcto de partículas fundamentales, número atómico y número de masa.

ESPECIE QUÍMICA	# DE NEUTRONES	# DE PROTONES	# DE ELECTRÓNOS	Z	A
Na		11			23
Na ⁺					
Cl ⁻	18		18		
Cl					
Al ⁺⁺⁺				13	
Al					27
U	146	92			
I			53		128

3)

Elemento	A	Z	# de electrones	# de protones	# de neutrones
Fe				26	31
Au	196	79			
Pb	207		82		
Br		35			54
B	11			5	
La			57		81

- 4) El Peso molecular de un compuesto inorgánico es 100 g/mol y contiene 40% Ca, 12% de C y el resto O. Calcular su fórmula molecular.
- 5) Si la fórmula empírica de un compuesto es CH_2O , Cuántos g. de CO_2 . Se obtendrán al combustionar 5g. del compuesto?
- 6) Cuántos átomos de N y cuántos átomos-g de K existen en 15 g. del compuesto de Peso Molecular igual a 101 y que contiene 38,61% de K, 47,52% O y el resto N.
- 7) Una sal cuaternaria contiene 1,19 % de H; 27,38 % de Na; 14,28 % de C y el resto O. Calcular su fórmula empírica.
- 8) Encontrar la composición porcentual de los siguientes compuestos.
- | | | |
|-----------------------------|-----------------------------|------------------------------|
| 1.- Cianuro de Potasio. | 2.- Cl_2O_5 | 3.- Amoniaco. |
| 4.- H_3PO_4 | 5.- Hidroxido de Calcio | 6.- CH_3COOH |
| 7.- Bicarbonato de Potasio | 8.- KMnO_4 | |
- 9) Si en 10g de un elemento químico existen $1,505 \times 10^{23}$ átomos. Cuál es el Peso atómico del elemento?
- 10) En 43,5 g. de una sal de Azufre existen $1,505 \times 10^{23}$ moléculas del compuesto. El contenido de S es 18,39%; O = 36,78% y K = 44,83%. Encontrar la fórmula molecular de la sal de Azufre.
- 11) El carbono está formado por dos isótopos naturales estables cuyas masas son respectivamente $\text{C}^{12} = 12,011$ uma. y $\text{C}^{13} = 13,003$ uma. Si el peso atómico del elemento es 12,011 uma.; entonces las abundancias relativas son:
 a) 70% y 30%; b) 11,1% y 88,9%; c) 98,9% y 1,1%; d) N.R.
- 12) Completar la siguiente tabla:
- | Especie | Z | A | #nº | #e ⁻ |
|------------------|-------|-------|-------|-----------------|
| Mn | 19 | 41 | | |
| Pb^{+2} | | | 126 | 80 |
| Se^{-2} | | 80 | | 36 |
| Se | | | | |
- 13) La masa atómica (o peso atómico) de un elemento:
 a) Es la suma de protones y neutrones; b) Se puede medir en unidades de masa atómica (u.m.a.); c) Es el peso del isótopo más abundante; d) Se establece en función del $\text{C}^{12} = 12,00$; e) N.R.
- 14) Al considerar ciertos conceptos básicos de la Química:
 a) Los elementos se pueden descomponer en sustancias más sencillas; b) Un ión es el átomo que ganó o perdió protones; c) Una molécula está formada por 2 o más átomos; d) Una mezcla puede ser homogénea; e) N.R.

- 15)** Existe un mayor número de átomos de Al en:
- 5,4 g. de Al;
 - 11g de Al_2O_3 ;
 - 0,3 at-g de Al;
 - 0,5g moles de AlCl_3
- $\text{Al}=27 \quad \text{O}=16 \quad \text{Cl}=35,5$
- 16)** En 98 g. de H_2SO_4 existen:
- Una molécula de Ácido Sulfúrico;
 - $6,02 \times 10^{23}$ moles de ácido;
 - 4 at-g de Azufre;
 - $6,02 \times 10^{23}$ átomos de O;
 - N.R.
- 17)** Si el H está formado por los isótopos H^1 (protio), H^2 (deuterio), H^3 (tritio) entonces:
- El número de neutrones es el mismo para cada átomo;
 - Tienen diferente carga eléctrica;
 - Tienen el mismo número de protones en el núcleo;
 - Si el más abundante es el H^2 , el peso atómico del Hidrógeno sería aproximadamente 2;
 - N.R.
- 18)** Un compuesto de peso molecular 108 contiene 70,32% de F y 29,68% de S. Determinar su fórmula empírica y su fórmula molecular. $\text{F}=19 \quad \text{S}=32$.
- 19)** Al combustionar 1 g. de cierto compuesto orgánico se obtienen 1,47 g. de CO_2 y 0,6 de H_2O . Si el peso molecular es 92 g/mol, calcular la fórmula molecular del compuesto. $\text{C}=12 \quad \text{H}=1 \quad \text{O}=16$
- 20)** Completar la siguiente tabla sabiendo que B, C y D son isótopos del mismo elemento.
- | Especie | Z | A | # protones | # neutrones | # de electrones |
|-----------------|------|------|------------|-------------|-----------------|
| B | | 25 | | 13 | |
| C ⁺² | | | | 12 | |
| D | | 26 | | | |
- 21)** El potasio posee 2 isótopos naturales estables de números de masa 39 y 41, entonces:
- Su peso atómico debe ser 41;
 - Su peso atómico debe ser mayor que 39 y menor a 41;
 - Su número atómico debe ser 39;
 - Su peso atómico debe ser menor que 39;
 - N.R.
- 22)** Si la masa atómica del Li es 6,941 uma, y está formado por 2 isótopos Li-6 y Li-7 cuyas masas son 6,015 uma y 7,016 uma respectivamente calcular las abundancias relativas de los isótopos.
- 23)** En qué caso existe mayor masa (convertir en gramos): **a)** $3,01 \times 10^{23}$ átomos de Fe **b)** 0,9 at-g. de Al; **c)** 5×10^{22} moléculas de CO_2 **d)** 1,7 moles de H_2O **e)** 30l. de NH_3 en C.N. $\text{Fe} = 56 \quad \text{Al}=27 \quad \text{C}=12 \quad \text{O}=16 \quad \text{H}=1 \quad \text{N}=14$

TABLE II
ANALYSIS OF VARIANCE OF THE PUPIL'S ATTITUDE TOWARD LEARNING

	Mean Square	F Ratio	Significance
Between groups	1.00	1.00	0.31
Within groups	0.00	0.00	0.00
Total	1.00	1.00	0.31

and the culture of the pupils. The results of the analysis of variance are shown in Table II.

The results of the analysis of variance show that there is no significant difference between the attitude toward learning of the pupils from different cultures. This means that the pupils from different cultures have the same attitude toward learning.

Thus, the hypothesis that the pupils from different cultures have different attitudes toward learning is rejected.

When the pupils' attitudes toward learning were analyzed by the culture of the pupils, it was found that the pupils from different cultures had different attitudes toward learning.

The results of the analysis of variance show that there is a significant difference between the attitude toward learning of the pupils from different cultures.

Thus, the hypothesis that the pupils from different cultures have different attitudes toward learning is accepted.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

Thus, the pupils from different cultures have different attitudes toward learning.

CAPITULO 2

- 1.- Una radioemisora emite su programación en la frecuencia de 95.4 Mherz. Cuál es su longitud de onda?
- 2.- Una señal de onda corta tiene un valor de 1.5 m . Cuál es la frecuencia de dicha ondas?
- 3.- Calcular la energía en KJ de un fotón de luz ultravioleta cuya $\lambda = 3000\text{\AA}$
 $h = 6.63 \times 10^{-27} \text{ erg}\cdot\text{s}$.
- 4.- Calcular el número de fotones de frecuencia igual a $8 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ que proporcionan 5 Kcal de energía.
- 5.- Cuantos fotones de luz amarilla ($\lambda=5.800\text{\AA}$) suministran una energía de 4 ergs.
- 6.- Encontrar la longitud de onda (λ) correspondiente a la 5^o línea de la Serie de LYMAN para el espectro atómico del H.
- 7.- Las líneas espectrales del H en la región visible (Serie de Balmer) corresponden:
a) A saltos electrónicos hacia el estado fundamental; b) Transiciones electrónicas a $n=2$; c) A un salto de la 6^o a la 2^o órbita, si la $\lambda = 4.102 \text{ \AA}$; d) Un salto de la 5^o a la 2^o si la $\lambda = 4.102 \text{ \AA}$; e) N.R.
- 8.- Calcular el radio de la última órbita permitida para el átomo de H. Cuál es la energía en el 5^o nivel?; Qué velocidad tiene el electrón en el estado fundamental?
- 9.- El electrón del átomo de hidrógeno pasa de una órbita en la que su momento angular es $5.276 \times 10^{-27} \text{ erg}\cdot\text{seg}$, a otra en la que su energía cinética es $5.434 \times 10^{-12} \text{ ergios}$: a) determinar la transición electrónica; b) calcular la energía emitida por el electrón en esta transición.
- 10.- Determinar la Energía de los fotones emitidos por el He^+ cuando se produce una transición electrónica del 4^o al 2^o nivel.
- 11.- Si la longitud de onda asociada al movimiento del electrón en una órbita estacionaria del átomo de hidrógeno es 3.33 \AA , entonces el electrón:
a) se mueve en la segunda órbita; b) tiene un momento angular de $1.05 \times 10^{-27} \text{ erg}\cdot\text{seg}$; c) tiene un número cuántico principal igual a 3; d) N.R.
- 12.- Cuando el electrón de un hidrogenión (ión similar al Hidrógeno) se encuentra en el estado fundamental, tiene una longitud de onda asociada de 1.11\AA . Calcular el radio de la 3^o órbita para este ión.

- 13.- Una pelota de tenis tiene una masa de 12g y se mueve a una velocidad de 90 Km/h. Cuál es la longitud de onda asociada a la pelota?
- 14.- Calcular la incertidumbre en la velocidad de un electrón, cuya posición se determinó utilizando fotones de $\lambda = 0.8\text{\AA}$
- 15.- Certo orbital del cuarto nivel tiene un total de 3 nodos, entonces:
a) Es el orbital 4d; b) Tiene 2 nodos radiales; c) Tiene 2 nodos angulares; d) Su FDR tiene 3 picos; e) N.R.
- 16.- El desdoblamiento de las líneas espectrales por un campo magnético (Efeto Zeeman) está relacionado con:
a) La existencia de 2 números cuánticos de spin: +1/2 y -1/2; b) Los valores s, p, d, o f que toma el número cuántico secundario; c) Las 3 orientaciones del orbital 2p; d) Los 5 valores de m para el subnivel 3d; e) N.R.
- 17.- El orbital de un átomo se puede considerar como:
a) Un estado permitido del electrón, que depende de n; b) Un conjunto del número cuántico principal y secundario; c) Un estado energético caracterizado por el número cuantico principal, secundario y magnético; d) La región de probabilidad máxima para encontrar el electrón; e) N.R.
- 18.- El número de masa (A) de cierto átomo es 65 y su núcleo contiene 25 neutrones. Escribir los números cuánticos del último electrón de este átomo.
- 19.- El momento angular del electrón del H es $5,276 \times 10^{-27}$ erg.s. Determinar en qué órbita se encuentra, y la velocidad del electrón en dicha órbita.
- 20.- Certo orbital del 3º nivel de Energía tiene un total de 2 nodos, entonces:
a) Si trata de un orbital 3d; b) Puede tener un nodo radial; c) Puede tener un nodo angular; d) En su FDR existen 3 picos o máximos; e) N.R.
- 21.- La función de onda de un orbital 4s:
a) Tiene la misma parte radial que un orbital 4p; b) Tiene la misma parte angular que un orbital 5s; c) Presenta 3 nodos radiales y ningún nodo angular; d) Su parte angular es una constante; e) N.R.
- 22.- La longitud de onda asociada al electrón en una especie que cumple con la Teoría de Bohr es $1,66 \text{\AA}$ en el 2º nivel. Calcular la carga nuclear (en u.e.s.) y el radio de la órbita de más baja energía (en \AA).
- 23.- La parte radial de la función de onda para cierto orbital del átomo de Hidrógeno, tiene la forma: $R_{n,l}(r) = k(8 - \sigma) e^{-\sigma/2}$; $\sigma = 2r/n\alpha_0$, y la parte angular presenta tres nodos. Detérminar a qué subnivel corresponde este orbital y la distancia para la cual la probabilidad de encontrar al electrón es nula.

24.- La parte radial de la función de onda de un orbital del H:

- a) Permite conocer los nodos angulares;
- b) Permite calcular la distancia núcleo electrónico;
- c) Depende de los números cuánticos secundario y magnético;
- d) Permite establecer las distancias más probables para el electrón;
- e) N.R.

25.- Cierto orbital del hidrógeno presenta 1 nodo radial y su parte angular es de forma $K \sin \theta \cdot \sin \phi$, dibujar un gráfico aproximado de F.D.R. (función de distribución radial) vs r (radio o distancia) y señalar el orbital correspondiente.

Escriba V (verdadero) o F (falso) según corresponda.

- | | |
|---|-------|
| 1.- Los orbitales 2s y 2p tienen la misma Energía | |
| 2.- La parte radial depende de n y m | |
| 3.- La parte angular de los orbitales 4px y 5px son idénticas | |
| 4.- Al analizar la parte radial se determinan los nodos y picos | |
| 5.- El orbital 3s tiene una forma similar al orbital 3p | |
| 6.- Las funciones de onda del orbital 3pz y del 4pz son iguales | |
| 7.- La Ecuación de Schrodinger se resuelve en coordenadas polares | |
| 8.- El número de nodos angulares depende del número cuántico secundario | |
| 9.- La Función de Distribución Radial (FDR) depende de n y l | |
| 10.- El orbital 4p y el 5d tienen igual número de nodos radiales | |

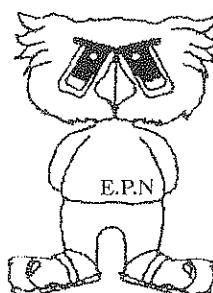


Figure 1. A schematic diagram of the experimental setup for the two-photon excitation fluorescence microscopy.

The two-photon excitation source is a pulsed Ti:S laser (Spectra-Physics, model 395) operating at 800 nm. The beam is focused by a lens (f = 100 mm) onto the sample stage. The emission light is collected by a lens (f = 100 mm) and focused onto a photomultiplier tube (PMT) (Hamamatsu, R1060).

The sample stage is a motorized stage (Prior) with a resolution of 0.1 μ m. The stage is controlled by a computer (Dell Dimension 4500) running NIH Image 1.61. The stage is positioned above the objective lens (Nikon, 100 \times , 1.3 NA) and the eyepiece lens (Nikon, 5 \times) of a fluorescence microscope (Nikon Labophot 2).

The sample is a 10 μ m thick section of rat brain tissue. The section is placed on a glass slide and covered with a coverslip. The sample is imaged at a rate of 1 frame per second. The image is processed by NIH Image 1.61 to obtain the fluorescence intensity.

2.2. Two-photon excitation fluorescence microscopy

The two-photon excitation fluorescence microscopy is performed using a pulsed Ti:S laser (Spectra-Physics, model 395) operating at 800 nm. The beam is focused by a lens (f = 100 mm) onto the sample stage. The emission light is collected by a lens (f = 100 mm) and focused onto a photomultiplier tube (PMT) (Hamamatsu, R1060).

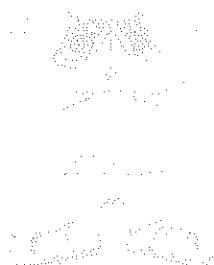
The sample stage is a motorized stage (Prior) with a resolution of 0.1 μ m. The stage is controlled by a computer (Dell Dimension 4500) running NIH Image 1.61. The stage is positioned above the objective lens (Nikon, 100 \times , 1.3 NA) and the eyepiece lens (Nikon, 5 \times) of a fluorescence microscope (Nikon Labophot 2).

The sample is a 10 μ m thick section of rat brain tissue. The section is placed on a glass slide and covered with a coverslip. The sample is imaged at a rate of 1 frame per second. The image is processed by NIH Image 1.61 to obtain the fluorescence intensity.

The two-photon excitation fluorescence microscopy is performed using a pulsed Ti:S laser (Spectra-Physics, model 395) operating at 800 nm. The beam is focused by a lens (f = 100 mm) onto the sample stage. The emission light is collected by a lens (f = 100 mm) and focused onto a photomultiplier tube (PMT) (Hamamatsu, R1060).

The sample stage is a motorized stage (Prior) with a resolution of 0.1 μ m. The stage is controlled by a computer (Dell Dimension 4500) running NIH Image 1.61. The stage is positioned above the objective lens (Nikon, 100 \times , 1.3 NA) and the eyepiece lens (Nikon, 5 \times) of a fluorescence microscope (Nikon Labophot 2).

The sample is a 10 μ m thick section of rat brain tissue. The section is placed on a glass slide and covered with a coverslip. The sample is imaged at a rate of 1 frame per second. The image is processed by NIH Image 1.61 to obtain the fluorescence intensity.



CAPITULO 3

- 1.- El elemento A pertenece al 4º período, familia 1A; mientras que el elemento B tiene una configuración electrónica terminada en $4p^5$; entonces:
a) A y B son buenos conductores; b) Los dos tienen afinidades electrónicas negativas; c) A y B formarán un compuesto iónico; d) A^+ y B^- son isoelectrónicos; e) N.R.
- 2.- Escribir la configuración electrónica de los siguientes iones, y ordenarlos de menor a mayor radio iónico. $19K^+$ $17Cl^-$ $15P^{3-}$ $20Ca^{+2}$
- 3.- Ordenar los siguientes elementos según su electronegatividad creciente; e indicar los estados de oxidación más comunes de cada uno $9F$ $31Ga$ $13Al$ $55Cs$
- 4.- El estado cuántico del último electrón del elemento X es $4\ 3\ 3\ 1/2$ entonces:
a) X está en el 4º periodo; b) X tiene 63 electrones ; c) Es un no metal; d) El ión X^{+3} tiene 4 electrones desapareados ; e) N.R.
- 5.- Pasa el elemento de número atómico 101 determinar si:
a) Su configuración electrónica termina en f^{10} ; b) Es un lantánido; c) Es un metal; d) Tiene orbitales a medio llenar; e) N.R.
- 6.- Si el elemento A pertenece al período del Magnesio y tiene un estado de oxidación de -1, entonces:
a) tiene mayor radio que el Argón; b) con el sodio forma un compuesto covalente; c) con el oxígeno forma un óxido básico; d) con el hidrógeno forma un ácido hidrácido; e) N.R.
- 7.- El elemento A es el de menor carácter metálico del 2º período. Los números cuánticos del último electrón de B son $3\ 0\ 0\ 1/2$. La carga nuclear del elemento C es $2,72 \times 10^{-18}$ Coulombs. ($e=1.6 \times 10^{-19}$ coulombs).
a) Ubicar e identificar a los elementos A, B, C; b) Cuál es el de mayor Energía de ionización; c) Ordenarlos de menor a mayor radio atómico, y de mayor a menor electronegatividad.; d) Cuál es el de menor afinidad electrónica?; e) Señalar un estado de oxidación para cada elemento.
- 8.- La carga del ión X^{-2} es $8,64 \times 10^{-18}$ C (coulombs). Determinar el Z del elemento X y los números cuánticos del último electrón del átomo.
- 9.- Al desarrollar el diagrama de órbital del Rb (z=37) se tienen:
a) 9 electrones con $l=0$ (subniveles s); b) 17 electrones con spin +1/2; c) 17 electrones con $m=0$; d) 8 electrones con $m=-1$; e) N.R.

10.- Ordenar las siguientes especies químicas de mayor a menor paramagnetismo.
Determinar el número de electrones no apareados que aparecen en su configuración electrónica): Ag^+ Pb^+ Cr Fe^{++} Cr^{3+} S^- Ca^{++} I^- Zn^{++}

11.- Escribir los 4 números cuánticos del último electrón de cada subnivel para el elemento Ar de Z=18

12.- Los números cuánticos del último electrón del elemento A son 3, 1, -1, -1/2; entonces el elemento A:

- a)** tiene menor energía de ionización que el fósforo;
- b)** conduce la corriente eléctrica;
- c)** es el más electronegativo del período;
- d)** con el oxígeno forma anhidridos;
- e)** N.R.

13.- Al comparar las afinidades electrónicas del Cl y Be:

- a)** La 1º es negativa y la 2º es positiva;
- b)** El Cl tiene la máxima Afinidad electrónica;
- c)** El Cl libera energía al recibir un electrón;
- d)** El Be^+ es muy inestable;
- e)** N.R.

14.- El elemento A tiene una configuración que termina en $4s^2\ 3d^5$; y el último electrón del elemento B tiene como números cuánticos 4, 1, 1, 1/2; entonces:

- a)** A tiene mayor Z que B;
- b)** B tiene más electrones desapareados que A;
- c)** B tiene 33 electrones;
- d)** A tiene 25 protones;
- e)** N.R.

15.- El penúltimo electrón de cierto elemento químico tiene números cuánticos 3, 1, 1, 1/2, por lo tanto:

- a)** El número de protones es 15;
- b)** Tiene 2 electrones desapareados;
- c)** Posee 9 orbitales en total;
- d)** Tiene 4 electrones en la capa de valencia;
- e)** N.R.

16.- La electronegatividad de un elemento químico:

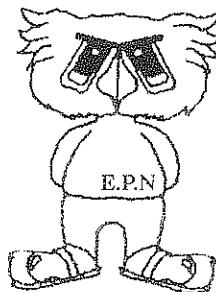
- a)** Puede ser positiva o negativa;
- b)** Es exactamente igual al promedio entre su Energía de ionización y su Afinidad Electrónica;
- c)** Puede ser primaria, secundaria, etc.;
- d)** Es un valor aproximado que se mide en KJ/mol;
- e)** N.R.

17.- Si el elemento A pertenece al período del magnesio y tiene un estado de oxidación de -1, entonces:

- a)** Tiene mayor radio que el Argón;
- b)** con el sodio forma un compuesto covalente;
- c)** con el oxígeno forma un óxido básico;
- d)** con el hidrógeno forma un ácido hidrácido;
- e)** N.R.

Escriba V (verdadero) o F (falso) según corresponda

- 1.- El número del periodo coincide con los valores permitidos de n
2.- El orden de llenado señala el número de elementos en cada período.
3.- El Ce, Fe, U, son elementos de transición interna (bloque f).
4.- La capa de valencia indica el grupo del elemento.
5.- Los elementos H, He, Ne son gases nobles.
6.- El Cs, I, Po, B son elementos de las familias A o principales.
7.- El Li tiene la menor Energía de ionización de su período.
8.- El Ca^{++} es más pequeño que el Ca^+
9.- El Cl es el elemento más electronegativo del 3º período.
10.- Todos los elementos del grupo 4A son semiconductores.



CAPITULO 4

- 1.- Escribir las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos: NH_4HCO_3 (bicarbonato de amonio) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ (dimetil eter) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol) $\text{H}_2\text{As}_2\text{O}_5^-$ (piroarsenito diácido)
- 2.- Considerando los compuestos CaS , BaO , KI , Cl_2O , CCl_4 se tiene que:
a) todos son iónicos; **b)** El KI es soluble en agua; **c)** El CaS sólido conduce la corriente eléctrica; **d)** El Cl_2O es un compuesto covalente; **e)** N.R.
- 3.- Al considerar el ciclo de Born - Haber del NaCl :
a) La Energía de ionización del Na es negativa; **b)** Se debe tomar en cuenta la energía de disolución del Cl_2 ; **c)** La afinidad electrónica del Cl y la Energía reticular son valores negativos; **d)** La entalpía de formación del compuesto es positiva; **e)** N.R.
- 4.- Dados los compuestos HF , NaCl , N_2 , Cl_2 se tiene que:
a) El NaCl es iónico y los demás son covalentes; **b)** El N_2 y el HF son covalentes polares; **c)** El Cl_2 y el N_2 tienen enlaces covalentes múltiples; **d)** El N_2 y el Cl_2 son covalentes no polares; **e)** N.R.
- 5.- A partir de las estructuras de Lewis, determinar la geometría electrónica y la geometría molecular de CBr_4 , CH_3Cl , H_2S . Ordenarlos de menor a mayor polaridad.
- 6.- Según la teoría de la repulsión, al comparar el PH_3 y el XeCl_2 , se establece que:
a) tiene igual geometría electrónica; **b)** los ángulos de enlace pueden ser 107° y 180° respectivamente; **c)** la geometría molecular del primero es tetraédrica y la del segundo es lineal; **d)** el momento dipolar del PH_3 es menor al del XeCl_2 ; **e)** N.R. (Dibujar las geometrías e indicar todos los dipolos en cada especie)
- 7.- El compuesto orgánico Cianuro de Metilo ($\text{C}_2\text{H}_3\text{N}$) tiene un enlace triple; entonces:
a) Hay 7 enlaces totales en su estructura de Lewis; **b)** Es una molécula polar; **c)** Hay 1 par de electrones solitarios; **d)** Uno de los carbonos presenta una hibridación tipo sp^2 ; **e)** N.R.
- 8.- El P en algunos compuestos covalentes, según la Teoría del enlace de valencia presenta orbitales híbridos sp^3d . Por qué? Justifique dicha formación en el PCl_5 . El número atómico del P es 15 y del Cl es 17.

- 9.- Al comparar el H_2S , PH_3 ; SiH_4 se tiene:
- a) igual geometría electrónica; b) Que el átomo central de cada compuesto posee electrones solitarios; c) Que los 3 compuestos son polares; d) Que sus moléculas son tetraédricas; e) N.R.
- 10.- Desarrollar las estructuras de Lewis y las geometrías electrónica y molecular de las siguientes especies: a) Ácido Acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$); b) BO_3^{3-} ; c) IBr_2
- 11.- Dibujar las siguientes moléculas según la teoría de enlace de valencia (TEV) y ordenarlas de mayor a menor polaridad. NH_3 , Cl_4 , CH_3Br , HF
- 12.- Señalar claramente los momentos de enlace, e indicar en que casos su sumatoria es cero (momento dipolar $\mu=0$): a) H_2O ; b) CCl_4 ; c) SF_4 ; d) Bl_3 .
- 13.- En la teoría de la repulsión de los pares electrónicos del nivel de valencia (TRPENV) se considera que:
- a) Los orbitales atómicos se mezclan para formar orbitales híbridos; b) Los pares estereoactivos que rodean al átomo central están lo más cercanos posible; c) Un enlace triple es igual que uno simple; d) La superposición de orbitales determina la geometría molecular; e) N.R.
- 14.- El aldehído etílico ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$) es una molécula que presenta:
- a) Ángulos de enlace de $109,4^\circ$ y 120° ; b) 6 enlaces tipo σ y 2 enlaces tipo π ; c) únicamente híbridos sp^2 ; d) 5 enlaces tipo σ y 1 enlace tipo π ; e) N.R.

Señalar V (verdadero) o F (falso) según corresponda:

- 1) Los compuestos covalentes generalmente son sólidos.
- 2) En las sales Haloideas existe enlace iónico.
- 3) El enlace covalente polar se asemeja al enlace iónico.
- 4) La TEV y la TRPENV dan resultado similares de geometría molecular.
- 5) En la molécula del H_2O existen híbridos sp^3
- 6) En el CO_2 existen 4 enlaces tipo σ
- 7) En el H_2O_2 los átomos de oxígeno se unen entre sí.
- 8) La molécula SF_6 es no polar ya que $\Sigma_{\text{ME}} \neq 0$
- 9) El PCl_5 no cumple la regla del octeto.
- 10) El orbital molecular es igual que un orbital híbrido.

CAPITULO 5

1.- Si M es un metal, m es un no metal, O oxígeno, H hidrógeno, identifique a que función química corresponde cada una de las siguientes estructuras:

Estructura Función química o tipo de compuesto

MHm

MOH

Mm

HmO

MmO

2.- Nombrar o formular los siguientes compuestos:

1) Fosfato de Amonio

6) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$

2) Zincato de Sodio

7) SrHPO_3

3) Anhídrido nítrico

8) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4$

4) Trisulfuro de Arsénico

9) Cl_2O_7

5) Acido hipobromoso

10) NaAlO_2

3.- Nombrar o formular:

1) Acido crómico

6) H_2PO_2^-

2) Yoduro de Amonio

7) CdClClO_3

3) Ortosilicato de potasio

8) $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$

4) Permanganato de litio

9) FeOHIO_2

5) Etanol

10) K_3N

4.- En cuál de los siguientes compuestos tiene el no metal el mayor estado de oxidación:

a) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; b) K_2MnO_4 ; c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; d) NaClO_4 ; e) N_2O_5

5.- Ponga una A (Ácido) B (Base) o S(sal) junto a cada compuesto, según corresponda:

1) H_2S

6) H_3PO_4

11) LiH

2) IOH

7) $\text{Al}(\text{OH})_3$

12) HF

3) KOH

8) $\text{B}(\text{OH})_3$

13) H_2Cd

4) CH_4

9) H_3PO_3

14) CCl_4

5) HI

10) Na_2CO_3

15) Na_2Te

6.- Nombrar o formular:

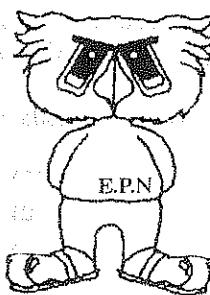
- | | |
|------------------|--------------------------|
| 1) C_2H_5OH | 6) Subclorito de Bario |
| 2) CH_3-O-CH_3 | 7) Metafosfito de Amonio |
| 3) $CaHSbO_4$ | 8) Acido Metanoico |
| 4) $FeClONO_2$ | 9) Bicarbonato Cobaltoso |
| 5) CH_3CHO | 10) Hidróxido cúprico |

7.- Al comparar el Acido Sulfúrico; Acido clorhídrico, Hidruro de Sodio:

- a) El H tiene igual estado de oxidación en los 3 compuestos; b) En todos hay H y un no metal; c) Los no metales tienen carga negativa; d) Todos los compuestos son líquidos; e) N.R.

Ponga V(verdadero) o F(falso) según corresponda:

- | | |
|--|-------|
| 1) Todos los ácidos contienen H y O | |
| 2) Existen más de 10 compuestos especiales | |
| 3) El Mn tiene 2 estados de oxidación +2 y +3 | |
| 4) En las sales haloideas el no metal actúa con su menor estado de oxidación | |
| 5) En los anhídridos el no metal tiene carga positiva | |
| 6) Los Acidos oxácidos contienen un metal, H y O | |
| 7) Los hidróxidos están formados por un metal, H y O | |
| 8) En el Tetrationato de sodio el S tiene estado de oxidación fraccionario | |
| 9) Las sales ácidas contienen al grupo OH ⁻ | |
| 10) Los óxidos ácidos al reaccionar con agua forman ácidos oxácidos | |



CAPITULO 6

1.- Con el Azufre contenido en 20g de SO₃ se pueden formar:

- a) 0,245 moles de H₂SO₄; b) 20 g. de ácido sulfúrico; c) 1,505x10²³ moléculas de ácido sulfúrico; d) 24,5 g. de dicho Ácido; e) N.R.

2.- Cuántos litros de H₂ medidos en C.N. se obtienen cuando 50g. de Zn reaccionan con 35g. de HCl. Cuántas moléculas de ZnCl₂ se formarán en esta reacción química?

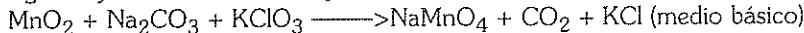
3.- Si 10 g. de H₂SO₄ reaccionan con 7,4 g. de Ca(OH)₂:

- a) Se forman 17,4 g. de CaSO₄; b) El reactivo limitante es el Ácido; c) La cantidad de H₂O formada depende del hidróxido; d) Se forman 3,6 g. de H₂O; e) N.R.

4.- Si 3,4 g. de Acido Sulfúrico reaccionan con 8 g. de hidróxido de calcio y se obtienen 7g. de Sulfuro de Calcio: Ca=40 S=32

- a) El reactivo limitante es el hidróxido; b) Se formarán 3,6 g. de H₂O; c) El rendimiento es del 96%; d) N.R.

5.- Igualar y señalar el oxidante y reductor:



6.- 4g. de una aleación MgAl reaccionan con un exceso de Acido Clorhídrico y se desprenden 4,7 litros de H₂ (gas) medido en condiciones normales. Calcular la composición porcentual de la aleación. Mg=24,3 H=1 Cl=35,5

7.- Al calentar 15 g. de un carbonato de magnesio del 80% de pureza, se desprenden 1,12 litros de CO₂ medidos en C.N. Calcular el rendimiento de la reacción.

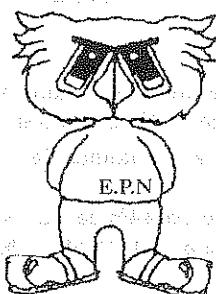
$$\text{Mg}=24,3 \quad \text{C}=12 \quad \text{O}=16$$

8.- Al combustionar 7,61 g. de un ácido orgánico de peso molecular 46 se obtienen 7,28 g. de CO₂ y 2,98 g. de H₂O. Encontrar la formula molecular del Ácido y el número de: átomos - gramo de C y átomos de H que existen en la muestra de Ácido.

10.- El Sulfato de cobre contiene 66,44% de Cu. Si el peso equivalente de azufre es 16, el peso equivalente del Cu sería : a) 24,56 b) 10,63 c) 31,75 d) 66,44 e) N.R.

Ponga V(verdadero) o F(falso) según corresponda

- 1.- Si un metal reacciona con un exceso de ácido, el RL es el ácido
2.- La pureza de un mineral altera la cantidad de producto obtenido
3.- En una reacción gaseosa se utilizan relaciones volumétricas
4.- Todos los reaccionantes se consumen por completo
5.- La composición porcentual permite calcular la Fórmula Empírica
6.- Los pesos de productos obtenidos no dependen del R.L.
7.- El HCl al reaccionar con NaOH forma el clorato de sodio
8.- La Reacción del Zn con HCl para desprender H_2 es de óxido-reducción
9.- La neutralización entre Ácido Nítrico e Hidróxido de Potasio es Redox
10.- Si el rendimiento es 50% se obtiene la mitad del producto calculado



APENDICE

A

BREVE HISTORIA DE LA QUÍMICA

En el oscuro interior de un viejo laboratorio, lleno de hornos, alambiques, crisoles, y recipientes; a ratos silencioso o emitiendo gruñidos permanece un hombre viejo en el acto de endurar dos mil huevos de gallina en descomunales recipientes de agua hirviendo.

Cuidadosamente remueve la cáscara de los huevos las recoge en un gran montón y los calienta con una llama suave hasta que se tornan blancos como la nieve. Mientras tanto su colaborador separa las claras de las yemas, y a éstas las mezcla con estiércol de caballos blancos. Por ocho largos años los extraños productos son destilados y redestilados para la extracción de un misterioso líquido blanco y un aceite rojo.

Con estos potentes solventes universales los dos alquimistas esperan hacer la "piedra filosofal". El último día de la comprobación final ha llegado. Otra vez el suspenso emocionante, y otra vez el fracaso. Su piedra no convierte a un simple metal en el evasivo oro.

Así trabajaba BERNARD TREVISAN nacido en 1406 en una distinguida familia de Padua (Italia), él había creído en los relatos de su abuelo sobre la gran búsqueda de los alquimistas. Pese a los fracasos previos, pensaba que el éxito le sonreiría. Sin embargo luego de instalar otros "laboratorios" y emprender nuevos procedimientos no consiguió sino terminar su fortuna y su vida en ésta tarea.

La mayoría de alquimistas y médicos, habiendo fracasado en su búsqueda de la piedra filosofal, se dedicaron apasionadamente a buscar una medicina universal, una panacea para todas las enfermedades del hombre: el elixir vital que puede retardar la vejez, renovar la juventud y prolongar la vida humana.

En éste ambiente nació en 1493 PARACELSO en una región de Suiza, fue hijo de un médico y profesor de Alquimia. Estudió medicina y viajó por muchos países estudiando e investigando ciertas enfermedades de los mineros.

Afirmaba que los viajes le permitieron desarrollarse y que un médico debe ser un alquimista que pueda ver la madre tierra donde crecen los minerales, que los cambios que tienen lugar en el cuerpo son químicos, y las enfermedades deben ser tratadas por medios químicos.

Paracelso proclamó la necesidad de la experimentación y luchó contra dogmas médicos que esclavizaban la mente del hombre.

Pero fue perseguido y murió a los 48 años sin que se le haya reconocido como un benefactor de la humanidad, su principal mérito fue el de impulsar el estudio de la química (Iatroquímica) para la curación de las enfermedades del cuerpo.

Más de un siglo después, el mundo sigue buscando oro, las guerras han consumido los tesoros de la Realeza Europea. Un químico ambicioso, médico, economista e inventor propone a un príncipe hacer oro a partir de las buenas arenas holandesas. JOHN BECHER fabricaría oro no como los alquimistas con fórmulas misteriosas sino con un método químico sencillo que no fallaría.

Necesita cientos de libras de plata para transformar cientos de toneladas de arena en montañas de brillante oro.

Aunque cierta comisión atestiguó el éxito inicial de sus trabajos, Becher tuvo que abandonar su gran tarea y que no pudo obtener oro, y luego de refugiarse en Inglaterra, se dedicó a estudiar el extraño fenómeno llamado fuego. Fue el primero en enunciar una teoría pseudo-científica de la naturaleza del fuego.

La teoría del flogisto (calor) que si bien era simple y fácil de entender y aplicar por lo que dominó todo el pensamiento químico; no fue sino una cortina de humo frente al progreso de la Química y un error que impidió su desarrollo.

Becher publicó los libros la "Física Subterránea", "El método didáctico" y viajó muchísimo por casi todos los países Europeos conociendo a científicos y filósofos. Su única contribución a la Química aplicada fué su descubrimiento experimental del gas etileno preparado por la reacción del alcohol común y el ácido sulfúrico. Becher murió en la pobreza en 1.682.

Unos cien años después, un grupo de celebridades científicas de París, quemaban los escritos de Becher y sus seguidores, y la teoría del flogisto desaparecía en Francia, mientras que de sus cenizas como el ave Fénix de la mitología, surgía una nueva Química.

Esta si era ya una verdadera CIENCIA con hechos experimentales comprobados que se convirtieron en leyes y teorías con el aporte de muchos hombres empeñados en la búsqueda de la verdad; sobre todo debe mencionarse a Joseph Priestley, Robert Boyle, Henry Cavendish, Antoine

Lavoisier, John Dalton, Jacob Berzelius, Amadeo Avogadro y otros que posibilitaron que la humanidad llegue a la era de la *Energía Nuclear o Energía atómica*.

En el siglo XIX, el aparecimiento de la "Teoría atómica de Dalton" origina una serie de debates que posibilitaron la evolución de los conocimientos y aunque la mayoría pensaba que el átomo era solo un concepto útil para explicar ciertas reacciones químicas, se negaba su existencia como partícula material. Debió transcurrir un siglo para que la Teoría atómica fuera aceptada, y unos años después se llega a conocer el verdadero poder del átomo.

La era atómica nace oficialmente el 2 de Diciembre de 1.942, cuando se logra la primera reacción en cadena en una pila atómica. El 6 de Agosto de 1.945 una bomba atómica destruye Hiroshima y el mundo entero conoce el nuevo terror forjado por la ciencia.

Nunca antes en la historia de la humanidad, se había completado en tan corto tiempo una tarea gigantesca como la construcción de la bomba atómica.

Es una herencia de cerebros científicos insuperables en el análisis de la ciencia teórica, es una reserva de brillante Ingeniería y talento Industrial, una situación de vida o muerte que cuidadosamente planeada, coordinada y efectuada a un costo de 2 billones de dólares; permitió terminar con la búsqueda de la energía escondida en el corazón del átomo.

Luego de la fisión nuclear, se hizo explotar (Noviembre 1.952) la primera bomba de hidrógeno que utiliza la fusión nuclear, fenómeno éste que no deja residuos radiactivos.

Se descubrieron otros elementos químicos, se hallaron nuevas aplicaciones tecnológicas e industriales en beneficio de la humanidad, y se había superado la meta de los antiguos alquimistas.

Con éste triunfo el hombre moderno ha creado un problema para sí mismo: la supervivencia en un mundo que no puede estar dividido en dos campos hostiles y que puede terminar con toda la larga historia de avances científicos. Aunque los últimos acontecimientos mundiales, señalan la desaparición de las luchas entre comunismo y capitalismo y la presencia de una corriente ecológica a nivel mundial que trata de cuidar la naturaleza, no hay la certeza de que el hombre respete a la tierra y a todos sus habitantes.

Esperemos que no se cumpla la profecía de que "en nuestro lúgubre planeta despoblado, algunas termitas u otros insectos podrían murmurar, mientras se arrastran por la calavera del último hombre, ésta criatura no entendió el negocio de sobrevivir".

APENDICE

B

DETERMINACION DE PESOS ATOMICOS.

La teoría de Dalton pretendía en último caso encontrar los pesos atómicos de los elementos conocidos hasta entonces. Se pudo encontrar tales valores al conocer la composición de un compuesto y la relación entre el número de átomos de los elementos que forman ese compuesto.

Pesos Atómicos Relativos; son los pesos de los átomos que están en comparación o relación con el peso de otro átomo que se toma como patrón o como base para establecer una escala de pesos atómicos.

El método de Dalton para encontrar los pesos atómicos, se indica en el siguiente ejemplo:

Si el agua esta constituida por 88,9% de O, y 11,1% de H., y su fórmula según Dalton es HO, encontrar los pesos atómicos relativos del Hidrógeno y del Oxígeno.

Al asumir 100 g. de agua, tengo

$$\left\{ \begin{array}{l} 88,9 \text{ g. de O.} \\ 11,1 \text{ g. de H.} \end{array} \right.$$

Al dividir esos valores para el menor de ellos se tiene:

$$\frac{88,9 \text{ g.}}{11,1} = 8 \text{ g. de O.} \quad \frac{11,1 \text{ g.}}{11,1} = 1 \text{ g. de H}$$

El oxígeno pesa 8 veces más que el hidrógeno, y como en el agua existe un átomo de H y uno de O, entonces \Rightarrow 1 Atomo de O pesa 8 veces más que 1 Atomo de H.

Si consideramos la fórmula correcta para el agua (H_2O) entonces \Rightarrow

1 átomo de O pesa 8 veces más que 2 átomos de H, y relacionando 1 átomo de O con 1 de H tendremos que:

1 átomo de O pesa 16 veces más que 1 Atomo de H.

Si al átomo de H se le asigna un peso de 1 ($H = 1$) entonces $O = 16$

Con este procedimiento, se pudieron establecer escalas de pesos atómicos relativos una de las cuales tomaba como base al O = 100 (*ESCALA DE BERZELIUS*). Estas tablas contenían pesos atómicos incorrectos, pues al no conocer las verdaderas fórmulas de ciertos compuestos, se encontraban pesos atómicos diferentes para el mismo elemento. Esto no era lógico, pues el átomo de un elemento debe tener la misma masa o peso aunque forme distintos compuestos.

Se pudo corregir estos errores cuando los franceses Dulong y Petit encontraron una relación entre el calor específico de un elemento químico y su peso atómico.

LEY DE DULONG Y PETIT.-

En 1.810 los franceses Pierre Dulong y Alexis Petit, llegaron a establecer una relación entre el peso atómico de un elemento y su calor específico que permitió determinar los pesos atómicos aproximados de varios elementos (especialmente sólidos) cuyos pesos se desconocían hasta entonces. La expresión matemática de la ley es:

$$PA \times Cp \cong 6,3$$

PA = peso atómico expresado en gramos

Cp = calor específico [cal/g°C]

6,3 = constante [cal/°C]

De esta expresión se puede despejar un peso atómico aproximado que sería :

$$PA_{ap} = 6,3/Cp$$

En esta expresión se puede prescindir de las unidades y encontrar un peso atómico *relativo* aproximado.

PESO ATOMICO EXACTO.-

Aplicando la Ley de Dulong y Petit se puede calcular el peso atómico aproximado de un elemento, y si se conoce el peso equivalente del mismo se puede calcular una valencia aproximada con la relación:

$$\text{valencia aprox} = PA_{ap} / P. eq$$

Este valor se redondea al entero más cercano para luego encontrar el peso atómico exacto con la relación:

$$PA_{exac} = P. eq \times \text{valencia}$$

Este método se emplea en el siguiente ejemplo:

Si el calor específico de un metal es 0,216 cal/g°C, y un óxido de este metal contiene un 62,4% de metal. Calcular el peso atómico exacto del metal.

a) Con la Ley de Dulong y Petit:

$$\text{P.A. apr.} = \frac{6,3}{\text{Cp}} = \frac{6,3}{0,216} = 29,16$$

b) El peso equivalente se calcula mediante la relación:

$$37,6 \text{ g. O} \quad 62,4 \text{ g. M}$$

$$8,00 \text{ g. O} \quad X$$

$$X = \frac{8 \times 62,4}{37,6} = 13,27$$

c) Se encuentra una valencia aproximada:

$$\text{Val. aprox.} = \frac{\text{P.A. apr.}}{\text{p. eq.}} = \frac{29,16}{13,27} = 2,19$$

Este valor se redondea al entero más cercano = 2

d) Se encuentra el peso atómico exacto:

$$\text{P.A. exac} = \text{P. eq.} \times \text{valencia}$$

$$\text{P.A. exac} = 13,27 \times 2 = 26,54 \quad \text{Respuesta} = 26,54$$

METODO DE CANNIZARO

Existe un tercer método para encontrar el peso atómico de elementos gaseosos, aplicando el Principio de Avogadro y conociendo la composición porcentual de varios compuestos gaseosos que contengan a ese elemento.

Considerando que el menor peso de oxígeno contenido en un litro de sus compuestos gaseosos a 1 at. y 25°C es 0,654 g., determinar el peso relativo de N con los datos del siguiente cuadro:

Compuesto	Peso de 1 litro a 25°C y 1 at.	% de N	Peso de N
1	1,799 g	63,6	1,144 g
2	0,696 g	82,2	0,572 g
3	4,415 g	25,9	1,143 g
4	1,758 g	97,7	1,717 g
5	1,308 g	87,5	1,144 g

El peso de N se calcula multiplicando el peso de 1 litro de cada compuesto por el correspondiente porcentaje de N.

$$1,799 \text{ g} \times \frac{63,3}{100} = 1,144 \text{ g.}$$

Al completar el cuadro, se observa que el menor valor obtenido y que es *SUBMÚLTIPLO* de los otros es 0,572 (en el segundo compuesto) el cual deberá contener entonces 1 átomo de N, por cada molécula de compuesto.

Según el principio de Avogadro, *Volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas*, digamos X moléculas, por lo tanto:

X átomos de N pesan 0,572 g.

El enunciado del problema indica los mismos volúmenes a iguales T y P para el O y el N; por lo tanto:

X átomos de O pesan 0,654 g.

Relacionando estos valores se tiene:

$$\frac{x \text{ átomo de N}}{x \text{ átomo de O}} = \frac{0,572 \text{ g.}}{0,654 \text{ g.}} ; \frac{\text{N}}{\text{O}} = 0,874$$

Si al átomo de O se le asignaría un peso arbitrario, por ejemplo 16, el peso atómico de N sería:

$$\text{N} = 16 \times 0,874$$

$$\text{N} = 14$$

APENDICE

D

ORBITALES HIDROGENOIDEOS

$$p = \frac{2Zr}{na_0} \quad a_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 me^2} = 0.53 \times 10^{-8} \text{ cm} \quad p = p$$

Z es el número atómico (1 para el H)
n indica el nivel o número cuántico principal
a₀ es el radio de la primera órbita, según la teoría de Bohr

Funciones radiales R (r) .-

$$1s \quad R_{1,0}(r) = (Z/a_0)^{3/2} 2e^{-p/2}$$

$$2s \quad R_{2,0}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{2\sqrt{2}} (2-p)e^{-p/2}$$

$$2p \quad R_{2,1}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{2\sqrt{6}} pe^{-p/2}$$

$$3s \quad R_{3,0}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{9\sqrt{3}} (6-6p+p^2)e^{-p/2}$$

$$3p \quad R_{3,1}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{9\sqrt{6}} (4-p)e^{-p/2}$$

$$3d \quad R_{3,2}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{9\sqrt{30}} p^2 e^{-p/2}$$

$$4s \quad R_{4,0}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{96} (24 - 36p + 12p^2 - p^3)e^{-p/2}$$

$$4p \quad R_{4,1}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{32\sqrt{15}} (20 - 10p + p^2)p e^{-p/2}$$

$$4d \quad R_{4,2}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{96\sqrt{5}} (6 - p)p^2 e^{-p/2}$$

$$4f \quad R_{4,3}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{93\sqrt{35}} p^3 e^{-p/2}$$

$$5s \quad R_{5,0}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{300\sqrt{5}} (120 - 240p + 120p^2 - 20p^3 + p^4)e^{-p/2}$$

$$5p \quad R_{5,1}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{150\sqrt{30}} (120 - 90p + 18p^2 - p^3)p e^{-p/2}$$

$$5d \quad R_{5,2}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{150\sqrt{70}} (42 - 14p + p^2)p^2 e^{-p/2}$$

$$5f \quad R_{5,30}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{300\sqrt{70}} (8 - p)p^3 e^{-p/2}$$

$$R_{5,4}(r) = \frac{(Z/a_0)^{3/2}}{900\sqrt{70}} p e^{-p/2}$$

Funciones $\phi_{lm}(\phi)$	Funciones $\theta_{lm}(\theta)$
$\phi_0(\phi) = \frac{1}{\sqrt{2\pi}}$	orbitales s $\theta_{0,0}(\theta) = \frac{\sqrt{2}}{2}$
$\phi_1(\phi) = \frac{1}{\sqrt{\pi}} \cos \phi$	orbitales p $\theta_{1,0}(\theta) = \frac{\sqrt{6}}{2} \cos \theta$
$\phi_{-1}(\phi) = \frac{1}{\sqrt{\pi}} \sin \phi$	orbitales p $\theta_{1+1}(\theta) = \frac{\sqrt{3}}{2\pi} \sin \theta$
$\phi_2(\phi) = \frac{1}{\sqrt{\pi}} \cos \phi$	orbitales d $\theta_{2,0}(\theta) = \frac{\sqrt{10}}{4} (3 \cos^2 \theta - 1)$
$\phi_{-2}(\phi) = \frac{1}{\sqrt{\pi}} \sin \phi$	orbitales d $\theta_{2+1}(\theta) = \frac{\sqrt{15}}{2} \sin \theta \cos \theta$

Parte radial y F.D.R. para el Atomo de H

$$e = 2.7182$$

$$a_0 = 0.529 \text{ \AA}$$

$$r = 0, .1 .. 3$$

$$z = 1$$

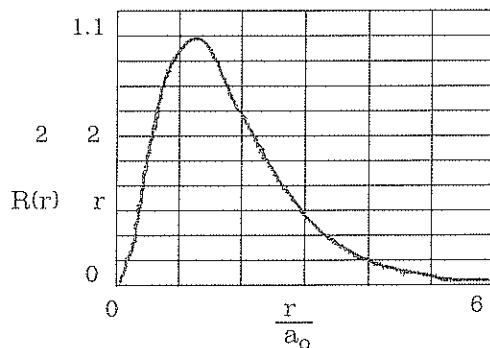
$$n = 1$$

$$\rho(r) = \frac{2 z r}{n a_0}$$

ORBITAL 1s

$$n = 1$$

$$R(r) = \left[\frac{z}{a_0} \right]^{\frac{3}{2}} 2 e^{-\frac{\rho(r)}{2}}$$

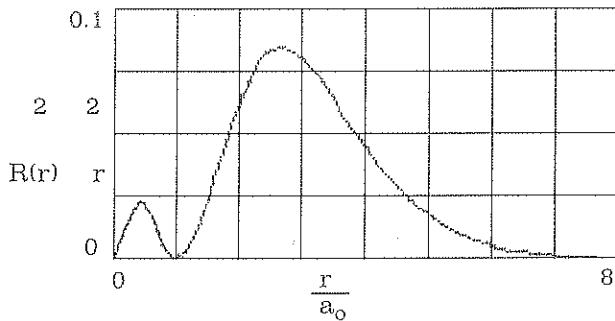


ORBITAL 2s

$$n = 2$$

$$r = 0, .1 .. 4$$

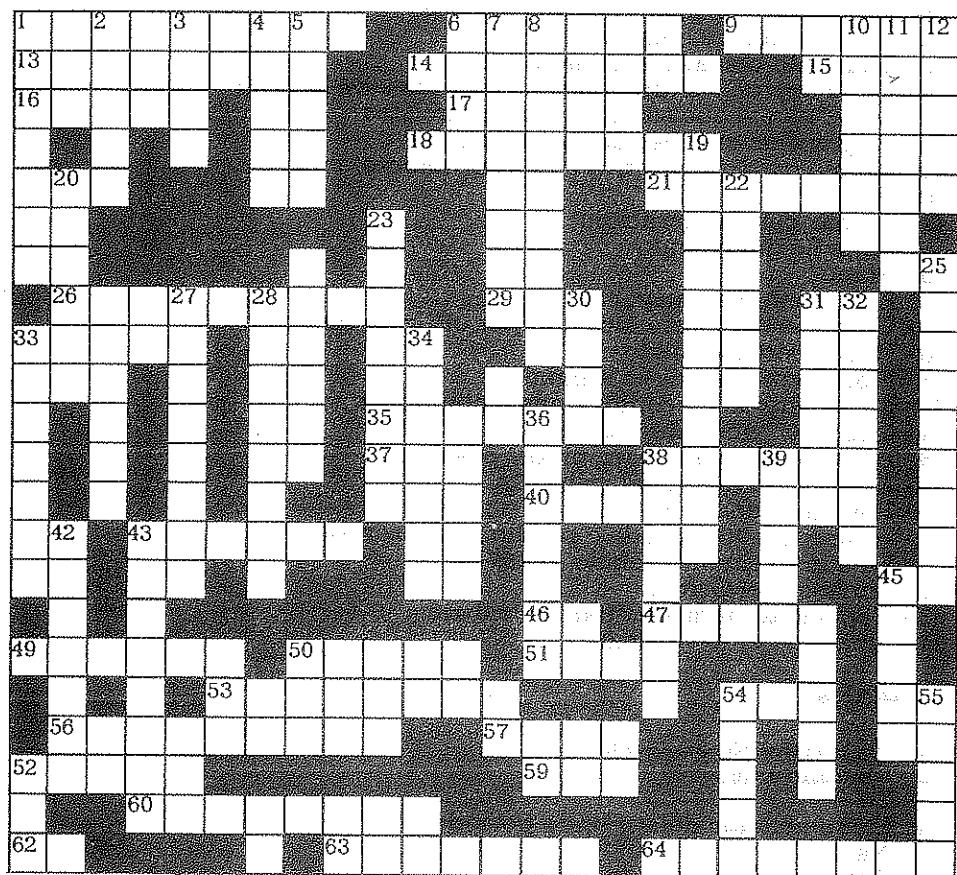
$$R(r) = \left[\frac{z}{a_0} \right]^{\frac{3}{2}} \frac{1}{2 \sqrt{2}} |2 - \rho(r)| e^{-\frac{\rho(r)}{2}}$$



APENDICE

E

CRUCIGRAMA QUIMICO N° 1



Horizontales

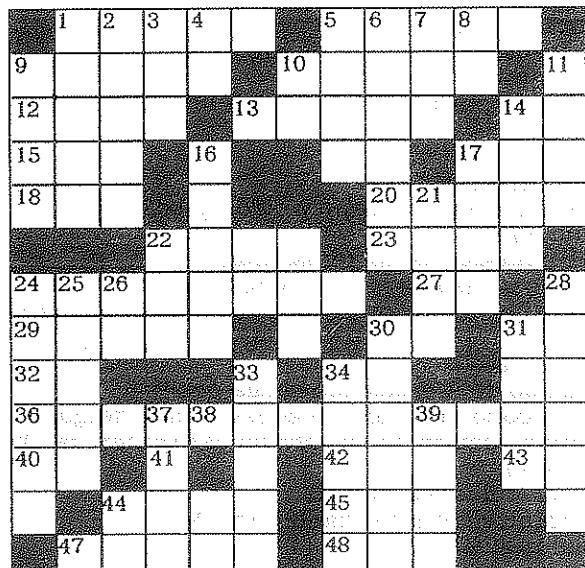
- 1.- Médico y alquimista, creador de la Iatroquímica
- 6.- Científico Inglés, autor de la primera teoría atómica
- 9.- Ley de.....(Proporciones definidas)
- 13.- Elemento de Z=95
- 14.- Explosivo a base de trinitroglicerina
- 15.- Sustancia orgánica utilizada como abono
- 16.- Revolucionario y político ruso
- 17.- Academia.....(ANAN)
- 18.- Unidades usadas para medir la cantidad de calor
- 21.- Partícula fundamental del átomo
- 26.- Compuesto formado por dos átomos
- 29.- Abreviación de segundos
- 33.- Elemento ubicado encima del Ra
- 35.- Cada una de las divisiones horizontales de la tabla
- 37.- Metal con el que soñaban los alquimistas
- 38.- Ruptura de ciertos núcleos atómicos
- 39.- Atomo cargado positiva o negativamente
- 40.- Ba
- 43.- Alabar con exageración
- 45.- Símbolo del polonio
- 46.- Plata
- 47.- El gas noble de mayor Z
- 49.- Compuesto binario formado por el I y un metal
- 50.- H₂O en estado sólido
- 51.- Fibra textil de origen animal
- 53.- Metal líquido en condiciones ambientales
- 54.- 6,02 x 10²³ unidades químicas
- 56.- Unidad empleada para medir presión
- 57.- El único no metal del grupo 3A
- 58.- Elemento de Z=76
- 59.- Atomo que ha ganado o perdido electrones
- 60.- Elemento situado debajo del 57
- 62.- Símbolo del Osmio
- 63.- Capacidad para efectuar un trabajo
- 64.- Igual que el 28 vertical

Verticales

- 1.- Pd (elemento de Z=46)
- 2.- Elemento de Z=75
- 3.- Zn
- 4.- Metal alcalino del segundo periodo
- 5.- Na
- 7.- Proceso contrario a la síntesis
- 8.- Químico francés, autor de la ley de conservación de la materia
- 10.- El último de los elementos naturales
- 11.- Elemento situado debajo del S
- 12.- Elemento de símbolo Ti

- 19.- Los grupos o familias B de la tabla
 20.- Patrón que se utiliza para medir una magnitud
 22.- Elemento de símbolo U
 23.- Atomos con igual Z, pero diferente número de masa (A)
 24.- Ni
 25.- Elemento que constituye el mayor porcentaje del aire
 27.- Unidad de masa equivalente a 1000 Kg
 28.- Partícula de la materia formada al menos por 2 átomos
 30.- Oro (en Inglés)
 31.- Compuestos formados por el O y un metal
 32.- Igual que el 11 vertical
 33.- Primer elemento de la familia 2A
 34.- Tendencia de un cuerpo a mantener su reposo
 36.- Región de probabilidad máxima para localizar 1 electrón
 38.- Separar una mezcla con un filtro
 39.- Elemento de Z=39
 42.- Relativo a las rocas
 43.- Doctrina que pretendía la transformación de metales en oro
 45.- Ag
 48.- Fibra textil artificial
 52.- El segundo gas noble
 54.- Elemento que es buen conductor del calor y la electricidad
 55.- Conjunto de todos los elementos químicos
 58.- Metal noble
 61.- Símbolo del manganeso

CRUCIGRAMA QUÍMICO N° 2



HORIZONTALES

- 1.- Electrodo o terminal positivo
- 5.- Segundo elemento del grupo 1A
- 9.- Si se trata de un solo elemento de su especie
- 10.- Dejar de existir
- 12.- Del verbo vivir
- 13.- Elemento ubicado debajo del estroncio (en la Tabla periódica)
- 14.- Símbolo del bismuto
- 17.- Lo contrario de par
- 22.- Grupo de compuestos que contienen OH
- 23.- Terminación común para los ácidos orgánicos
- 24.- Capacidad de combinación de los elementos químicos
- 29.- Que no ha recibido lesiones en un accidente
- 30.- Símbolo del lantano
- 31.- Nota musical
- 35.- Dos personas
- 36.- Estudio de las relaciones en peso, deducidas de las ecuaciones químicas.
- 40.- Voz que se utiliza para arrullar niños
- 44.- Prefijo que indica mitad
- 47.- Elemento cuyo símbolo es Ba
- 48.- Na

VERTICALES

- 1.- Atomo o grupo de átomos con carga negativa
- 2.- Capa u órbita en la que se encuentran los electrones
- 3.- Juego de la..... (programa de T.V)
- 4.- Primera nota musical
- 5 - Ave de vistosos colores (que puede hablar)
- 6.- Elemento químico de símbolo Ir
- 7.- Prefijo utilizado para señalar la presencia del azufre en funciones orgánicas
- 8.- Terminación verbal
- 9.- Fruto de la vid (en plural)
- 11.- Mezcla de nitrógeno, oxígeno y otros gases
- 14.- Dios de la bebida
- 16.- Uno de los planetas del sistema solar
- 17.- Prefijo que se utiliza para el submúltiplo 10^{-9}
- 24.- Lugar donde se siembran las plantas antes de trasplantarlas al sitio definitivo.
- 25.- Del verbo alisar
- 28.- Atomo o grupo de átomos con carga positiva
- 30.- Cualquier pedazo metálico de espesor muy delgado
- 31.- Nota obtenida cuando no se estudia el examen de Química
- 33.- Unidad de energía
- 34.- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas (en plural)
- 37.- Función orgánica caracterizada por -O-
- 39.- Nombre del radical $C_2H_5^-$

APENDICE

F

PRUEBA DE DIAGNOSTICO PROUESTA POR EL AREA DE QUIMICA

NOMBRE: _____ EDAD: _____
SEXO: M() F() NACIONALIDAD: _____
ESTADO CIVIL: _____
COLEGIO DEL QUE PROVIENE: _____
FISCAL() MUNICIPAL() FISCO-MISIONAL() PARTICULAR()
PROVINCIA: _____ CANTON: _____
AÑO EN QUE EGRESO: _____ ESPECIALIZACION QUE TERMINO: _____
HORAS POR SEMANA QUE RECIBIO QUIMICA:
CUARTO CURSO: _____ QUINTO CURSO: _____ SEXTO CURSO: _____
PROVINCIA: _____ CANTON: _____

INSTRUCCIONES

- Señale la respuesta correcta mediante una X sobre el literal correspondiente.
- En las preguntas de Verdadero (V) y Falso (F) señale con una X en el espacio correspondiente.
- Las presuntas de Verdadero (V) y Falso (F) tienen el 50% de valor de las de opción múltiple.
- Duración máxima de la prueba: dos horas.

CUESTIONARIO:

- 1.- *La química se encarga del estudio de:* a) el movimiento de los cuerpos; b) los cambios de estado de las sustancias; c) las reacciones reversibles; d) ninguna respuesta.
- 2.- *Son procesos químicos:* a) la evaporación de una solución acuosa de cloruro de sodio; b) La evaporación del hielo; c) la oxidación del hierro; d) La licuefacción del metano; e) ninguna respuesta.

- 3.- *La sal presente en el agua de mar puede separarse por:* a) evaporación; b) decantación; c) tamización; d) filtración; e) ninguna respuesta.
- 4.- *Los isótopos son átomos:* a) de diferentes elementos de igual número de masa; b) de un mismo elemento de igual número de masa; c) de un mismo elemento con igual número atómico y diferente número de masa; d) ninguna respuesta.
- 5.- *Número atómico es:* a) igual para todos los elementos químicos; b) el número de protones que posee el núcleo atómico; c) el número de átomos que tiene cierta masa de un elemento; d) el número de electrones que posee el átomo; e) ninguna respuesta.
- 6.- *La unidad de masa atómica (u.m.a.) se define:* a) asumiendo que el átomo-gramo es el peso atómico de un elemento en gramos; b) el inverso de 22,4 litros/mol; c) tomando como base la masa del isótopo del carbono 12; d) ninguna respuesta.
- 7.- *La composición porcentual en peso del agua es:* 11,1% de hidrógeno y 88,9% de oxígeno. Si se combinan 100 gramos de hidrógeno con 100 gramos de oxígeno, se formaran de agua: a) 200 gramos; b) más de 200 gramos; c) menos de 200 gramos.
- 8.- *Una masa de 32 gramos de oxígeno corresponde:* a) una molécula de oxígeno; b) 2 pesos equivalentes; c) 4 pesos equivalentes; d) ninguna respuesta.
- 9.- *El Número de Avogadro es:* a) 22,4; b) $1,661 \times 10^{-24}$; c) $6,022 \times 10^{23}$; d) ninguna respuesta.
- 10.- *La luz está formada por:* a) ondas que pueden desplazarse aún en el vacío; b) partículas que viajan a diferentes velocidades; c) radiaciones electromagnéticas que tienen similar frecuencia; d) ninguna respuesta.

RESPONDA V (VERDADERO) O F (FALSO) SEGUN CORRESPONDA

- 11.- El Principio de Avogadro establece que: "volumenes iguales de diferentes gases medidos a iguales condiciones de presión y temperaturas contienen el mismo número de moléculas". V.... F....
- 12.- La Teoría Atómica de Dalton considera que todas las sustancias están formadas por partículas materiales indivisibles. V.... F....

- 13.- La teoría de Bohr explica satisfactoriamente el espectro atómico del hidrógeno. V... F....
- 14.- Los rayos catódicos son de carga positiva. V... F....
- 15.- El número cuántico magnético toma valores de 1 a 7. V... F....
- 16.- El spín toma valores $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. V... F....
- 17.- El electrón tiene una longitud de onda asociada a su movimiento según la ecuación $\lambda = h/mv$. V... F....
- 18.- En el experimento de Rutherford se descubrieron los neutrones. V... F....
- 19.- En el modelo mecano-cuántico del átomo se establece la existencia de regiones de máxima probabilidad electrónica. V... F....
- 20.- En la tabla periódica moderna los elementos químicos se ubican según: a) el orden en que fueron descubiertos; b) el peso atómico creciente y el tamaño; c) el número atómico creciente y la configuración electrónica externa; d) ninguna respuesta.
- 21.- La tabla periódica moderna consta de: a) 92 elementos y 5 bloques; b) 7 períodos y 16 grupos; c) 10 familias B y 4 bloques; d) ninguna respuesta.
- 22.- Dos elementos situados en un mismo grupo poseen: a) el mismo número de niveles; b) igual tamaño atómico; c) igual número de electrones externos; d) ninguna respuesta.
- 23.- El elemento de configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ pertenece al grupo IVA. V... F....
- 24.- Propiedad periódica de un elemento químico es aquella que está en continuo aumento o disminución al incrementarse el número atómico. V... F....
- 25.- Los metales tienen dificultad de perder electrones. V... F....
- 26.- La Energía de ionización es una medida de la facilidad de arrancar un electrón del átomo en estado gaseoso. V... F....
- 27.- Un no metal presenta un solo estado de oxidación. V... F....
- 28.- Un ión con carga +2 ganó 2 electrones. V... F....
- 29.- Enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos en una molécula. V... F....

- 30.- El enlace covalente se caracteriza por la transferencia de electrones. V... F....
- 31.- En la molécula de oxígeno (O_2) se comparten electrones. V... F....
- 32.- En el compuesto NaCl existe enlace iónico. V... F....
- 33.- Al desarrollar las estructuras de Lewis: a) se utilizan los electrones de la capa de valencia; b) se establece ya la geometría molecular del compuesto; c) se pueden utilizar los elementos de transición (bloque d); d) ninguna respuesta.
- 34.- Los símbolos Cd, Cu, Co, Ca, corresponden respectivamente al: a) Calcio, Cobalto, Cadmio, Carbono; b) Cadmio, Cobre, Cobalto, Carbono; c) Cadmio, Cobre, Cobalto, Calcio; d) ninguna respuesta.
- 35.- Las fórmulas del agua oxigenada, ácido nítrico y ácido sulfídrico son respectivamente: a) H_2O , HNO_2 , H_2S ; b) H_2O_2 , HNO_2 , H_2SO_4 ; c) H_2O_2 , HNO_3 , H_2S ; d) ninguna respuesta.
- 36.- Las fórmulas $NaHCO_3$ y KOH corresponden respectivamente a los compuestos: a) Carbonato de sodio e hidruro de potasio; b) Carburo de sodio e hidróxido de potasio; c) bicarbonato de sodio e hidróxido de potasio; d) ninguna respuesta.
- 37.- En el sulfito de sodio (Na_2SO_3) se tiene que: a) el estado de oxidación del oxígeno es -1; b) el Na presenta un estado de oxidación igual a cero; c) el S funciona con un estado de oxidación -2; d) ninguna respuesta.

APENDICE

G

RESPUESTAS A EJERCICIOS PROPUESTOS Y CLASES PRACTICAS

PROBLEMAS SOBRE LEYES PONDERALES

- | | |
|------------------------------------|-----------------------------|
| 1.- a) 26,66 g; b) 93,33 g | 5.- 90,39 g |
| 13.- 9000 cm^3 | 15.- $1,51 \times 10^{-23}$ |
| 18.- $1,099 \times 10^{24}$ átomos | 20.- 123,2 g. |
| 29.- 43,68% A; 56,31% B | 32.- e, c, b, d, a |

CLASE PRACTICA N°. 1

- | | | | | | | | | |
|----------|--|------------------------------|--|------------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------|
| A) 1.- F | 2.- F | 3.- F | 4.- F | 5.- V | 6.- V | | | |
| 7.- B | 8.- F | 9.- V | 10.- V | | | | | |
| B) | a) mezcla | b) sustancia pura, compuesto | c) mezcla | d) sustancia pura, compuesto | e) sustancia pura, compuest | f) sustancia pura, elemento | g) sustancia pura, elemento | h) mezcla |
| C) | 1.- 2,625 g., y 58,33% | 2.- 3,9 litros | | | | | | |
| D) | 3.- 0,74 lbs. | 5.- 6 g. | | | | | | |
| | 6.- a) $3,01 \times 10^{23}$ moléculas | b) 0,5 moles | c) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno | d) 0,5 at-g | | | | |

CLASE PRACTICA N°. 2

- | | | | | | |
|----------|---------|---------|----------|-------|-------|
| A) 1.- A | 2.- C | 3.- A,B | 4.- C | 5.- A | 6.- C |
| 7.- C | 8.- A,B | 9.- A | 10.- A,B | | |

C) 1.- c,d 2.- e 3.- b 4.- d 5.- b

CLASE PRACTICA N°. 3

B) 1.- e 2.- a,c,d 3.- c,d 4.- c 5.- c 6.- a,c,d
7.- a,c

PROBLEMAS SOBRE ESTRUCTURA ATOMICA

- 1.- 40,9 kcal/mol y 71,1 kcal/mol 3.- 1.222 Å ; 4,77 Å
4.- 4 a 2; 4 a 1 5.- 0,53 Å 6.- 4,889 Å
10.- 4860 Å; 4.100 Å 12.- a) 0,176 Å b) $-19,53 \times 10^{-11}$ erg
21.- 40,9 Å 22.- 6, 4, 7, 9, -, 8, 3, 2, 5, 1, 10, -
23.- 1.- F 2.- F 3.- F 4.- V 5.- F 6.- F
7.- F 8.- V 9.- F 10.- F

CLASE PRACTICA N°. 4

1.- d 2.- b,d 3.- c 4.- c 5.- d 6.- a

CLASE PRACTICA N°. 5

- 1.- F 2.- F 3.- F 4.- V 5.- V 6.- V
7.- V 8.- F 9.- F 10.- V
8.- $2,26 \times 10^{19}$ cuantos

CLASE PRACTICA N°. 6

1.- b 2.- c 3.- a,c 4.- d 5.- c 6.- c
7.- c 8.- c 9.- a,b,c

CLASE PRACTICA N°. 7

- | | | | | | |
|-----------|---------|-------|---------|-------|---------|
| A) 1.- V | 2.- F | 3.- V | 4.- V | 5.- F | 6.- F |
| 7.- V | 8.- V | 9.- F | 10.- V | | |
| 1.- b,c,d | 2.- b,c | 3.- d | 4.- a,c | 5.- b | 6.- b,c |
| 7.- b | | | | | |

PROBLEMAS TIPO EXAMEN

- | | | | | | |
|---------|------------|---------------|-----------|--------|--------|
| 1.- b,d | 2.- d | 3.- b,c | 4.- b | 5.- b | 6.- b |
| 7.- c | 8.- 90,87% | 9.- 5,9% de H | | 10.- c | 11.- c |
| 12.- d | 13.- c | 14.- a | 15.- d | 16.- d | 17.- d |
| 18.- b | 19.- c,d | 20.- a | 21.- c | 22.- d | 23.- d |
| 24.- b | 25.- d | 26.- b | 27.- d | 28.- ? | 29.- d |
| 30.- c | 31.- d | 32.- c | 33.- c | 34.- b | 35.- c |
| 36.- c | 37.- ? | 38.- ? | 39.- c, d | 40.- a | 41.- c |
| 42.- d | 43.- d | 44.- b,c | 45.- b | | |

PROBLEMAS SOBRE TABLA PERIODICA

- 2.- 5, 2, -2, 1/2 3.- $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$
 4.- bloque = p; periodo = 2; grupo = 6A
 5.- bloque = d grupo = 6B
 11.- Z = 45

- B) 1.- c 2.- b 3.- d 4.- c

CLASE PRACTICA N°. 8

- | | | | | | |
|-----------|--------|-------|---------|---------|---------|
| C) 1.- c | 2.- d | 3.- e | 4.- a,c | 5.- b,c | 6.- b,c |
| 7.- b,c,d | 8.- e | 9.- c | 10.- c | 11.- b | 12.- c |
| 13.- c | 14.- d | | | | |

CLASE PRACTICA N°. 9

- | | | | | | |
|----------|-------|-------|--------|---------|-------|
| A) 1.- F | 2.- V | 3.- F | 4.- F | 5.- F | 6.- F |
| 7.- V | 8.- V | 9.- V | 10.- V | | |
| 1.- c,d | 2.- d | 3.- c | 4.- c | 5.- c,d | |

CLASE PRACTICA N°. 10

- 4.- $0,121 \text{ \AA}$ 5.- $3,315 \times 10^{-18} \text{ J}$

CLASE PRACTICA N°. 11

- 1.- d 2.- b 3.- e 5.- e 6.- c 7.- c,d

CLASE PRACTICA N°. 12

- | | | | | | |
|----------|---------------|---------------------------------------|--------|-------|-------|
| A) 1.- F | 2.- F | 3.- V | 4.- V | 5.- V | 6.- V |
| 7.- V | 8.- V | 9.- F | 10.- V | | |
| C) | 1.- covalente | 2.- covalente doble y covalente polar | | | |

CLASE PRACTICA N°. 13

- | | | | | | |
|---------|-------|-------|------------|-------|---------|
| 1.- a | 2.- d | 3.- c | 4.- a | 5.- c | 6.- c,d |
| 7.- b,c | 8.- b | 9.- c | 10.- a,b,c | | |

CLASE PRACTICA N°. 14

- 1.- a,d 2.- c 3.- c,d 5.- b,c 6.- b,d

CLASE PRACTICA N°. 15

1.- V 2.- F 3.- V 4.- V 5.- F 6.- F
7.- V 8.- F 9.- F 10.- F

CLASE PRACTICA N°. 16

1.- a 2.- d 3.- c 4.- a 5.- b

- | | |
|-------------------------------|---------------------------------|
| 1.- Acido ortofosfórico | 2.- Hidruro crómico |
| 3.- Cl_2O | 4.- KOH |
| 5.- Sulfato de Sodio | 6.- Metano |
| 7.- NH_3 | 8.- H_2SO_3 |
| 9.- Acido clorhídrico | 10.- Ánhídrido sulfúrico |
| 11.- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | 12.- Na_2CO_3 |
| 13.- Acido sulfhídrico | 14.- Perclorato de calcio |
| 15.- H_2SeO_3 | 16.- $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ |
| 17.- Cloruro cobáltico | 18.- Arsenamina |
| 19.- CoO | 20.- N_2O_5 |

INDICE

I.- ATOMOS Y MOLECULAS	9
Clasificación de la materia.....	9
Elemento, Compuesto.....	10
Sustancia Mezcla.....	10
Atomo, Molécula.....	10
Ión, Número atómico, Número de masa.....	11
Peso atómico.....	12
Concepto de mol.....	13
Volumen molar.....	14
Leyes ponderales.....	15
Ley de conservación de la materia.....	15
Ley de las proporciones definidas.....	15
Ley de las proporciones múltiples.....	17
Ley de las proporciones recíprocas definidas.....	17
Peso equivalente.....	17
Ley de los volúmenes de combinación.....	19
Teoría atómica de Dálton.....	20
Principio de Avogadro.....	21
Problemas resueltos.....	22
Problemas sobre leyes ponderales.....	25
Clase práctica de Química # 1.....	28
Clase práctica de Química # 2.....	29
Clase práctica de Química # 3.....	30
II.- ESTRUCTURA ATOMICA	31
Tubos de descarga.....	31
Experimento de Thomson.....	32
Experimento de Millikanomson.....	33
Experimento de Rutherford.....	35
Modelos atómicos.....	36
Neutrones.....	38
Partículas fundamentales.....	38
Naturaleza de la luz.....	39
Espectro electromagnético.....	40
Teoría cuántica.....	40
Espectros atómicos.....	43
Radiación de cuerpos negros.....	44
Efecto fotoeléctrico.....	45
Teoria de Bohr.....	45
Números cuánticos.....	50
Configuraciones electrónicas.....	51

Principio de exclusión de Pauli.....	52
Regla $n + 1$	52
Regla de Hund.....	52
Mecánica ondulatoria.....	53
Dualidad onda-partícula.....	53
Principio de la incertidumbre.....	54
Ecuación de Schrodinger.....	56
El átomo de Hidrógeno.....	58
Resolución de la Ecuación de Schrodinger.....	58
Función de distribución radial.....	59
Parte angular.....	60
Temas complementarios de estructura atómica.....	61
Naturaleza eléctrica de la materia.....	61
Rayos catódicos: propiedades.....	61
Rayos X.....	62
Rayos positivos o canales.....	62
Radiactividad.....	63
Número atómico y rayos X.....	64
Isótopos y el espectrómetro de masas.....	65
Problemas resueltos.....	66
Problemas sobre estructura atómica.....	69
Clase práctica # 4.....	72
Clase práctica # 5.....	73
Clase práctica # 6.....	74
Clase práctica # 7.....	75
Problemas tipo examen.....	76

III.- TABLA PERIODICA	81
Desarrollo histórico.....	81
Ubicación de un elemento en la tabla.....	83
Corolario de la regla de Hund.....	85
Energía de ionización.....	86
Radio atómico.....	90
Radio iónico.....	91
Afinidad electrónica.....	92
Electronegatividad.....	94
Carácter metálico.....	95
Estados de oxidación.....	95
Reglas de los estados de oxidación.....	96
Problemas sobre tabla periodica.....	97
Clase práctica # 8.....	99
Clase práctica # 9.....	101
Clase práctica # 10.....	102

IV.- ENLACE QUIMICO	103
Generalidades.....	103
Enlace iónico.....	103
Enlace covalente.....	106
Estructuras de Lewis.....	107
Clasificación del enlace covalente.....	111
Energía de enlace.....	113
Enlace metálico.....	115
Teorías de enlace.....	116
Teoría de la repulsión de los pares de electrones.....	116
Polaridad de las moléculas.....	119
Momento dipolar.....	120
Momento de enlace.....	120
Teoría del enlace de valencia.....	122
Moléculas policentradadas y enlaces múltiples.....	124
Problemas.....	126
Clase práctica # 11.....	127
Clase práctica # 12.....	128
Clase práctica # 13.....	129
Clase práctica # 14.....	130
Problemas sobre teorías de enlace.....	131
V.- REVISION DE NOMENCLATURA QUIMICA	133
Compuestos binarios.....	133
Compuestos ternarios.....	135
Compuestos cuaternarios.....	137
Radicales y compuestos especiales.....	138
Nomenclatura de Química Orgánica: Hidrocarburos.....	139
Funciones orgánicas.....	140
Ejercicios de nomenclatura química.....	141
Clase práctica # 15.....	143
Clase práctica # 16.....	144
Clase práctica # 17.....	145
VI.- ESTEQUIOMETRIA	147
Determinación de fórmulas.....	147
Determinación de la composición porcentual.....	148
Fórmula empírica.....	148
Fórmula molecular.....	148
Clases de reacciones químicas.....	150
Igualación de reacciones redox.....	152

Cálculos a partir de ecuaciones químicas.....	154
Rendimiento.....	155
Problemas de estequiometría.....	156
Problemas resueltos.....	158
Clase práctica # 18.....	161
Clase práctica # 19.....	162
Clase práctica # 20.....	163
Clase práctica # 21.....	164
<hr/> SUPLEMENTO <hr/>	
Ejercicios Suplementarios Capítulo 1	165
Ejercicios Suplementarios Capítulo 2	169
Ejercicios Suplementarios Capítulo 3	173
Ejercicios Suplementarios Capítulo 4	177
Ejercicios Suplementarios Capítulo 5	179
Ejercicios Suplementarios Capítulo 6	181
<hr/> APENDICES <hr/>	
A.- Breve historia de la Química.....	183
B.- Determinación de Pesos Atómicos.....	187
C.- Grafitis Politécnicos.....	191
D.- Orbitales Hidrogenoideos (Tablas).....	199
E.- Crucigramas químicos.....	203
F.- Prueba de Diagnóstico.....	207
G.- Respuestas a Problemas propuestos y Clases prácticas	211
INDICE..	217
BIBLIOGRAFIA:	221

BIBLIOGRAFIA

- 1.- Andrews D.H., Kokes J.R., *Química Fundamental*, Publicaciones Cultural S.A. (CRAT), 1968.
- 2.- Babor-Ibarz, *Química General*, 1Ed. Epoca 1977
- 3.- Brady J.E., Holum J.R. *Fundamentals of Chemistry*, John Wiley Sons, 1984.
- 4.- Brady J., Humiston G. *General Chemistry: Principles and Structure*, John Wiley Sons, 1978.
- 5.- Brescia, Arents, Meislich, Turk, *Fundamentos de Química*, Ed. Continental.
- 6.- Brescia F., Mehlman S., Pellegrini F., Stambler S., *Química Nueva*. Ed. Interamericana, 1977.
- 7.- Bruni G., *Química General*, Uteha, 1964.
- 8.- Butler I., Groser A.E., *Problemas de Química*, Ed. Reverté-S.A. 1976.
- 9.- Davis R.E., Gailey K.D., Whitten K.W., *Principles of Chemistry*, Saunders College Publishing, 1984.
- 10.- Díaz Peña M., Roig Muntaner A., *Química Física, VI*. Ed. Alhambra, 1972.
- 11.- Dillard C., Goldberg D., *Química: reacciones, estructuras, propiedades*, Fondo Ed. Interamericano, 1977
- 12.- Duffey G.H., *Química-Física*, Mc Graw Hill, 1965
- 13.- Garric M., *Química General*, Ed. Reverté, 1979
- 14.- Huheey J.E., *Química Inorgánica, Principios de Estructura y Reactividad*, Ed. Harla, 1981
- 15.- Hutchinson E., *Química, los elementos y sus reacciones*, Ed. Reverté S.A., 1960
- 16.- Ibarz J., *Problemas de Química General*, Ed. Marín S.A., 1959

- 17.- Jones, Netterville, Johnston, Wood, *Química*, Nueva Ed. Interamericana.
- 18.- Karapetians M.J., Drakin S.I., *Estructura de la sustancia*, Ed. Mir, 1979.
- 19.- Levine, I.N., *Fisicoquímica*, Mc Graw Hill, 1981.
- 20.- Mahan B.H., *Química: Curso Universitario*, Fondo Ed. Interamericano, 1977
- 21.- Masterton W., Slowinski E., *Química General Superior*. Ed. Interamericano, 1979.
- 22.- Metcalfe H., Williams J., Castka J., *Química Moderna*, Nueva Ed. Interamericana, 1982.
- 23.- Mortimer C.E., *Química*, Grupo Ed. Iberoamérica, 1983.
- 24.- O'Connor, *La Química*, Ed. Herla, 1976
- 25.- Pauling L., *Química General*, Aguilar, 1967
- 26.- Petrucci, *Química General*, Fondo Ed. Interamericano, 1977
- 27.- Pierce J.B., *Química de la Materia*, Publicaciones Cultura S.A. (CRAT), 1973.
- 28.- Sienko M., *Problemas de Química*, Ed. Reverté, 1981.
- 29.- Sienko M., Plane R., *La Química*, Aguilar, 1979.
- 30.- Whitten K.W., Gailey K.D., *Química General*, Nueva Ed. Interamericana, 1985.

