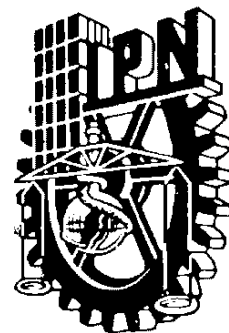


"LAZARO CARDENAS"

INSTITUTO POLITECNICO NACIONAL  
CENTRO DE ESTUDIOS CIENTIFICOS Y  
TECNOLOGICOS

"LÁZARO CÁRDENAS DEL RÍO"



ACADEMIA DE QUÍMICA

# PRÁCTICAS DE LABORATORIO QUÍMICA I



Werner Karl Heisenberg.  
Físico alemán, 5/12/1901-1/02/1976

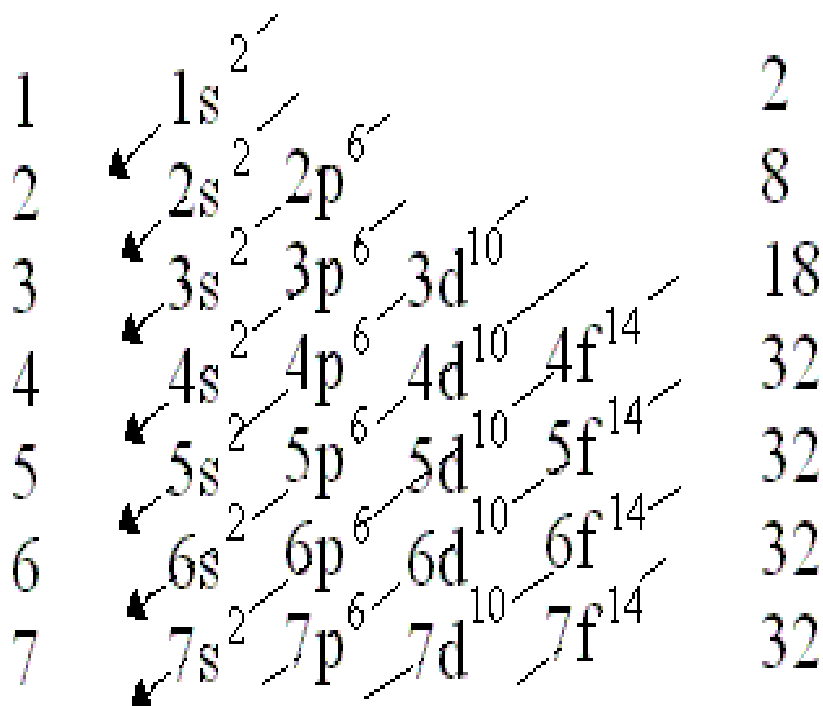


*Don de William Jensen, Université de Cincinnati  
Utilisation à des fins éducatives seulement.*

**NOMBRE** \_\_\_\_\_ **Grupo** \_\_\_\_\_

Semestre 2017–2018 “A”

## REGLA DE LAS DIAGONALES



### TABLA DE ANIONES Y CATIONES:

1 Arseniato	(AsO <sub>4</sub> ) <sup>-3</sup>	13 cloruro	Cl <sup>-1</sup>	25 permanganato	(MnO <sub>4</sub> ) <sup>-1</sup>	<i>terminación:</i>	
2 arsenito	(AsO <sub>3</sub> ) <sup>-3</sup>	14 cromato	(CrO <sub>4</sub> ) <sup>-2</sup>	26 silicato	(SiO <sub>3</sub> ) <sup>-2</sup>	ACIDO	ANION
3 bicarbonato	(HCO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	15 dicromato	(Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ) <sup>-2</sup>	27 sulfato	(SO <sub>4</sub> ) <sup>-2</sup>	-hídrico por	-uro
4 bisulfato	(HSO <sub>4</sub> ) <sup>-1</sup>	16 fluoruro	F <sup>-1</sup>	28 sulfito	(SO <sub>3</sub> ) <sup>-2</sup>	-oso por	-ito
5 bisulfito	(HSO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	17 fosfato	(PO <sub>4</sub> ) <sup>-3</sup>	29 sulfocianuro	(SCN) <sup>-1</sup>	-ico por	-ato
6 bisulfuro	(HS) <sup>-1</sup>	18 fosfito	(PO <sub>3</sub> ) <sup>-3</sup>	30 sulfuro	S <sup>-2</sup>		
7 borato	(BO <sub>3</sub> ) <sup>-3</sup>	19 hidróxido	(OH) <sup>-1</sup>	31 tiosulfato	(S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) <sup>-2</sup>		
8 bromuro	Br <sup>-1</sup>	20 hipoclorito	(ClO) <sup>-1</sup>	32 yodato	(IO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>		
9 carbonato	(CO <sub>3</sub> ) <sup>-2</sup>	21 nitrato	(NO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	33 yoduro	I <sup>-1</sup>		
10 cianuro	(CN) <sup>-1</sup>	22 nitrito	(NO <sub>2</sub> ) <sup>-1</sup>	34 peróxido	O <sup>-1</sup>		
11 clorato	(ClO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	23 óxido	O <sup>-2</sup>	*CATIONES			
12 clorito	(ClO <sub>2</sub> ) <sup>-1</sup>	24 perclorato	(ClO <sub>4</sub> ) <sup>-1</sup>	1.- ácido	H <sup>+1</sup>		
				2.- amonio	(NH <sub>4</sub> ) <sup>+1</sup>		

*"La ciencia no es solo una disciplina de razón,  
sino también de romance y pasión".*

Stephen Hawking,  
físico teórico, astrofísico inglés,  
8/01/1942-?.

## PRESENTACION.

Estas prácticas tienen como finalidad facilitar el proceso enseñanza aprendizaje de la Química.

En toda disciplina teórico-práctica, el mejor aprovechamiento del conocimiento y la obtención de las habilidades se tienen cuando hay una íntima relación entre los experimentos realizados y la teoría que los explica.

Al principio se presentan los objetivos particulares de las distintas unidades temáticas del curso vigente, para que el alumno sepa lo que se espera que desarrolle a lo largo de sus experiencias en el laboratorio, en el salón de clases y en el ambiente en el que se desarrolla.

En este trabajo también se presenta una guía para el estudiante, que al resolver los problemas planteados en ella el estudiante se dará cuenta del avance de su aprendizaje.

Se agradecen de antemano los comentarios, opiniones y correcciones que se hagan a este trabajo, esto redundará en su mejora para las futuras generaciones.

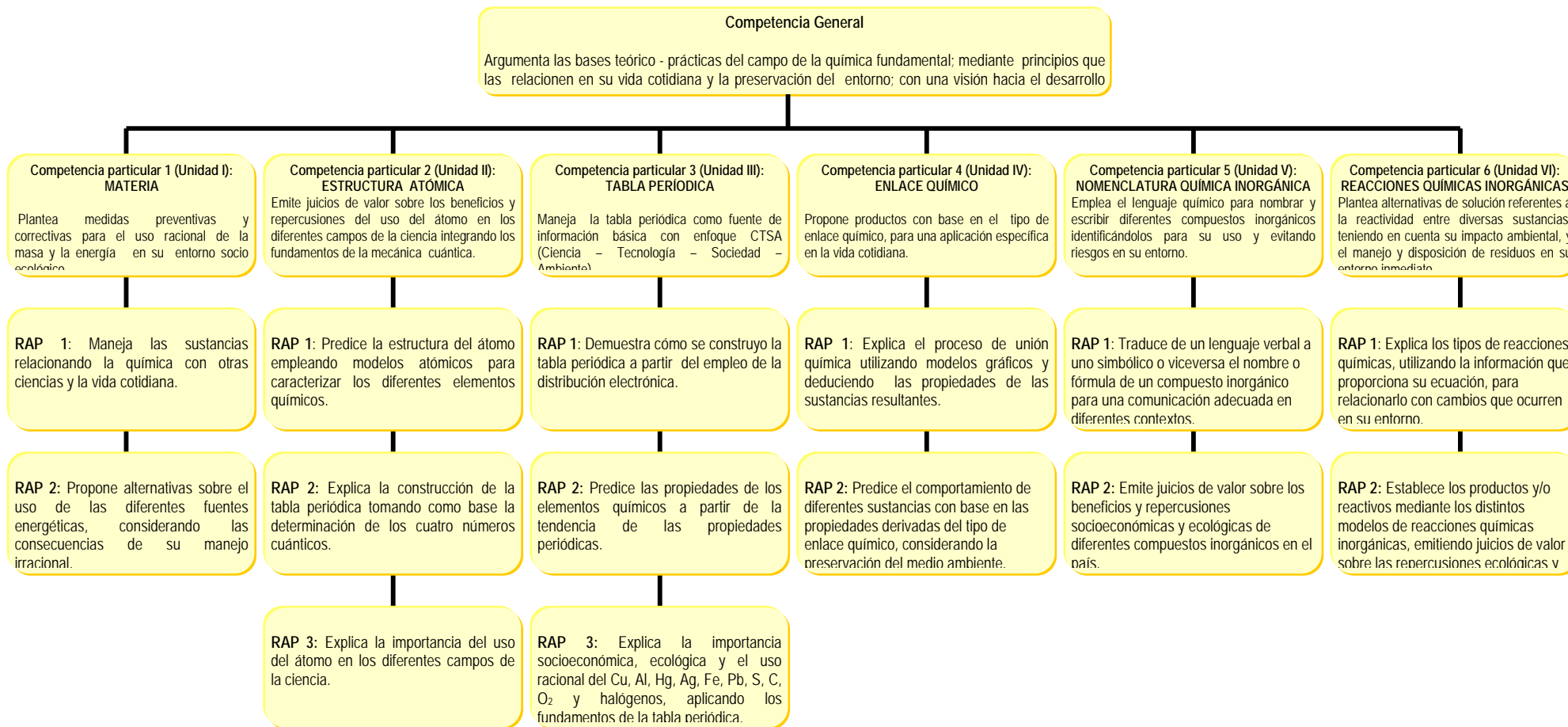
ACADEMIA DE QUÍMICA  
Junio de 2017

## ÍNDICE

		<i>página</i>
	<i>DIAGRAMA DE COMPETENCIAS.....</i>	<i>1</i>
	<i>OBJETIVOS DE QUIMICA I.....</i>	<i>2</i>
	<i>REGLAMENTO DE LABORATORIO.....</i>	<i>10</i>
<i>Práctica 1</i>	<i>CONOCIMIENTO Y USO DEL MATERIAL DE LABORATORIO DE QUIMICA.....</i>	<i>11</i>
<i>Práctica 2</i>	<i>LEY DE CONSERVACION DE LA MASA, MANIFESTACIONES DE LA ENERGIA Y SEPARACION DE MEZCLAS.....</i>	<i>15</i>
<i>Práctica 3</i>	<i>PROPIEDADES ESPECIFICAS, CAMBIOS DE ESTADO Y FENOMENOS FISICOS Y QUIMICOS.....</i>	<i>20</i>
<i>Práctica 4</i>	<i>PARTICULAS SUBATOMICAS. EL ELECTRON.....</i>	<i>25</i>
<i>Práctica 5</i>	<i>NÚMEROS CUANTICOS Y DISTRIBUCION ELECTRONICA.....</i>	<i>29</i>
<i>Práctica 6</i>	<i>ESTRUCTURA DE LA TABLA Y PROPIEDADES PERIODICAS.....</i>	<i>34</i>
<i>Práctica 7</i>	<i>TIPOS DE ENLACE QUIMICO.....</i>	<i>40</i>
<i>Práctica 8</i>	<i>PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS POR SU ENLACE QUIMICO.....</i>	<i>47</i>
<i>Práctica 9</i>	<i>IDENTIFICACION Y NOMENCLATURA DE FUNCIONES QUIMICAS INORGANICAS.....</i>	<i>50</i>
<i>Práctica 10</i>	<i>ESCRITURA DE FÓRMULAS QUIMICAS.....</i>	<i>57</i>
<i>Práctica 11</i>	<i>TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS.....</i>	<i>65</i>
	<i>BIBLIOGRAFÍA.....</i>	<i>70</i>
	<i>GUÍA DE QUIMICA I.....</i>	<i>71</i>

Carrera: TODAS LAS DEL NMS - IPN

Unidad de Aprendizaje: QUÍMICA I



## OBJETIVOS DE QUIMICA I

**NOTA:** Los objetivos con la taxonomía cognoscitiva (TC1) indican que el aprendizaje será memorístico.

Los de taxonomía cognoscitiva (TC2) debe de comprender el concepto y proponer ejemplos.

Los de taxonomía cognoscitiva (TC3) requiere de un dominio más profundo, de tal manera que pueda hacer aplicaciones (resolver problemas).

### **1.0 INTRODUCCION**

- 1.- Explicarás la importancia de la Química en la vida cotidiana. TC 2.
- 2.- Indicarás cual es la relación de la Química con otras ciencias TC 1.
- 3.- Definirás el concepto de Química. TC 1

### **I.- MATERIA**

- 4.- Explicarás el concepto de materia TC 2.
- 5.- Escribirás las propiedades fundamentales de la materia TC 1.
- 6.- Explicarás el concepto de masa TC 2.
- 7.- Explicarás el concepto de propiedades generales de la masa. TC 2
- 8.- Escribirás tres propiedades generales de la masa. TC 2
- 9.- Explicarás el concepto de propiedades específicas de la masa. TC 2
- 10.- Clasificarás las propiedades específicas físicas y químicas. TC 1.
- 11.- Escribirás tres propiedades específicas químicas y tres propiedades específicas físicas. TC1
- 12.- Escribirás los tres estados de agregación de la masa. TC 1
- 13.- Explicarás las características de cada uno de los estados de agregación de la masa. TC 2.
- 14.- Explicarás el concepto de cambio de estado físico de la masa. TC 2.
- 15.- Explicarás el concepto del cambio del estado sólido al líquido y su inverso (fusión, solidificación) TC 2
- 16.- Explicarás el concepto del cambio del estado líquido al gaseoso y su inverso. (Evaporación, condensación) TC 2.
- 17.- Explicarás el proceso de cambio del estado sólido al gaseoso y su inverso (sublimación, deposición) TC2.
- 18.- Explicarás el enunciado de la ley de la conservación de la masa. TC 2.
- 19.- Escribirás la definición de elemento químico. TC2
- 20.- Escribirás la definición de compuesto químico. TC2
- 21.- Escribirás la definición de mezcla. TC2
- 22.- Escribirás la definición de fase en una mezcla. TC2
- 23.- Escribirás la definición de mezcla homogénea. TC2

- 24.- Escribirás la definición de mezcla heterogénea. TC2
- 25.- Menciona dos diferencias entre compuesto y mezcla. TC1
- 26.- Menciona tres métodos de separación de mezclas. TC1
- 27.- Escribe la definición de decantación. TC2
- 28.- Escribe la definición de filtración. TC2
- 29.- Escribe la definición de evaporación. TC2
- 30.- Escribe la definición de destilación. TC2
- 31.- Escribe la definición de separación magnética. TC2
- 32.- Explicarás el concepto de fenómeno. TC 1.
- 33.- Clasificarás los fenómenos físicos y químicos. TC 2.
- 34.- Escribirás cinco ejemplos de fenómenos físicos TC 1.
- 35.- Escribirás cinco fenómenos químicos. TC 1.
- 36.- Explicarás el concepto de energía. TC 2.
- 37.- Explicarás el concepto de energía potencial TC 2.
- 38.- Explicarás el concepto de energía cinética. TC 2.
- 39.- Escribirás cinco ejemplos donde existe energía potencial. TC 1.
- 40.- Escribirás cinco ejemplos donde existe energía cinética.
- 41.- Escribirás seis formas de manifestación de la energía. TC 1.
- 42.- Explicarás el enunciado de la ley de la conservación de la energía TC 2.
- 43.- Explicarás el enunciado de la ley de la conservación de la masa-energía (materia) TC 2.
- 44.- Explicarás la importancia de las leyes de la conservación de la masa y la energía en los procesos industriales. TC 2.
- 45.- Nombrarás las principales fuentes energéticas del país. TC 1.
- 46.- Explicarás las alternativas de posibles fuentes energéticas a futuro. TC 2.
- 47.- Argumentarás sobre las consecuencias de los usos irracionales de la energía. TC2.

## **II.- ESTRUCTURA ATOMICA.**

- 48.- Escribirás los antecedentes de la evolución del modelo atómico hasta el modelo de Rutherford. TC 2.
- 49.- Explicarás el concepto de átomo. TC 2.
- 50.- Citarás dos características del electrón. TC 1.
- 51.- Citarás dos características del protón. TC 1.
- 52.- Citarás dos características del neutrón. TC 1.
- 53.- Explicarás el concepto de número atómico. TC 2.
- 54.- Explicarás el concepto de número de masa. TC 2.
- 55.- Explicarás el concepto de Isótopo. TC 2.

- 56.- Dado el número de masa y el número atómico, indicar cuantos electrones, protones y neutrones tiene un isótopo de un elemento. TC 3.
- 57.- Explicarás el concepto de peso o masa atómica. TC 2.
- 58.- Explicarás a que se le llama estado basal del átomo. TC 2.
- 59.- Explicarás a que se le llama estado excitado del átomo. TC 2.
- 60.- Explicar el significado del número cuántico principal (n) TC 2.
- 61.- Citarás los valores posibles que puede tener el número cuántico principal (n) TC2.
- 62.- Explicarás el significado del número cuántico por forma ( $\ell$ ) TC 2.
- 63.- Citarás en función de (n) los valores posibles de ( $\ell$ ). TC 1.
- 64.- Asignarás las literales específicas para cada uno de los valores de ( $\ell$ ). TC 2.
- 65.- Explicarás el significado de número cuántico por orientación. (m). TC 1.
- 66.- Citarás los valores posibles de (m) en función de ( $\ell$ ). TC 1.
- 67.- Explicarás el significado del número cuántico "spin" ( $m_s$ ) o por giro. TC 2.
- 68.- Citarás los valores posibles de ( $m_s$ ). TC 1.
- 69.- Explicarás las diferencias entre nivel, subnivel y orbital. TC 2.
- 70.- Tabular las posibles combinaciones de los cuatro números cuánticos. TC 3.
- 71.- Con base a la tabulación de los cuatro números cuánticos, calcular el número posible de subniveles dentro de un nivel. TC 2.
- 72.- Con base a la tabulación de los cuatro números cuánticos, calcular el número posible de orbitales. TC 2.
- 73.- Discriminarás las formas atribuidas a los orbitales (s) y (p). TC 1.
- 74.- Con base a la tabulación de los cuatro números cuánticos calcular el número total de electrones por subnivel TC 2.
- 75.- Con base a la tabulación de los cuatro números cuánticos calcular el número total de electrones por orbital. TC2.
- 76.- Con base a la tabulación de los números cuánticos calcular el número total de electrones por nivel. TC 2.
- 77.- Explicarás el enunciado del principio de exclusión de Pauli. TC 2.
- 78.- Explicarás el principio de edificación progresiva o regla de Aufbau. TC 2.
- 79.- Explicarás el principio de máxima sencillez (regla de las diagonales). TC 2.
- 80.- Explicarás el concepto de traslape energético. TC2.
- 81.- Explicarás el principio de máxima multiplicidad o regla de Hund. Tc 2.
- 82.- Dado el número de electrones de un átomo, representar mediante una anotación electrónica su configuración electrónica en estado basal. TC 3.

- 83.- Dado el número de electrones de un átomo, representar mediante un diagrama de energía su distribución electrónica en estado basal. TC 3.
- 84.- Explicarás el concepto de electrón diferencial. TC 2.
- 85.- A partir de su configuración electrónica determinar los valores de los cuatro números cuánticos para el electrón diferencial de un átomo. TC 3.

### **III.- TABLA PERIODICA.**

- 86.- Con base a la distribución electrónica de los átomos explicar la construcción de la tabla periódica. TC 2.
- 87.- Explicarás el concepto de elemento. TC 2.
- 88.- Dado el nombre de cualquier elemento, escribirás su símbolo y viceversa. TC 1.
- 88.- Explicarás el concepto de período en la tabla periódica. TC 2.
- 89.- Dada la configuración electrónica de un elemento, escribir en que período de la tabla se localiza dicho elemento. TC 2.
- 90.- Explicar el concepto de clase en la tabla periódica. TC 2.
- 91.- Dada la distribución electrónica de un átomo, indicar si pertenece a un elemento representativo de transición o de transición interna. TC 1.
- 92.- Explicarás el concepto de grupo en la tabla periódica. TC 2.
- 93.- Dada la configuración electrónica del átomo de un elemento, escribir en que grupo de la tabla periódica se localiza dicho elemento. TC 2.
- 94.- Explicarás el concepto de familia en la tabla periódica. TC 2.
- 95.- Dado el nombre de un elemento, clasificarlo en alcalino, alcalino terreo, alógenos ó gas noble, con la ayuda de la tabla periódica. TC 1.
- 96.- Explicarás el enunciado de la Ley Periódica. TC 2.
- 97.- Explicarás el concepto de electronegatividad. TC 2.
- 98.- Con ayuda de la tabla periódica, clasificaras por grado de electronegatividad, una lista de tres elementos. TC 3.
- 99.- Explicarás el concepto de actividad química de un elemento. TC 2.
- 100.- Con ayuda de la tabla periódica, clasificarás en una familia o periodo como varia la actividad química de los elementos metales o no metales. TC 3.
- 101.- Explicarás la diferencia entre valencia y número de oxidación. TC 2.
- 102.- Dada la configuración electrónica de un átomo, subrayarás los electrones de valencia. TC 2.
- 103.- Dado un elemento representativo y con ayuda de la tabla periódica, citarás sus posibles números de oxidación. TC 2.
- 104.- Dado el nombre de un elemento clasificarlo en metal o no metal con ayuda de la tabla periódica. TC 1.

- 105.- Dado el nombre de un metal, clasificarlo en representativo, de transición y de transición interna de la tabla periódica. TC 1.
- 106.- Con ayuda de la tabla periódica clasificarás tres metales en orden de actividad química. TC 3.
- 107.- Dada una propiedad, discriminarás si pertenece a los elementos de transición. TC 1.
- 108.- Con base a la distribución electrónica de los átomos de los elementos de transición, explicarás las causas de su variación de número de oxidación. TC 2.
- 109.- Explicarás el uso de los elementos de transición en los procesos químicos industriales. TC 2.
- 110.- Con ayuda de la tabla periódica, clasificarás tres metales por orden de actividad química. TC 3.
- 111.- Dado el comportamiento químico de un elemento, citarás el nombre de otros dos elementos que se comporten en forma semejante. TC 2.
- 112.- Argumentarás sobre las repercusiones socioeconómicas del país, por la abundancia de los elementos: cobre, plata, hierro, aluminio, mercurio, carbono y azufre. TC 2.
- 113.- Argumentarás sobre las repercusiones ecológicas sobre el ambiente por el grado de contaminación que producen: halócarburos, plomo, mercurio, ozono. TC 2.

#### **IV.- ENLACE QUIMICO**

- 114.- Explicarás el concepto de enlace químico. TC 2.
- 115.- Explicarás el concepto de compuesto. TC 2.
- 116.- Explicarás el concepto de molécula. TC 2.
- 117.- Explicarás la regla del octeto. TC 2.
- 118.- Escribirás con base a las respectivas configuraciones electrónicas, la razón por la cual los gases nobles son inertes. TC 2.
- 119.- Clasificarás los tipos de enlace entre átomos de acuerdo a la diferencia de electronegatividades de los mismos. TC 2.
- 120.- Explicarás en que consiste el enlace iónico. TC 2.
- 121.- Dado dos elementos que se unen por enlace iónico, escribirás la fórmula condensada del compuesto, con ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 122.- Dado un elemento representativo y con la ayuda de una tabla periódica representarás su símbolo electrónico de Lewis. TC 2.
- 123.- Dado dos elementos que se unen por enlace iónico, escribirás la fórmula de Lewis del compuesto, con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 124.- Explicarás en que consiste el enlace covalente. TC 2.
- 125.- Diferenciarás entre el enlace covalente y el enlace iónico en un compuesto. TC 2.
- 126.- Diferenciarás entre el enlace covalente polar y el enlace covalente no polar, en función de su electronegatividad. TC 2.

- 127.- Dados los elementos que se unen por enlace covalente escribirás su fórmula con la ayuda de la tabla periódica. TC 3
- 128.- Dada la fórmula condensada de una sustancia con enlaces covalentes, escribirás la fórmula electrónica o de Lewis. TC 3.
- 129.- Dada la fórmula condensada de una sustancia con enlace covalente, escribirás la fórmula desarrollada con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 130.-Dada la fórmula condensada de una sustancia con enlace covalente, indicarás si presenta covalencia simple, doble o triple. TC 3.
- 131.- Explicarás el enlace covalente coordinado o dativo. TC 2.
- 132.- Explicarás el concepto de longitud de enlace, TC 2.
- 133.- Definirás el concepto de hibridación de orbitales atómicos. TC2
- 134.- Escribirás el diagrama energético de un átomo de un elemento representativo que presente hibridación  $sp$ ,  $sp^2$  o  $sp^3$ . TC3
135. Dada la hibridación que presente un átomo de un elemento representativo dibujaras su forma geométrica. TC3
- 136.- Explicaras el concepto de orbital molecular. TC2.
137. Explicaras la formación del enlace sigma ( $\sigma$ ). TC2
138. Explicaras la formación del enlace pi ( $\pi$ ). TC2
139. Dado un compuesto con enlace covalente determinarás que tipo de enlaces sigma y pi están presentes. TC2
- 140.- Dada la fórmula de un compuesto molecular binario, deducirás con base al átomo central la posible forma de la molécula, con ayuda de la tabla periódica. TC 2.
- 141.- Explicarás la diferencia entre enlace polar y polaridad de la molécula. TC 2.
- 142.- Dada la fórmula condensada de una molécula la clasificará en polar o no polar. TC 3.
- 143.- Dada la fórmula condensada de una sustancia, señalar la posibilidad de ser o no un buen conductor de la electricidad, con base a su polaridad. TC 3.
- 144.- Dada la fórmula condensada de una sustancia señalarás la posibilidad de ser soluble o insoluble en un disolvente dado, en base a su polaridad. TC 3.
- 145.- Dada la fórmula condensada de una sustancia, señalar la posibilidad de tener elevado ó bajo punto de fusión con base a su polaridad. TC3.
- 146.- Explicarás la importancia en los procesos industriales de las propiedades de las sustancias que derivan de su enlace y forma de su molécula. TC 3.
- 147.-Enlistarás cinco propiedades físicas de los metales por el enlace metálico. TC 1.
- 148.- Mencionarás cuando menos tres aplicaciones de los metales en base al enlace metálico. TC2
- 149.- Explicarás la alotropía de los no metales. TC 2.

- 150.- Dado el nombre de un elemento, deducirás si tienen alto o bajo valor de densidad de fusión, de ebullición con ayuda de la tabla periódica. TC 2.
- 151.- Explicarás el enlace por puente de Hidrógeno. TC 2.
- 152.- Mencionarás las propiedades de las sustancias que presentan enlace por puente de Hidrógeno. TC 2.

#### **V.- NOMENCLATURA QUÍMICA E INORGÁNICA.**

- 153.- Dada una fórmula química, determinarás los números de oxidación de cada elemento participante, TC 2.
- 154.- Dada la fórmula de un hidruro metálico, escribirás su nombre. TC 3.
- 155.- Dada la fórmula de un hidruro no metálico, escribirás su nombre. TC 3
- 156.- Dada la fórmula de un hidrácido escribirás su nombre. TC 3
- 157.- Dada el nombre de un hidrácido, escribirás su fórmula con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 158.- Dada la fórmula de un óxido metálico, escribirás su nombre. TC 3
- 159.- Dada el nombre de un óxido metálico, escribirás su fórmula, con la ayuda de la tabla periódica. TC 3
- 160.- Dada la fórmula de un óxido no metálico, escribirás su nombre. TC 3
- 161.- Dada el nombre de un óxido no metálico, escribirás su fórmula, con ayuda de la tabla periódica TC 3
- 162.- Dada la fórmula de un hidróxido, escribirás su nombre. TC 3
- 163.- Dada el nombre de un hidróxido, escribirás su fórmula. TC 3
- 164.- Dada la fórmula de un oxiácido, escribirás su nombre. TC 3
- 165.- Dada el nombre de un oxiácido, escribirás su fórmula. TC 3
- 166.- Dada la fórmula de una sal binaria, escribirás su nombre. TC 3
- 167.- Dada el nombre de una sal binaria, escribirás su fórmula. TC 3
- 168.- Dada la fórmula de una oxisal, escribirás su nombre. TC 3
- 169.- Dada el nombre de una oxisal, escribirás su fórmula. TC 3
- 170.- Dada la fórmula de una sal ácida, escribirás su nombre. TC 3
- 171.- Dada el nombre de una sal ácida, escribirás su fórmula. TC 3
- 172.- Argumentarás sobre las repercusiones socioeconómicas en el país por su importancia industrial de los compuestos como cloruro de sodio, hidróxido de sodio, ácido sulfúrico, y amoníaco. TC 2.
- 173.- Argumentarás las repercusiones ecológicas en función del grado de contaminación que producen los compuestos: ácido sulfúrico, cloruro de sodio, y amoníaco. TC 3.

#### **VI. REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS.**

- 174.- Explicarás la definición de reacción química. TC 2.

- 175- Representarás algebraicamente una reacción química TC 2.
- 176.- Explicarás la definición de Ecuación química TC 2.
- 177.- Dada una ecuación química indicarás el significado de los signos auxiliares. TC 2.
- 178.- Explicarás que es una reacción de síntesis. TC 2.
- 179.- Explicarás que es una reacción de análisis. TC 2.
- 180.- Explicarás que es una reacción de sustitución o desplazamiento. TC 2.
- 181.- Explicarás que es una reacción de doble sustitución. TC 2.
- 182.- Escribirás la reacción entre un metal y el hidrógeno con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 183.- Escribirás la reacción entre un metal y el oxígeno, con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 184.- Escribirás la reacción entre un metal activo y el agua con ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 185.- Escribirás la reacción entre un metal y un ácido con ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 186.- Escribirás la reacción entre un no metal y el hidrógeno con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 187.- Escribirás la reacción entre un no metal y el oxígeno con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 188.- Escribirás la reacción entre un óxido metálico y el agua con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 189.- Escribirás la reacción entre un hidróxido y un ácido con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 190.- Escribirás la reacción entre un óxido no metálico y el agua con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.
- 191.- Escribirás la reacción entre un oxiácido y un hidróxido con la ayuda de la tabla periódica. TC 3.

## ACADEMIA DE QUIMICA

Junio de 2017.



Figura 2.3

John Dalton, padre de la teoría atómica moderna.

**INSTITUTO POLITECNICO NACIONAL**  
**CENTRO DE ESTUDIOS CIENTÍFICOS Y TECNOLÓGICOS**  
**“LÁZARO CÁRDENAS DEL RÍO”**

**REGLAMENTO DEL LABORATORIO DE QUÍMICA**

1. Se debe asistir al laboratorio a la hora indicada, **sólo se permitirán 10 minutos de tolerancia**.
2. Es indispensable conservar la **buena conducta** y la atención debida, durante los trabajos de laboratorio para evitar errores y accidentes.
3. A los alumnos que se les sorprenda **rayando las mesas o dibujando graffiti en las paredes del laboratorio**, tendrán que limpiar y pintar las partes afectadas y se les suspenderá la práctica siguiente.
4. Es **obligatorio traer bata** (de preferencia blanca), instructivo de prácticas, cuaderno de notas, caja de cerillos y franela.
5. La organización del laboratorio será en **equipos de trabajo** formado por **tres personas cada uno** y distribuidos en tres equipos por mesa. Cada equipo por mesa en forma rotatoria se responsabilizará de la limpieza y el orden de material y sustancias. Estas disposiciones serán establecidas por el profesor titular al inicio del curso.
6. Un responsable del equipo deberá entregar su credencial para recoger el material de la práctica.
7. Al terminar la práctica, los integrantes de cada equipo deben: verificar que las llaves de gas y agua se encuentren cerradas, desconectar los aparatos eléctricos, dejar limpia la mesa de trabajo, colocar las sustancias reactivas en su lugar y entregar el material limpio.
8. **No se deben vaciar sobrantes de soluciones o reactivos a sus frascos originales**, para no contaminarlos, salvo indicaciones contrarias del profesor.
9. Cuando se rompa un material, el equipo llenará el vale del material que corresponda y **tendrá quince días para reponerlo, con su nota de compra correspondiente**.
10. En caso de extravío por rotura de algún material de uso general (microscopio, tubo de descarga, balanza, etc.); se considera responsable a todo el grupo.
11. Cada alumno debe entregar el reporte de la práctica realizada y presentar un examen en cinco minutos para acreditarla; antes de iniciar la siguiente. Salvo otras indicaciones del profesor.
12. Para aprobar el laboratorio se debe asistir y acreditar el 80% de las practicas realizadas.
13. **Al finalizar el semestre no habrá cursos de recuperación de prácticas**, el alumno que no tenga asignado grupo debe pedir un grupo provisional para realizar sus prácticas, los alumnos que por alguna **causa justificable** falten a una práctica, podrán reponerla durante la semana en que se desarrolle la misma en cualquier otro grupo, siempre que exista lugar y equipo disponible; en caso contrario deberán reponerla en los lugares y fechas que establezca la academia.
14. Cuando no reúnan el 80% de las prácticas acreditadas, repetirán el curso de **TEORÍA y LABORATORIO**. Salvo lo que indique la H. Academia.



**ACADEMIA DE QUÍMICA**

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 1

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### CONOCIMIENTO Y USO DEL MATERIAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

- 1.1 Identificar el material de uso más frecuente en el laboratorio.
- 1.2 Conocer las partes que componen el mechero de Bunsen.
- 1.3 Aprender a manipular el material de vidrio de medición.

#### 2.0 MATERIAL

- |                                   |                                   |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| ✓ 1 Mechero Bunsen                | ✓ 3 Tubos de ensaye               |
| ✓ 1 Probeta graduada de 100 mL    | ✓ 3 Pipetas graduadas de 10 ml    |
| ✓ 2 Vasos de precipitado de 50 mL | ✓ 1 Pinzas para tubo de ensayo    |
| ✓ 1 Matraz volumétrico de 100 mL  | ✓ 1 Gradilla de metal o de madera |
| ✓ 1 Vaso de precipitado de 250 mL |                                   |

#### Y SUSTANCIAS

- ❖ Agua H<sub>2</sub>O(l)

Nota: El profesor mostrará el material y el alumno dibujará cada uno de ellos, anotando el nombre, el uso y material con el que está hecho.

#### I. Material de medición

Balanza granataria y Mettler (eléctrica)  
Probeta  
Matraz volumétrico  
Barómetro

Pipeta graduada y volumétrica  
Bureta  
Termómetro

#### II. Material de apoyo

Vaso de precipitado  
Pinzas universales  
Pinzas para tubo de ensaye  
Rejilla con centro de asbesto  
Embudo de separación  
Baño María  
Triángulo de porcelana  
Vidrio de reloj  
Mechero Bunsen (baja temperatura)  
Mortero y mano del mortero

matraz Erlenmeyer  
Pinzas para crisol  
Soporte universal y anillo  
Escobillón para tubo de ensaye  
Tripié  
Agitador  
Embudo de filtración  
Gradilla de madera y metal  
Mechero Fisher (alta temperatura)  
Soporte Oswald

#### III. Materiales donde se realizan los experimentos:

Tubos de ensaye  
Crisol de porcelana  
Matraz de destilación

Cápsula de porcelana  
Cucharilla de combustión  
Refrigerante

Tubo de destilación

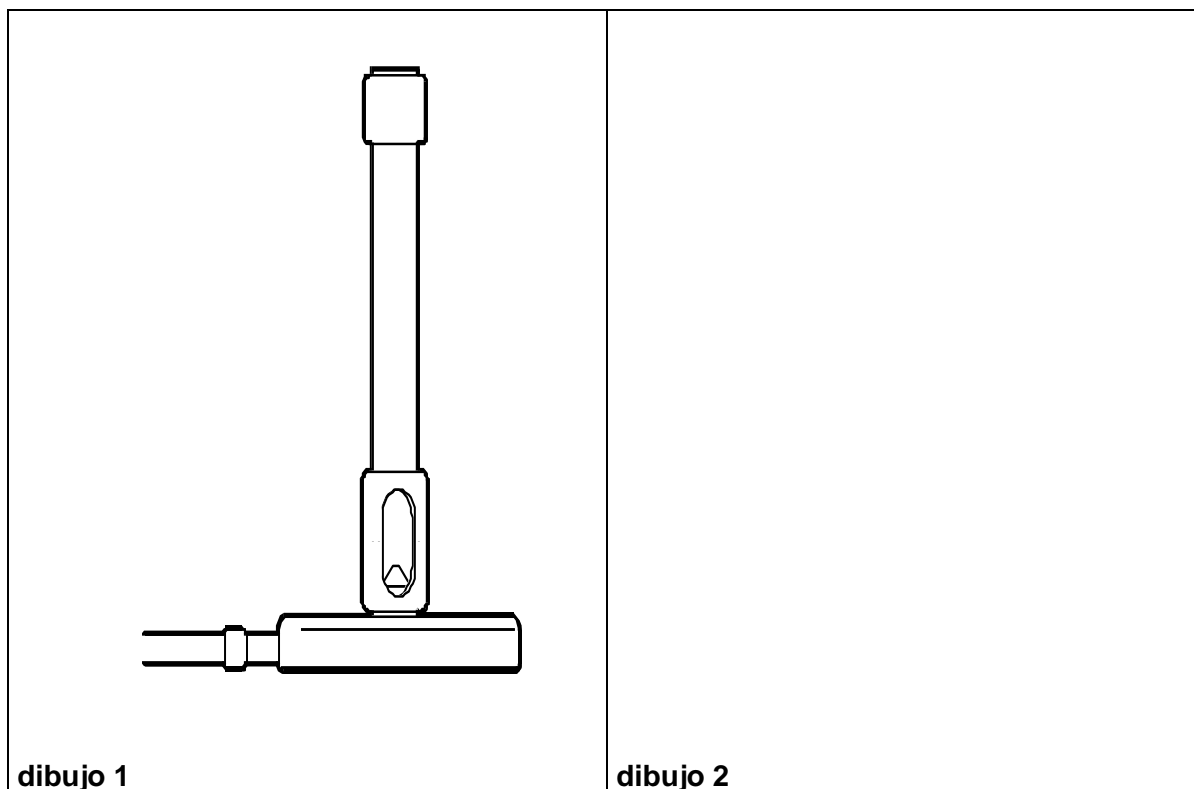
### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

La finalidad de laboratorio de química es enseñar al estudiante, con técnicas sencillas, el uso del material disponible en el laboratorio. Su aprendizaje depende del manejo del material y el uso adecuado de muchos de los instrumentos de medición.

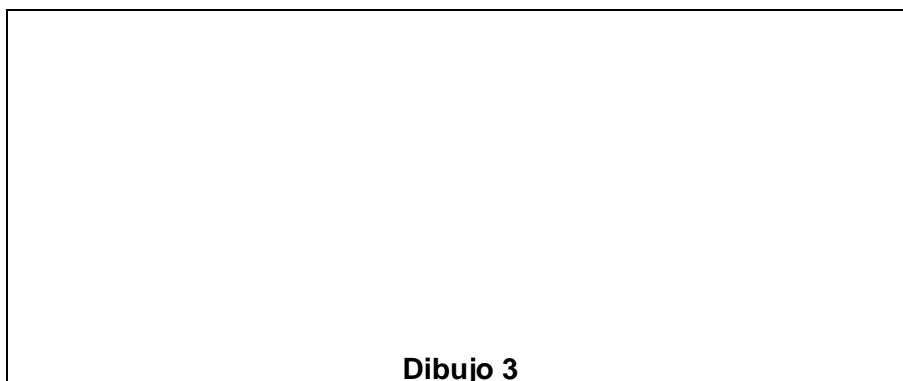
### 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL.

#### 4.1. Experimento No. 1

Desarmar el mechero de Bunsen, dibuja cada uno de sus partes, vuélvelo a armar y dibújalo completo. (Dibujo 1,2)



4.2. Según las indicaciones del profesor, conectar la manguera del mechero a la válvula del gas (color amarillo). Enciéndelo y abre los orificios del mechero con ayuda del collarín, identifica y dibuja las zonas de la flama del mechero, anotando las temperaturas que cada una de ellas alcanzan.



**4.2 Experimento No.2.**

Con ayuda de las indicaciones del profesor, mide con la pipeta 1,3 y 5 mL de agua. Colócalos en tres tubos de ensaye respectivamente.

Realiza un esquema que indique la forma correcta de medir el volumen de agua,

**4.3. Experimento No. 3.**

Toma con unas pinzas el tubo de ensaye que contenga 5 mL de agua y caliéntalo suavemente en la flama del mechero como lo indique el profesor.

Anota las precauciones que hay que tomar cuenta para la realización del experimento.

---

---

---

---

**4.4 Experimento No.4**

Mide 100 mL de agua en un vaso de precipitado de 250 mL.

Anota el volumen \_\_\_\_\_. Pasa el líquido del vaso a una probeta de 100 mL ¿Qué observas con respecto al volumen medido en el vaso con el volumen medido en la probeta.

---

---

---

---

Vacía el líquido en un matraz aforado de 100 mL ¿Qué observas con respecto a la medida del líquido de la probeta con el volumen medio en el matraz aforado.

---

---

---

---

Anota según tus conclusiones el nombre del material con que se midió el líquido, de mayor a menor precisión.

- 1.- \_\_\_\_\_ 2.- \_\_\_\_\_ 3.- \_\_\_\_\_

**6.0 Anota las conclusiones de tu práctica.**

---

---

---

---

**LISTA DE COTEJO:**

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos



\_\_\_\_\_  
NOMBRE DEL ALUMNO

\_\_\_\_\_  
FIRMA DEL PROFESOR

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 2

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA, MANIFESTACIONES DE LA ENERGÍA Y SEPARACION DE MEZCLAS.

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

- 1.1 Utilizar la balanza para determinar la masa (peso) de algunos objetos.
- 1.2 Comprobar experimentalmente la ley de la conservación de la masa.
- 1.3 Comprobar experimentalmente algunas manifestaciones de la energía.
- 1.4. Conocer los métodos de separación de mezclas.

#### 2.0

##### MATERIAL

- 1 Matraz Erlenmeyer de 300 mL
- 1 tubo de ensaye de 15 x150 mL
- 1 tapón para matraz Erlenmeyer
- Balanza granataria
- Balanza Mettler
- 1 soporte Universal
- 1 mechero Bunsen
- 1 capsula de porcelana
- 1 tripié
- 1 tela de asbesto
- 1 vidrio de reloj
- 1 vaso de precipitado de 50 mL

##### SUSTANCIAS

- Cloruro de bario 0.1N;  $\text{BaCl}_{2(\text{ac})}$
- Ácido sulfúrico 0.1N;  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})}$
- Zinc en granalla;  $\text{Zn}_{(\text{s})}$
- Papel bond
- Permanganato de potasio;  $\text{KMnO}_{4(\text{ac})}$
- Glicerina,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_{3(\text{l})}$
- Ácido clorhídrico concentrado,  $\text{HCl}_{(\text{conc})}$
- azufre,  $\text{S}_{(\text{s})}$
- arena
- cloruro de sodio,  $\text{NaCl}_{(\text{s})}$
- disulfuro de carbono,  $\text{CS}_2_{(\text{l})}$
- agua destilada

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

Para explicar el comportamiento cualitativo y cuantitativo de la materia es necesario explicar las leyes de la conservación de la masa, de la energía, y de la masa-energía (materia).

Generalizando, estas leyes, indican que la materia total del universo es constante, sólo se transforma, es decir: "la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma" (A. Einstein). Sin embargo al unirse diferentes sustancias puede haber una transformación o reacción química formando: precipitados, burbujeo de un gas, cambio de color o variación de temperatura, etc.

Antonio Lavoisier (1743-1794), químico francés, utilizó la balanza para comprobar la ley de la conservación de la masa. La balanza es un instrumento para medir la masa (peso), las cuales pueden ser granatarias y eléctricas (Mettler).

Las primeras son poco precisas y las hay de uno o dos platillos. La balanza granataria manual debe ser colocada en una superficie plana horizontal y debe marcar cero, lo que se logra corriendo todas las pesas a la izquierda.

La balanza eléctrica Mettler, debe estar colocada en una superficie plana horizontal, se nivela por medio de una burbuja que al encender la escala marque cero, cuando se utilice un recipiente para pesar en una balanza debe marcar cero, eliminando el peso del recipiente mediante el botón de tarar. Al terminar de pesar se debe apagar la balanza poniendo todos los botones en cero.

El principio de **conservación de la energía**, propuesto por Julius von Mayer(1814-1878) y James Prescott Joule(1818-1889) aparte, en 1842 establece que “la energía no puede crearse ni destruirse. Cuando la energía se transforma, la cantidad total de energía se conserva.” Por ejemplo, en una lámpara, la energía eléctrica se transforma en energía luminosa y energía calorífica; en un generador eléctrico, la energía mecánica es transformada en energía eléctrica y calor.

**Métodos de separación de mezclas.**

Una mezcla es la unión física de dos o más sustancias puras (elementos o compuestos químicos). Los materiales que se utilizan en el laboratorio y en la vida diaria por lo general son mezclas. Así, por ejemplo el acero es una mezcla de hierro y carbono, el agua potable que bebemos es una mezcla de agua, sales minerales y gases disueltos, etc.

Una mezcla tiene una composición variable por lo que sus propiedades dependen de la composición de la misma, además se pueden separar sus componentes usando métodos físicos o mecánicos. Los siguientes son algunos de éstos:

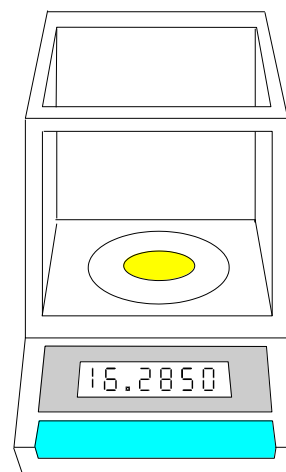
Métodos para separar sólidos de sólidos	Métodos para separar sólidos de líquidos	Métodos para separar líquidos de líquidos
Tamizado	Decantación	Decantación
Flotación	Filtración	Destilación
Arrastre con agua	Centrifugación	
Magnetismo	Cristalización	
Sublimación	Floculación y coalescencia	
	Diálisis	

Una técnica adicional es la cromatografía que puede ser: en papel, en columna, en capa fina y de gases.

Los métodos de separación hacen uso de alguna propiedad específica de las sustancias, como puede ser la densidad (decantación), el punto de ebullición (evaporación y destilación), etc.

**Observación:** Nunca se deben pesar las sustancias directamente sobre el platillo, debe usarse un recipiente (vidrio de reloj, vaso de precipitado, cápsula de porcelana, etc.).

**Dibuja la Balanza Mettler y anota el nombre de sus partes:**



#### 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL.

##### Experimento No. 1

Utilizando ambas balanzas, determinar en base a las indicaciones del profesor la masa (peso) de los siguientes objetos y anotarlos en el cuadro siguiente:

Objeto	Balanza granataria	Balanza Mettler
Tubo de ensayo		
moneda de \$ 1.00		
Vaso de precipitado		

Después de haber realizado la última pesada y sin retirar el vaso de precipitado de la balanza, táralo.

##### Experimento No. 2

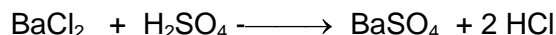
En un matraz Erlenmeyer, agregar 5.0 mL de solución de cloruro de bario,  $\text{BaCl}_{2(\text{ac})}$ . En un tubo de ensaye medir 5.0 mL de ácido sulfúrico, introduzca en el matraz el tubo de ensaye, tapando el matraz perfectamente y pesar este sistema en la Balanza granataria.

masa del sistema: \_\_\_\_\_ gramos.

Invertir el matraz para que se combinen las dos sustancias y volver a pesar el sistema, anotando lo que sucede a continuación: \_\_\_\_\_

masa del nuevo sistema: \_\_\_\_\_ gramos

Con ayuda del profesor y con la tabla periódica comprobar la ley de conservación de la masa en base a la ecuación química:



**Nota:** Para medir volúmenes de diferentes soluciones o sustancias líquidas debe emplearse una pipeta para cada una de ellas, no deben intercambiarse las pipetas que están colocadas en los frascos que contienen dichas soluciones.

##### Experimento No.3

Coloca en un tubo de ensaye una granalla de zinc(sólido). Agregar 1 mL de ácido clorhídrico concentrado.

¿Qué observas? \_\_\_\_\_

¿Cómo se sienten las paredes del tubo de ensaye? \_\_\_\_\_

¿Al efectuarse la reacción química, hubo algún cambio de energía? \_\_\_\_\_

¿Por qué? \_\_\_\_\_

Con ayuda del profesor y de la tabla periódica comprobar la ley de conservación de la masa en la ecuación de la reacción:



#### Experimento No.4 (demostrativo)

Agregar 25.0 mL de agua en un matraz Erlenmeyer con aspás que está sujeto a una cadena. Calentar el matraz con el mechero Bunsen.

¿Qué sucede después de unos minutos? \_\_\_\_\_

¿Qué cambios de energía hay en este experimento? \_\_\_\_\_

¿Se puede aprovechar la energía que mueve al matraz Erlenmeyer? \_\_\_\_\_

¿Cómo? \_\_\_\_\_

#### Experimento No. 5 (demostrativo)

En un mosaico colocar en un papel 0.5 gramos de permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4(s)$ , agregar una o dos gotas de glicerina,  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3(l)$ .

¿Qué se observa? \_\_\_\_\_

¿Qué tipos de energía se manifiestan? \_\_\_\_\_

#### Experimento No. 6. Separación de una mezcla.

Se toma 1.0 g de una muestra (arena, azufre,  $\text{NaCl}$  y limadura de hierro en la misma proporción) en un vidrio de reloj y se le pasa un imán a medio centímetro de la mezcla.

¿Qué le pasa al imán? \_\_\_\_\_

¿Cómo se llama el método de separación utilizado: \_\_\_\_\_

Vacía lo que quede de la mezcla en un vaso de precipitado de 50 mL, agrégale de unas 8 a 10 gotas de disulfuro de carbono ( $\text{CS}_2$ ), mezcla bien y en seguida vierte el líquido a un vidrio de reloj limpio.

¿Qué le pasa al líquido al dejarlo en el vidrio de reloj unos 3 minutos? \_\_\_\_\_

¿Cómo se llama el método de separación utilizado: \_\_\_\_\_

Enseguida agrega unos 20 mL de agua destilada y mezcla bien. Utiliza un papel filtro colocándolo en el embudo y separa el líquido de los sólidos.

¿Qué quedo retenido en el papel filtro? \_\_\_\_\_

¿Cómo se llama el método de separación utilizado: \_\_\_\_\_

En una cápsula de porcelana vacía el líquido que pasó por el papel filtro, caliéntalo unos 7 minutos hasta sequedad con el mechero de Bunsen.

¿Qué queda en la superficie de la capsula de porcelana? \_\_\_\_\_

¿Cómo se llama el método de separación utilizado: \_\_\_\_\_

**5.0. Anota las conclusiones de la práctica:** \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

**6.0. Cuestionario.**

1.- ¿Qué significa tarar la balanza cuando se pesa un objeto o una sustancia sobre otro? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

2.- ¿Por qué no se deben intercambiar las pipetas de los frascos con soluciones de reactivos? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

3.- Anota todos los cambios de energía que hubo en los experimentos realizados: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

4. ¿Qué método de separación utilizarías para separar una mezcla de agua y alcohol? \_\_\_\_\_

5. ¿Qué método de separación utilizarías para separar la sal del agua de mar? \_\_\_\_\_

**LISTA DE COTEJO:**

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos

\_\_\_\_\_  
NOMBRE DEL ALUMNO

\_\_\_\_\_  
FIRMA DEL PROFESOR

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 3

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### PROPIEDADES ESPECÍFICAS, CAMBIOS DE ESTADO Y FENOMENOS FISICOS Y QUIMICOS.

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

- 1.1 Conocer y manejar algunas de las propiedades específicas de las sustancias.
- 1.2 Observar algunos cambios de estado e interpretarlos, clasificándolos en físicos y químicos.

2.0	MATERIAL	Y	SUSTANCIAS
	1 mechero Bunsen		agua; H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>
	2 vasos de precipitado de 100 mL		ácido benzoico; C <sub>7</sub> H <sub>6</sub> O <sub>2(s)</sub>
	1 probeta de 100 mL		vinagre (ácido acético), C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2(ac)</sub>
	Balanza granataria		yoduro de potasio 0.5 M; KI <sub>(ac)</sub>
	1 vaso de poliestireno		bicarbonato de sodio, NaHCO <sub>3(s)</sub>
	1 tubo en "U"		1 cilindro metálico de aluminio o hierro
	1 liga elástica		fenolftaleína (solución)
	1 globo de hule		indicador de almidón
	1 pila de 9.0 voltios		
	1 juego de caimanos		

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

##### Propiedades específicas.

Para identificar y manejar a las sustancias debemos conocer sus propiedades o características. La masa tiene propiedades comunes a cualquier sustancia (extensivas) que sólo dependen de la cantidad de masa que se tiene se llaman **propiedades generales**; entre estas propiedades se tienen: el peso, el volumen, la inercia, la impenetrabilidad, la porosidad, la energía, etc.,

Otras propiedades de la masa que no dependen de la masa (intensivas) sino solo del tipo o clase de masa manejada se llaman **propiedades específicas** y se dividen en físicas y químicas:

Propiedades específicas físicas:		Propiedades químicas
Densidad;	Dureza	Oxidabilidad
Punto de fusión	Propiedades organolépticas:	Combustibilidad
Punto de ebullición	Olor, sabor, textura	Carácter metálico
Viscosidad	Color, etc.	Acidez (pH)
Índice de refracción		Actividad química

##### Cambios de estado.

Para el estudio de los fenómenos naturales es necesario delimitar la parte de materia y en que aspecto la vamos a estudiar. Se le llama **sistema** a la porción de materia del universo que elegimos para su estudio.

En química como en otras disciplinas las observaciones se realizan para obtener información con la que los científicos pueden contestar preguntas acerca de los fenómenos presentes. Para obtener información más apropiada se necesita formularse por medio de procedimientos especiales llamados **experimentos**, dichos experimentos se caracterizan por el aislamiento y el control de los fenómenos con el fin de que se vean perturbados lo menos posible.

En un experimento el químico desea saber por lo general si cambia alguna de las características del sistema, por ejemplo se puede observar el hierro que es un sólido brillante que al estar en contacto con el aire, pasado un tiempo aparece un polvo rojo debido a una transformación química.

Se le llama **estado** a todo lo que interviene en la definición de un sistema en un instante dado. La descripción del sistema antes del cambio define al **estado inicial** y la descripción del sistema después del cambio, al **estado final**.

### Fenómeno físico y fenómeno químico

Un fenómeno natural es toda manifestación o transformación de la materia que se presenta a nuestros sentidos. Al estudiar un fenómeno lo hacemos observando modificaciones del estado inicial del sistema. Estos pueden ser cambios de estado de agregación, en las propiedades específicas de las sustancia.

Un **fenómeno físico** son los cambios que manifiesta la materia sin que su estructura interna se modifique, solo cambia su estado, forma o posición, pero las sustancias son las mismas al principio y al final.

Un **fenómeno químico** (reacción química) implica fundamentalmente un cambio en las sustancias participantes [se transforma alguna o algunas y aparece(n) otra(s)] del sistema además de cambios en el estado y posición de las sustancias resultantes. Algunos ejemplos son:

#### Fenómenos físicos

- La ruptura de un trozo de carbón
- La evaporación de acetona
- La caída de un objeto
- El estiramiento de una liga
- La formación del arco iris

#### Fenómenos químicos

- La oxidación de un clavo
- La combustión de un papel
- La digestión de los alimentos
- La fotosíntesis de las plantas
- El funcionamiento de un acumulador de un auto.

### Cambios de estado físico.

Se le llama estado de agregación o físico a la forma en que las partículas (moléculas) de una sustancia se disponen o aglomeran. Los estados más comunes que observamos son el sólido, el líquido y el gaseoso.

Las sustancias teóricamente pueden presentarse en los tres estados físicos. Cuando por algún intercambio de calor o porque cambian las condiciones de temperatura y/o presión una sustancia que se encuentra en un estado puede pasar a otro. Entre estos cambios se presentan los siguientes:

**Fusión (fundición):** un sólido pasa a líquido

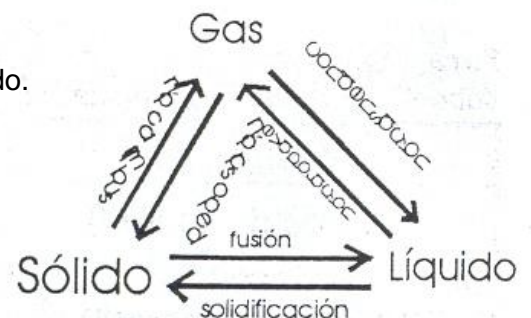
**Evaporación:** un líquido pasa al estado gaseoso.

**Sublimación:** un sólido pasa al estado gaseoso.

**Solidificación:** un líquido pasa al estado sólido.

**Condensación (licuefacción):** un gas (vapor) pasa al estado líquido.

**Deposición:** un gas pasa al estado sólido directamente.



#### 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL.

##### Experimento No. 1

Coloca en un vaso de precipitado de 100 mL, 20.0 mL de agua corriente, enseguida calentar con el mechero Bunsen.

¿Qué observas? \_\_\_\_\_

¿Qué tipo de cambio se presenta? \_\_\_\_\_

¿Cómo se le llama al fenómeno? \_\_\_\_\_

##### Experimento No. 2

Toma aproximadamente 0.5 gramos de ácido benzoico,  $C_7H_6O_2(s)$ , en un tubo de ensayo calienta con el mechero moderadamente.

¿Qué observas? \_\_\_\_\_

¿Qué tipo de cambio se presenta? \_\_\_\_\_

¿Cómo se le llama al fenómeno? \_\_\_\_\_

##### Experimento No.3

Coloca un 0.5 gramos de bicarbonato de sodio,  $NaHCO_{3(s)}$ , en un globo, mide 10.0 mL de vinagre con una pipeta y deposítalo en el tubo de ensaye, acopla el globo al tubo y vierte el bicarbonato de sodio sujetando fuertemente el globo.

¿Qué observas? \_\_\_\_\_

¿Qué tipo de cambio ocurre? \_\_\_\_\_

¿Qué sustancias se producen? \_\_\_\_\_

¿Qué tipo de fenómeno se presenta? \_\_\_\_\_

##### Experimento No.4

###### Determinación de la densidad de un sólido.

En la balanza granataria determina la masa del cilindro de aluminio, agrega 40.0 mL de agua en la probeta e introduce le cilindro. Observa lo que ocurre con el volumen que marca el agua y calcula el volumen desplazado y anótalo.

$$m_{(sólido)} = \text{_____ g}$$

$$V_{(sólido)} = \text{_____ mL}$$

Con los datos obtenidos y considerando la fórmula calcula la densidad de sólido:

$$\text{Densidad} = \text{masa} / \text{volumen}; \quad \rho = m/V$$

$$\rho_{(sólido)} = \text{_____}$$

¿Qué relación existe entre el volumen del sólido y el volumen desplazado del agua?

---

### Experimento No. 5

Utilice el vaso de poliestireno con el tubo en "U"; llene el tubo hasta el tope con la solución de yoduro de potasio, KI, 0.05 M, agregue dos gotas de solución de fenolftaleína en uno de los brazos del tubo. En el otro vaso agregue unas gotas de indicador de almidón. Coloque una de las puntas de los alambres del conector de la pila en cada brazo del tubo, asegúrese de que la solución cubra por lo menos 0.5 cm de cada alambre y coloque la pila acostada encima del vaso y conéctela permitiendo el paso de corriente durante 10 a 15 minutos.

**Nota:** La coloración de la fenolftaleína es roja con las bases e incolora con los ácidos. La coloración del almidón es azul debido a la presencia de yodo ( $I_2$ ).

¿Qué se observa? \_\_\_\_\_

¿Qué tipo de cambio se presenta? \_\_\_\_\_

¿Como se llama el fenómeno? \_\_\_\_\_

**5.0. Anota las conclusiones de la práctica:** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

### 6.0. Cuestionario.

1.- ¿Cuál es la diferencia entre un cambio físico y un cambio químico? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

2.- Enuncia tres fenómenos químicos:

a) \_\_\_\_\_ b) \_\_\_\_\_ c) \_\_\_\_\_

3.- Enuncia tres fenómenos físicos:

a) \_\_\_\_\_ b) \_\_\_\_\_ c) \_\_\_\_\_

3.- Anota tres propiedades específicas químicas:

a) \_\_\_\_\_ b) \_\_\_\_\_ c) \_\_\_\_\_

4.- Anota tres propiedades específicas físicas:

a) \_\_\_\_\_ b) \_\_\_\_\_ c) \_\_\_\_\_

5.- ¿Qué es un sistema? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

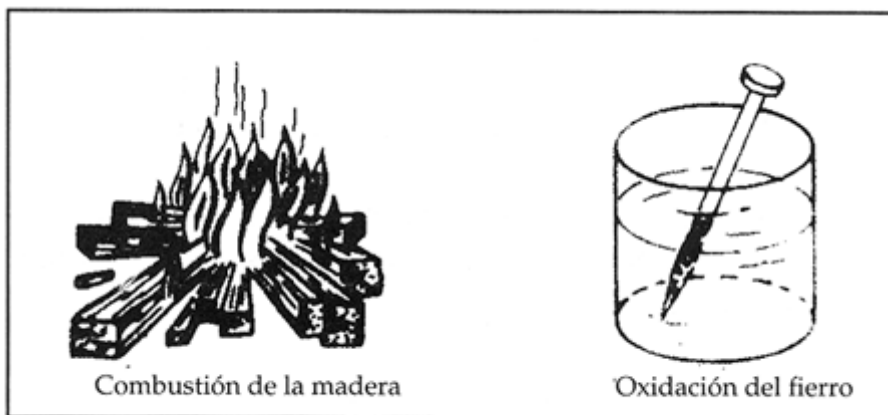
6.- ¿A qué se le llama estado de un sistema? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**LISTA DE COTEJO:**

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos



Fenómenos químicos.

---

NOMBRE DEL ALUMNO

---

FIRMA DEL PROFESOR

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 4

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### PARTÍCULAS SUBATOMICAS. "EL ELECTRÓN"

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

1.1. Deducir de acuerdo a los experimentos algunas características del electrón, partícula fundamental del átomo.

#### 2.0. MATERIAL Y SUSTANCIAS

1 tubo de descarga de Crookes  
1 tubo de descarga de Crookes con placa ranurada  
1 tubo de descarga de Crookes con molinete  
1 tubo de descarga de Crookes con cruz de Malta  
1 imán de herradura  
1 bomba de vacío.

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

Cuando se frota dos objetos y se acercan se produce cierto fenómeno eléctrico, por ejemplo, si se acerca un peine previamente frotado a un mechón de cabello seco éste será atraído por el peine. Dos esferas de saúco se rechazan cuando son tocadas por una barra de cristal que se ha frotado previamente con seda. Estos fenómenos y otros más se deben a una de las partículas fundamentales del átomo: el electrón

El electrón se hizo presente en los experimentos del alemán Julius Plücker(1801-1868) en los tubos al vacío fabricado por Heinrich Geissler(1815-1879), por lo que se le considera el inventor del tubo de rayos catódicos. Este dispositivo fue perfeccionado por el físico inglés William Crookes(1832-1919) que permitió estudiar mejor los fenómenos que se presentan.

En 1897, el físico inglés Joseph John Thomson(1856-1940), trabajo con los rayos catódicos demostrando su reflexión en un campo eléctrico, además de determinar la relación carga eléctrica y masa del electrón, relación que le dio un valor de  $e/m=1.79 \times 10^8$  C/g. Posteriormente en 1911, el físico norteamericano Robert Andrews Millikan(1868-1953) logró determinar con bastante exactitud la carga eléctrica del electrón. En 1891, el físico irlandés George Johnstone Stoney(1826-1911) nombro a la partícula que forman los rayos catódicos **electrón**.

Algunas de las características del electrón se explican con los experimentos siguientes.

## 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL

**Nota importante:** El profesor dará las indicaciones previas antes de cualquier demostración

### 4.1. Demostración no.1

Conectar las terminales de la fuente de energía a los electrodos del tubo de descarga. Encender la fuente de poder y aumentar poco a poco el voltaje.

¿Qué observas? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Ahora apaga la fuente de poder. Después une la manguera al tubo de Crookes y enciende la bomba de vacío; conecta la fuente de energía y aumenta como antes el voltaje.

¿Qué sucede después de unos minutos? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

¿Qué nombre recibe el haz luminoso? \_\_\_\_\_

¿Qué conclusiones se tienen con este experimento? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

### 4.2 DEMOSTRACIÓN No.2

Conectar las terminales de la fuente de poder a los electrodos del tubo de descarga que tiene una placa ranurada. Encender la fuente de poder y aumentar el voltaje.

¿Qué observas? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

¿Qué trayectoria tiene el haz luminoso? \_\_\_\_\_

Según las indicaciones del profesor, coloca el imán sobre el tubo de descarga y deslízalo a ambos lados del tubo.

¿Que se observa? \_\_\_\_\_

Con base a la demostración, ¿qué carácter eléctrico tiene el haz luminoso? \_\_\_\_\_

¿Qué se concluye con esta demostración? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

### 4.3 DEMOSTRACIÓN No. 3

Conecta las terminales de la fuente de energía a los electrodos de descarga que tiene un molinete. Encender la fuente y aumentar el voltaje.

¿Qué sucede? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

De qué electrodo a que electrodo se desplaza el haz luminoso?. \_\_\_\_\_

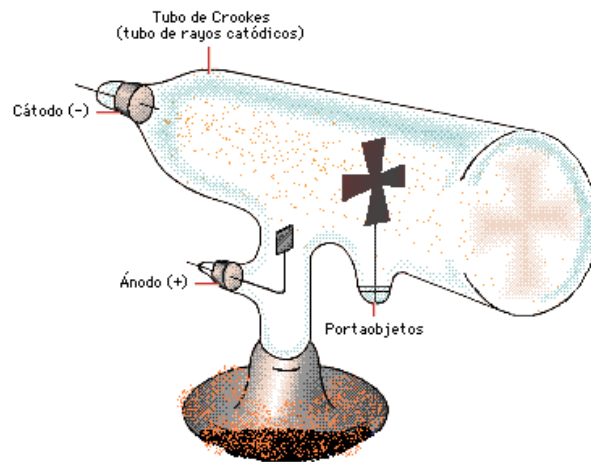
¿Por qué se mueve el molinete? \_\_\_\_\_

### 4.4 DEMOSTRACIÓN No. 4

Conectar las terminales de la fuente de poder a los electrodos del tubo de descarga que tiene una cruz de Malta. Encender la fuente y aumentar el voltaje.

¿Qué sucede? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

¿Qué se demuestra con este experimento? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_



## 5.0 CONCLUSIONES

Anota las conclusiones de la práctica: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

## 6.0 CUESTIONARIO

1.- ¿Cuales son las tres partículas fundamentales de átomo?

a) \_\_\_\_\_ b) \_\_\_\_\_ c) \_\_\_\_\_

2.- ¿Qué partícula se identifica con los experimentos anteriores? \_\_\_\_\_

3.- ¿Qué partícula subatómica del átomo es la más importante en la química? \_\_\_\_\_

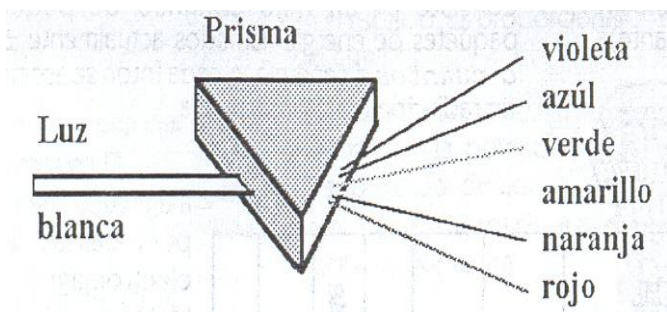
4.- Completa el siguiente cuadro:

<u>Partícula</u>	<u>Símbolo</u>	<u>Masa (g)</u>	<u>Carga eléctrica Relativa</u>
Protón			
Neutrón			
Electrón			

**LISTA DE COTEJO:**

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos



\_\_\_\_\_  
NOMBRE DEL ALUMNO

\_\_\_\_\_  
FIRMA DEL PROFESOR

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 5

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### NÚMEROS CUÁNTICOS Y DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

- 1.1. Explicar el significado de los cuatro números cuánticos.
- 1.2. Deducir el posible número de los electrones por nivel, por subnivel y por cada orbital.

#### 2.0. MATERIAL Y SUSTANCIAS

- 1 lámpara de alumbrado
- 1 bobina Tesla
- 1 tubo de descarga de hidrogeno
- 1 tubo de descarga de neón
- 1 tubo de descarga de mercurio
- 1 tubo de descarga de cloro
- 1 tubo de descarga de helio
- 1 soporte universal con pinzas
- 2 espectroscopios

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

La cuantización del átomo se debió principalmente al modelo atómico de Bohr, (átomo de hidrógeno). Esta teoría supone que el electrón gira, en torno a un protón, con energía fija sin emitirla ni absorberla (estado basal).

Si el átomo absorbe energía altera su estado basal o fundamental pasando a un estado a otro llamado "excitado": aquí los electrones pasan a un nivel mayor de energía, irradian el exceso como energía luminosa.

Bohr estableció la energía con la que gira el electrón y es igual a  $-313.6$  kcal, además estableció que el electrón del átomo de hidrógeno tiene distintos niveles de energía cuantizados por la expresión matemática:

$$E = \frac{-313.6}{n^2}$$

Donde "n" es el número cuántico principal que señala el nivel de energía cuantizado. El número cuántico "n" tiene valores enteros positivos: 1, 2, 3, ... que corresponden a los diferentes niveles de energía. Con base en los elementos conocidos solamente se establecen 7 valores de "n":

$$n = 1, 2, 3, \dots, 7, \dots, \infty$$

para la transición  $n=2 \longrightarrow n=3$ , se origina una línea espectral que irradia luz con una longitud de onda de  $6563 \text{ \AA}$ . ( $1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m} = 0,1 \text{ nm}$ )

Sin embargo la teoría de Bohr no explicó las interacciones electrónicas de átomos multielectrónicos, tarea resuelta por Sommerfeld, el propuso la existencia de subniveles de energía al introducir el número cuántico secundario o por forma " $\ell$ ", este número cuántico indica la forma que tienen los subniveles, llamados también clases.

Los valores de " $\ell$ " están en función de "n" según la expresión:

$$\ell = 0, 1, \dots, (n-1)$$

De acuerdo a esta expresión, " $\ell$ " tiene los valores de 0, 1, 2,...; sin embargo solo se han considerado los cuatro primeros valores, 0, 1, 2 y 3, a los cuales se les ha asignado una letra: s, p, d y f respectivamente.  $0 \rightarrow s, \quad 1 \rightarrow p, \quad 2 \rightarrow d, \quad 3 \rightarrow f$

Los valores del número cuántico " $\ell$ " corresponden a las cuatro líneas del espectro del hidrógeno, valores que están subordinados a los del número cuántico principal.

Posteriormente Schrödinger, apoyado en los trabajos de Bohr, Sommerfeld, Heisenberg y De Broglie, estableció una ecuación matemática asociando al electrón con una onda electromagnética.

Otro número cuántico es el magnético " $m$ ", esta relacionado con el impulso magnético del electrón y establece que un subnivel esta formado por orbitales con diferentes orientaciones especiales debidas al movimiento de traslación del electrón:

Los valores de "m" están en función de " $\ell$ " con la expresión:

$$- \ell, \dots, -1, 0, 1, \dots, + \ell$$

Cada valor de "m" representa un orbital o reempe (**R**egión **E**spacio **E**nergética de **M**anifestación **P**robabilística **E**lectrónica) con una orientación definida, así el número total de orbitales por subnivel está dado por la expresión:

$$2 \ell + 1$$

En 1928, Paul A. M. Dirac (1902-1984) y Jordan establecieron un último número cuántico llamado de spin o giro, "**s**" ó "**ms**" que determina el estado magnético del electrón por su movimiento de rotación.

El número cuántico de spin tiene exclusivamente dos valores: representados gráficamente por dos flechas:

$$+ 1/2 (\uparrow); - 1/2 (\downarrow)$$

## 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL

### 4.1. Demostración no.1. (Estados basal y excitado del átomo).

Conectar la bobina Tesla y acercarla al tubo de alumbrado, aumentar la intensidad de la bobina.

¿Qué sucede? \_\_\_\_\_

### 4.2 DEMOSTRACIÓN No.2, SUBNIVELES DE ENERGÍA.

Colocar el tubo de descarga de hidrógeno en el espectroscopio, conectar los electrodos a las terminales de la bobina de inducción y encenderla. Aumentar el voltaje hasta observar el espectro del hidrógeno.

¿Cuántas líneas espectrales se observan? \_\_\_\_\_

¿Cual es el color de cada línea? \_\_\_\_\_

#### 4.3 DEMOSTRACIÓN No. 3 (ORBITALES O REEMPES).

Colocar en el espectroscopio los tubos de descarga con el orden siguiente: Helio, He, Neón, Ne, kriptón, Kr, Mercurio, Hg y Cloro, Cl. proceder como en el punto 4.2.

¿Que se observa? \_\_\_\_\_

Llenar el cuadro:

	He	Ne	Kr	Hg	Cl
<b>Número de líneas</b>					

#### 5.0 CONCLUSIONES

Anotar las conclusiones sobre la práctica: \_\_\_\_\_

#### 6.0 CUESTIONARIO

6.1. Con base en los conceptos teóricos de la práctica, completar los cuadros siguientes:

Si n =	Valores Posibles de: $l=0, \dots, (n-1)$			
1				
2				
3				
4				3

Si l =	Valores Posibles de: $m = -l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$					
0	0					
1		0				
2					+1	
3		-2				

	n	l	m	s
1s	1	0	0	$\pm 1/2$
2s	2	0	0	$\pm 1/2$
2p	2	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
3s	3	0	0	$\pm 1/2$
3p	3	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
3d	3	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
4s	4	0	0	$\pm 1/2$
4p	4	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
4d	4	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
4f	4	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	$\pm 1/2$

6.2. Consultando los cuadros anteriores, contestar:

¿Cuántos orbitales totales se tienen cuando n = 2 ? \_\_\_\_\_

¿Cuántos orbitales tiene el subnivel p ( $\ell = 1$ )? \_\_\_\_\_

¿Cuántos orbitales tiene el subnivel f ( $\ell = 3$ )? \_\_\_\_\_

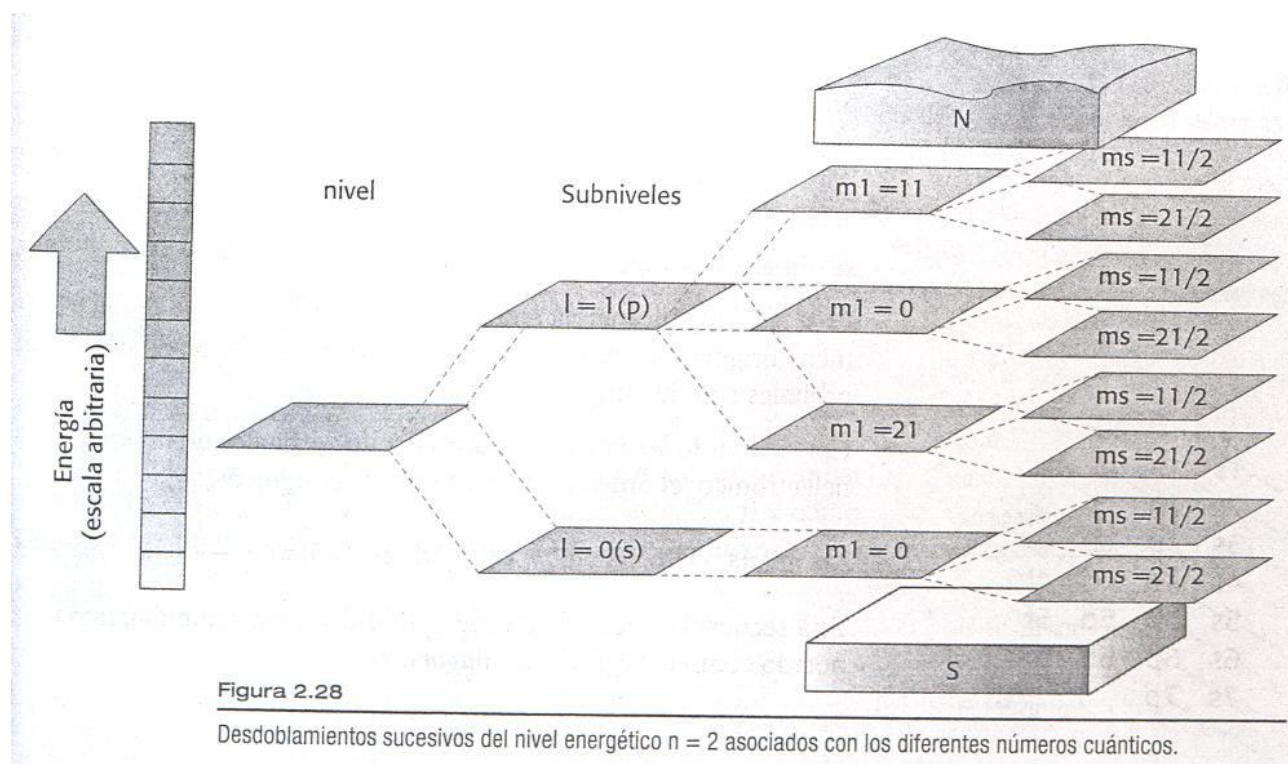
6.4 llenar el cuadro de la página siguiente como se indica:

Z	DIAGRAMA DE ENERGÍA A PARTIR DEL KERNEL DE UN GAS NOBLE	NÚMEROS CUÁNTICOS DEL ELECTRÓN DIFERENCIAL				ELECTRONES DE VALENCIA
		n	$\ell$	m	ms	
5						
7						
9						
15						
18						
23						
26						
37						
47						

**LISTA DE COTEJO:**

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos



\_\_\_\_\_  
**NOMBRE DEL ALUMNO**

\_\_\_\_\_  
**FIRMA DEL PROFESOR**

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 6

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### “ESTRUCTURA DE LA TABLA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS”

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP’S).

1.1. Observar una serie de elementos y ordenarlos en la tabla periódica según su característica de metales y no metales tanto como por su actividad química.

1.2. Ordenar una serie de elementos según su electronegatividad, energía de ionización y afinidad electrónica.

#### 2.0 MATERIAL

2 Vasos de precipitados de 100 mL  
1 Vidrio de reloj  
1 Espátula  
1 Pinzas para crisol  
3 Tubos de ensaye  
1 Gradilla  
1 Pipeta de 10 mL  
1 Mechero Bunsen

#### SUSTANCIAS.

##### SÓLIDAS

Sodio (Na), Carbono, C(s)  
Azufre (S), Magnesio (Mg)  
Calcio (Ca), Estaño (Sn)  
Cobre (Cu), Zinc (Zn)  
Fierro (Fe), Plomo (Pb)  
Aluminio (Al), Bismuto (Bi)  
Estaño (Sn), Antimonio (Sb)  
Yodo (I)

##### LÍQUIDOS

Bromo, Mercurio, fenolftaleína  
Ácido Clorhídrico (HCl) concentrado  
Bromuro de potasio (KBr) 0.1 M  
Yoduro de potasio (KI) 1.0 M  
Bisulfuro de carbono (CS<sub>2</sub>)

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

Desde los primeros tiempos de la historia los seres humanos se han interesado por la constitución de la materia. Tales de Mileto (624 a 548 a.c.) propone la idea de que la materia universal es el agua. Anaximandro considera que la sustancia primordial es el apearon, el cual es intangible. Para Heráclito de Efeso, el fuego es la sustancia primordial o principio que, a través de la condensación y rarefacción, crea los fenómenos del mundo sensible.

Pero es hasta Empedocles de Agrigento (493-433 a.c.), filósofo, poeta y medico que considera cuatro elementos: agua, aire, tierra y fuego que se unen o separa por efecto del amor u odio (atracción y repulsión).

Cuando se acepta la teoría atómica actual (Dalton, 1803) se empieza a observar que hay una regularidad en las propiedades de los elementos que se conocían en esa época (unos cincuenta elementos). Es en 1829 que el químico alemán J.W. Döbereiner (1780-1849) con sus triadas el primero que intento clasificarlos en grupos de tres elementos considerando su masa atómica, el color y la reactividad que aumentaban regularmente:

Así, presentaba las siguientes triadas;

Cl, Br, I;

Ca, Sr, Ba;

S, Se, Te

Esta idea estaba limitada a pocos elementos por lo que no fue útil.

En 1864 el químico inglés John A. R. Newlands(1837-1898) clasificó los elementos por orden de masas atómicas crecientes y observó que después de cada siete elementos, en el octavo, se repetían las propiedades del primero. Por analogía con la escala musical, a esta repetición periódica la llamó ley de las octavas. Este ordenamiento también tenía sus limitaciones.

El modelo de Dmitri Ivánovich Mendeléiev(1834-1907) y Julius Lothar Meyer, propuesto en 1869, se apoya en los criterios siguientes:

- a) los elementos se ordenan de acuerdo con sus pesos atómicos, presentando una periodicidad en sus propiedades.
- b) Los elementos que son similares en sus propiedades tienen pesos atómicos cercanos al mismo valor
- c) Los arreglos de elementos en grupos en orden de sus pesos atómicos corresponde tanto a sus valencias como a sus propiedades químicas.

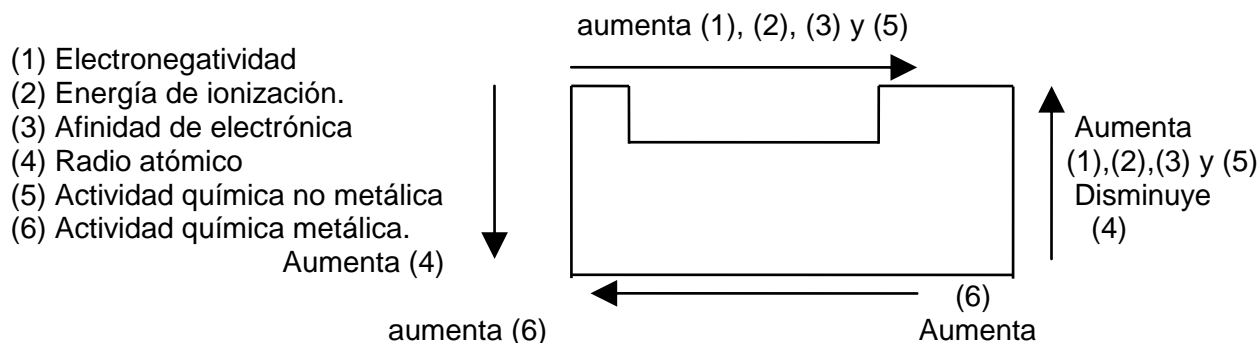
La tabla periódica actual tiene como base el número atómico de los elementos (Z) y se propuso en 1913 por el físico inglés Henry Gwyn Jeffreys Moseley. La ley periódica establece que “cuando los elementos se arreglan en orden de sus números atómicos, sus propiedades físicas y químicas muestran tendencias periódicas”.

Las propiedades periódicas son las propiedades que varían periódicamente en función del número atómico. Se clasifican en:

- a) Físicas: densidad, punto de fusión, punto de ebullición, etc.
- b) Químicas: carácter metálico, acidez, actividad química, poder reductor, etc.
- c) Atómicas: energía de ionización, afinidad electrónica, radio atómico, electronegatividad, etc.

En la tabla periódica los elementos se han clasificado en metales, metaloides y no metales. La actividad química se refiere a la facilidad que tienen unos elementos para reaccionar, comparada con otros elementos, La electronegatividad se define como la fuerza que tienen los elementos para atraer un par de electrones de enlace.

El dibujo siguiente representa una tabla periódica y la forma en que varían algunas propiedades periódicas.





Ordenar en forma ascendente de actividad química a los elementos utilizados en los experimentos 4.2 y 4.3:

1º: \_\_\_\_\_

2º: \_\_\_\_\_

3º: \_\_\_\_\_

4º: \_\_\_\_\_

#### 4.5 Experimento No 5

Con las pinzas para crisol, sujetar una pequeña cinta de magnesio (Mg), quemarla con la flama del mechero.

¿Qué se observas? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

¿De que esta formado el residuo? \_\_\_\_\_

#### 4.6 Experimento No. 6

Con la pipeta agregar 2 mL de ácido clorhídrico concentrado (HCl), en tres tubos de ensaye, agregar al primer tubo un trocito de Na, al segundo un poco de Mg y al último un poco de Al.

¿Qué se observas? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Lavar los tubos de ensaye para utilizarlos en el experimento siguiente.

#### 4.7 Experimento No. 7

**Nota:** Para este experimento considerar que el bisulfuro de carbono  $CS_2(l)$ , disuelve el cloro  $Cl_2(g)$ , al bromo  $Br_2(l)$ , y el yodo  $I_2(s)$  dando soluciones de color amarillo, anaranjado y violeta respectivamente.

En un tubo de ensaye agregar 2 mL de yoduro de potasio,  $KI(ac)$ , añadir 3 mL de agua de cloro ( $Cl_2(ac)$ ) y 5 gotas de bisulfuro de carbono ( $CS_2$ ). Agitar fuertemente el tubo de ensaye.

¿Qué se observa en el fondo del tubo de ensaye? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

En otro tubo de ensaye agregar 2 mL de bromuro de potasio,  $KBr(ac)$ , añadir 3 mL de  $Cl_2(ac)$  y 5 gotas de  $CS_2(l)$ , agitar fuertemente el tubo de ensaye.

¿Qué se observa en el fondo del tubo de ensaye? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Ahora en otro tubo de ensaye agregar 2 mL de  $KI(ac)$ , añadir 3 mL de agua de bromo  $Br_2(ac)$  y 5 gotas de  $CS_2(l)$ . Agitar fuertemente el tubo.

¿Qué se observa en el fondo del tubo de ensaye? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_



6.2 Con base en los experimentos 4.2 al 4.6, ¿Como varia la actividad química de los elementos?

---



---



---

6.3 Con base en el experimento 4.7 generalizar ¿Como varia la actividad química de los no metales?

---



---



---

6.4 Con base en los valores de electronegatividad de la tabla periódica, ordenar en forma ascendente los elementos siguientes: Mg, F, S, Na, O, Cl, B, Fe, Cd.

---



---

6.5 En base a la actividad química metálica y no metálica clasifica a los siguientes elementos, Mg, F, S, K, Na, O, Cl, B, Fe, Cd. En orden creciente de su actividad el caso.

---

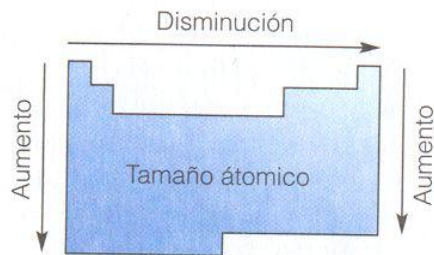


---

**LISTA DE COTEJO:**

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos



**Figura 6.8** Tendencias generales del tamaño atómico.

---

**NOMBRE DEL ALUMNO**

---

**FIRMA DEL PROFESOR**

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 7

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

- 1.1. Escribir la formula de Lewis (electrónica) de compuestos binarios y ternarios.
- 1.2. Distinguir los diferentes tipos de enlace de las sustancias con base en la electronegatividad de sus elementos.

#### 2.0 MATERIAL

2 Soportes Universal  
2 Buretas de 25 mL  
4 tubos de ensayo medianos  
1 barra de ebonita o lucita  
1 agitador

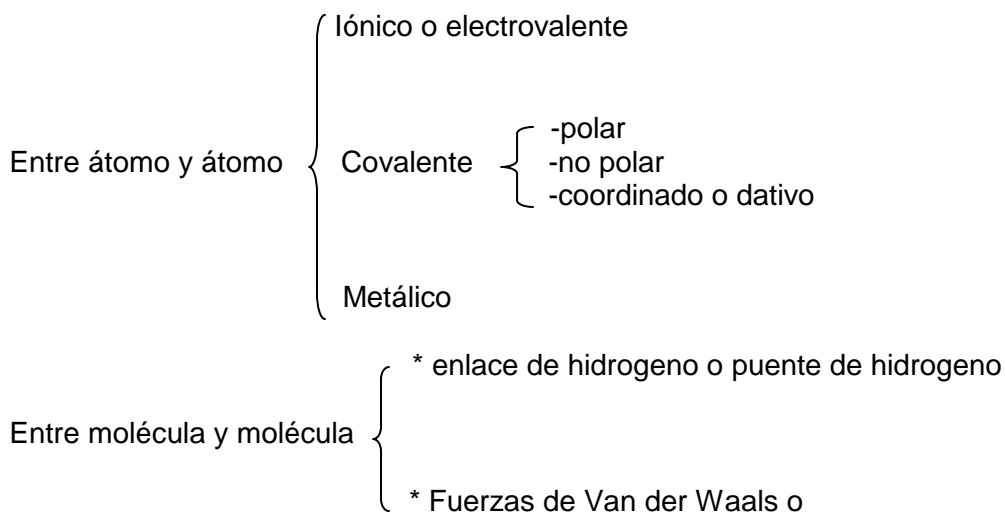
#### SUSTANCIAS

Agua destilada  
Tetracloruro de Carbono ( $\text{CCl}_4$ )  
vaselina(s)  
cloruro de sodio,  $\text{NaCl(s)}$   
yoduro de potasio,  $\text{KI(s)}$   
Acido benzoico,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH(s)}$

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

El enlace químico es la fuerza electromagnética de atracción que se establece entre átomos y/o moléculas para que den como resultado las sustancias que conocemos.

Los enlaces pueden ser:



Hay varias teorías que explican como se enlazan los átomos para formar moléculas y aunque tienen sus limitaciones, dan una idea sobre el enlace químico.

Una de estas teorías es la del octeto de Lewis, menciona que al enlazarse los átomos, tienden a adquirir un número estable de electrones (principalmente ocho) basándose en la electronegatividad y la energía de ionización de los átomos que se enlazan.

La estructura de Lewis o símbolo de punto electrón de Lewis se escribe con el símbolo del elemento y un punto (o cruz) por cada electrón de valencia del átomo de un elemento. La estructura de Lewis sirve para destacar los electrones de valencia y la geometría de las moléculas de los compuestos.

Conociendo en que grupos de la tabla periódica se localizan los átomos de los elementos que se unen, se puede escribir su fórmula electrónica (de Lewis), además, en la mayoría de los enlaces habrá de uno a tres pares de electrones según sea el caso.

Para escribir la fórmula de Lewis de un compuesto se seguirán los pasos siguientes:

1. Escribe primero el símbolo del átomo central de la estructura (si participan tres o más átomos) y dispón los otros átomos en torno al átomo central. Entre los átomos centrales más comunes están los no metales (C, N, P, S Y en ocasiones O, en : H<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>O, HOCl y O<sub>3</sub>).

2. Establece el número total de electrones de valencia, sumando el número de electrones de valencia correspondientes a cada átomo de la molécula o ion.

a. Para un ion negativo, suma a este total un número de electrones igual a la carga negativa del ion.

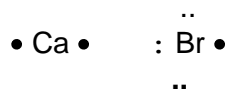
b. Para un ion positivo, resta de este total un número de electrones igual a la carga positiva del ion.

3. Utiliza un enlace sencillo (un par de electrones) para conectar cada átomo al átomo central. Dispón los electrones restantes en torno a todos los átomos de modo que haya un octeto completo alrededor de cada átomo, excepto el hidrógeno, que nunca tiene más de dos electrones. (En las estructuras grandes que contienen hidrógeno, como H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> o HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, el hidrógeno se une al oxígeno, que a su vez se enlaza al átomo central.)

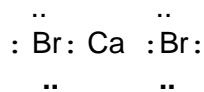
4. Si el número total de electrones disponible es inferior al número que se requiere para completar un octeto, desplaza pares electrónicos no enlazantes (externos) en a estructura para crear uno o más enlaces dobles o triples. (Un doble enlace está presente en la estructura cuando hacen falta dos electrones; la falta de cuatro electrones indica dos enlaces dobles o un enlace triple.).

Por ejemplo, para el bromuro de calcio (CaBr<sub>2</sub>), el calcio está en el grupo II A y el bromo en el grupo VII A:

**Símbolo electrónico (de Lewis)**



**Fórmula electrónica ( De Lewis )**



**Fórmula desarrollada**



Los principales tipos de enlace entre átomos son: **iónico**, **covalente** (polar, no polar y coordinado) y **metálico**.

## ENLACE IONICO

Enlace entre átomos cuya diferencia de electronegatividad es de 1.7 en adelante. Los electrones del enlace son atraídos fuertemente por el átomo más electronegativo. Los compuestos iónicos están formados por un elemento metálico y un no metálico produciendo sales binarias o cuando son ternarias un elemento metálico y dos elementos no metales, por lo general para formar oxisales. Observar el cuadro siguiente:

elementos	electronegatividad	Compuesto	diferencia de electronegatividad
Na	0.9	NaF	4.0 - 0.9=3.1
F	4.0	Na-F	3.1 > 1.7
K	0.8	KCl	3.0 - 0.8= 2.2
Cl	3.0	K-Cl	2.2. > 1.7

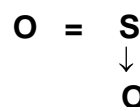
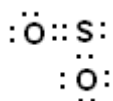
## ENLACE COVALENTE

Enlace covalente entre átomos donde cada átomo aporta un electrón para formar un par de electrones de enlace. El enlace covalente se clasifica en: **no polar**, con diferencia de electronegatividad de 0 a 0.4; **enlace covalente polar** con diferencia de electronegatividad de 0.5 a 1.6. Como la diferencia de electronegatividades es menor, los compuestos covalentes están formados por la combinación de dos o mas elementos no metales. Este enlace también puede estar presente en compuestos ternarios que presenten enlace iónico.

Observar el cuadro siguiente:

Elementos	Electronegatividad	Compuesto	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
H	2.1	HCl	3.0 - 2.1=0.9	covalente polar
Cl	3.0	H-Cl	0.9 < 1.7	
O	3.5	O <sub>2</sub> O = O	3.5-3.5 = 0.0 0.0<1.7	cov. no polar
N	3.0	N <sub>2</sub> N ≡ N	3.0-3.0 = 0.0 0.0<1.7	cov. no polar
C	2.5	CO <sub>2</sub>	3.5-2.5= 1.0	covalente polar
O	3.5	O = C = O	0<1.0< 1.7	

El enlace covalente coordinado se diferencia de los otros dos porque un átomo proporciona el par de electrones y el otro lo acepta. Ejemplo:



enlace covalente coordinado

Fórmula condensada

Fórmula electrónica

Fórmula desarrollada

## ENLACE METÁLICO

Este enlace lo tienen los metales cuando están libres o sin combinar, por ejemplo, una barra de cobre tiene enlace metálico. Se considera el enlace metálico como un conjunto de núcleos atómicos donde los electrones de enlace se mueven libremente y en todas direcciones (deslocalización), dando propiedades características a los metales, por ejemplo, la buena conductividad eléctrica y térmica, brillo, etc.



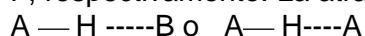
## ENLACES MOLECULA-MOLECULA:

### Fuerzas de Van der Waals.

Las fuerzas de Van der Waals, estudiadas por Johannes Diderik van der Waals (1837-1923), físico holandés, son fuerzas de atracción dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y de dispersión. Estas fuerzas explican que sustancias que son no polares se puedan encontrar en estado sólido y líquido como son el helio (He), CCl<sub>4</sub>, etc.,.

### ENLACE DE HIDRÓGENO.

El enlace de hidrógeno o enlace por puente de hidrógeno es un tipo especial de enlace dipolo-dipolo en el átomo de hidrógeno de enlace polar; como el O-H, N-H, F-H y un átomo electronegativo como el O, N, F, respectivamente. La atracción se escribe como:



Se comprueba que existe un enlace de hidrógeno porque los puntos de ebullición de estas sustancias son mayores que para sustancias de la misma masa molecular que no lo tienen. Por ejemplo el H<sub>2</sub>O tiene como punto de ebullición 100 °C mientras que el metano, CH<sub>4</sub>, es de - 161.5 °C

### MOLECULAS POLARES Y NO POLARES.

Para saber si una molécula es polar necesitamos conocer su geometría tridimensional. Si esta contiene enlaces covalentes polares pero es simétrica entonces la molécula es no polar o apolar (no forma un dipolo) pero en el caso de la molécula contenga enlaces polares y sea asimétrica entonces la molécula es polar (estará formada por un dipolo).

Con base en los conceptos anteriores, uno de los determinantes de las propiedades físicas y químicas de las sustancias es el tipo de enlace que tengan.

## 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL.

### Experimento No. 1. Solubilidad en solventes o disolventes polares y no polares.

En cada uno de los cuatro tubos de ensaye, agregar respectivamente 0.2 gramos de las sustancias siguientes: NaCl (s), KI(s), Ácido Benzoico(s), C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH (s) y vaselina.

A continuación agregar 2 mL de agua destilada a cada tubo de ensaye y tomando en cuenta el tipo de enlace de las sustancias, agitar tratando de disolverlas.

En otros cuatro tubos de ensaye repetir el procedimiento del primer párrafo de este experimento, ahora verter 2 mL de benceno, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> (l) y agitar tratando de disolver las muestras.

Sustancia	Tipo de enlace	Soluble en agua	Soluble en benceno (C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> )
NaCl(s)			
KI(s)			
Ácido Benzoico(s), C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH			
Vaselina (C <sub>n</sub> H <sub>2n+2</sub> )			

Anota tus conclusiones sobre este experimento. \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

### Experimento No. 2. Polaridad de la molécula según su forma especial (demostrativo)

En dos buretas de 25 mL instaladas en el soporte universal, agrega en una, agua destilada y en la otra tetracloruro de carbono (CCl<sub>4</sub>). Coloca un vaso de precipitado de 100 ml debajo de cada bureta.

Frota fuertemente una barra de ebonita con una piel de gato, abrir la llave de la bureta que contiene agua y acerca la barra al flujo del líquido sin que se moje.

Repite la operación anterior con la bureta que contiene el tetracloruro de carbono.

¿Qué observas? \_\_\_\_\_

¿Qué tipo de moléculas son atraídas por la barra de ebonita? \_\_\_\_\_

Escribe la fórmula desarrollada del tetracloruro de carbono y del agua:

<b>CCl<sub>4</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>

### 5.0 CONCLUSIONES

Anota tus conclusiones sobre la práctica: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

## 6.0 CUESTIONARIO

6.1. Con base en la electronegatividad, escribe el tipo de enlace entre átomos de los compuestos siguientes:

SO <sub>3</sub>	_____	S <sub>8</sub>	_____
AlCl <sub>3</sub>	_____	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	_____
Cl <sub>2</sub>	_____	LiOH	_____
PH <sub>3</sub>	_____		

6.2. Representar la fórmula de Lewis de las fórmulas del cuadro siguiente, además señalar cuál es el átomo que atrae con más fuerza el par de electrones de enlace:

Fórmula desarrollada	Fórmula de Lewis	Átomo más electronegativo	Átomo menos electronegativo	Tipo de enlace
H <sub>2</sub> S				
BeCl <sub>2</sub>				
CaF <sub>2</sub>				
HNO <sub>3</sub>				

6.3 Anota 3 compuestos polares y 3 compuestos no polares (simétricos):

**POLARES**

**NO POLARES**

\_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

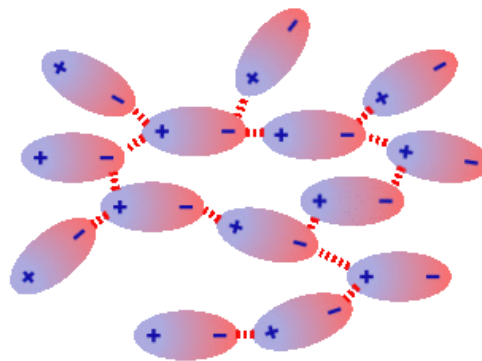
\_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

## 7.0 BIBLIOGRAFÍA.

### LISTA DE COTEJO:

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos



---

**NOMBRE DEL ALUMNO**

---

**FIRMA DEL PROFESOR**

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 8

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS POR SU ENLACE QUIMICO

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

1.1 Comprobaras algunas de las propiedades de las sustancias con base a su enlace.

#### 2.0 MATERIAL

- 1 Circuito eléctrico con foco
- 4 Vasos de precipitados de 100 mL
- 4 Tubos de ensaye
- 2 tubos desechables sellados por un extremo
- 1 Pinza para tubo de ensaye
- 1 Mechero Bunsen
- 1 Soporte Universal

#### SUSTANCIAS

Bromuro de potasio (KBr)  
Cloruro de sodio (NaCl) 0.1 M (ac)  
Yoduro de potasio (KI) 0.1 M (ac)  
Ácido acético en solución (ac) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>  
Benceno líquido C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>  
Urea en solución CH<sub>4</sub>ON<sub>2</sub> (ac)  
Azúcar sólida C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>(s)  
Almidón sólido

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

Con base en los conceptos de la práctica número 7, uno de los determinantes de las propiedades físicas y químicas de las sustancias es el tipo de enlace que tengan, aunque no siempre es el determinante si influye en la estructura y propiedades de las sustancias.

#### 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL

##### Experimento No. 1 Conductividad eléctrica.

Coloca en los vasos de precipitados de 100 mL de las sustancias marcadas en el cuadro. En el último vaso verter 50 mL de agua destilada para lavar las terminales del circuito eléctrico después de introducirlas en cada vaso.

A continuación, con base en las indicaciones del profesor, introducir las terminales del circuito eléctrico en cada vaso para interpretar el tipo de enlace de cada sustancia.

Vaso No.	Sustancia	Conductividad Eléctrica	Tipo de enlace	Observaciones
1	Cloruro de Sodio, NaCl(ac)			
2	Yoduro de potasio, KI(ac)			
3	Benceno, C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l)			
4	Urea, CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> (ac)			

Anota tus conclusiones sobre este experimento: \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

**Experimento No. 2, Punto de Fusión.**

Agregar en un tubo de ensaye 0.2 gramos de Cloruro de sodio (NaCl) (s); en otro tubo agregar 0.2 gramos de yoduro de potasio, KI(s), ahora con las pinzas para tubo de ensaye, colocar cada tubo en la flama del mechero durante unos 30 o 40 segundos de tal forma que reciban calor uniforme.

¿Qué observa? \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

A continuación, utilizar los tubos desechables, colocar en uno 0.2 gramos de azúcar y en el otro 0.2 gramos de almidón y calentar como en el párrafo anterior.

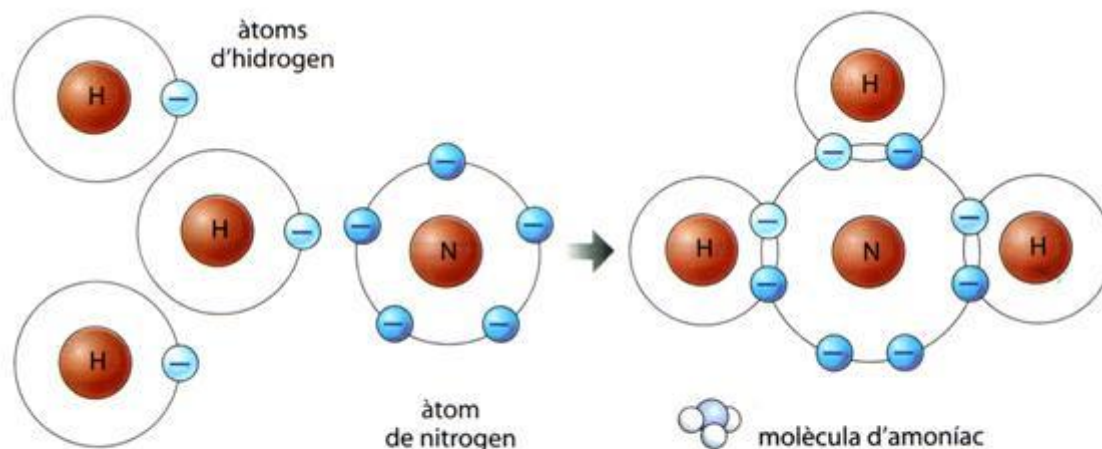
¿Qué observa? \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_

Completar el cuadro siguiente:

Sustancia	Punto de fusión	Tipo de enlace	Observaciones
NaCl (s)			
KI (s)			
Azúcar			
Almidón (s)			

**5.0 CONCLUSIONES.**

Anota tus conclusiones sobre la práctica: \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_



**Molècula d'amoniac.** Un àtom de nitrogen comparteix un parell d'electrons amb cada un dels tres hidrògens; d'aquesta manera, els quatre àtoms tenen les seues últimes capes completes.

## 6.0 CUESTIONARIO

6.1. Con base en la electronegatividad y de acuerdo con la primera tabla de la parte teórica y el experimento 2 de la práctica, señalar el tipo de enlace entre átomos de los compuestos y su punto de fusión (alto o bajo) siguientes:

elementos	electronegatividad	compuesto	diferencia de electronegatividad	punto de fusión	Enlace
		SO <sub>3</sub>			
		AlCl <sub>3</sub>			
		Na <sub>2</sub> O			
		PH <sub>3</sub>			
		Cl <sub>2</sub>			
		NO <sub>2</sub>			
		CaBr <sub>2</sub>			
		LiI			
		CS <sub>2</sub>			
		CaC <sub>2</sub>			

### LISTA DE COTEJO:

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos

\_\_\_\_\_  
NOMBRE DEL ALUMNO

\_\_\_\_\_  
FIRMA DEL PROFESOR

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 9

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### IDENTIFICACION Y NOMENCLATURA DE FUNCIONES QUIMICAS INORGÁNICAS

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

1.1 Escribirás la fórmula química y el nombre de los compuesto inorgánicos más comunes.

#### 2.0 MATERIAL

1 Mechero Bunsen  
3 Tubo de ensaye  
1 Pinzas para crisol.  
1 Tubo desechable sellado en uno de sus extremos.  
1 Vaso de precipitado de 100 mL  
1 Agitador de vidrio  
1 Gradilla  
1 Cucharilla de combustión  
1 Matraz Erlenmeyer de 300 mL  
1 Tapón de hule para el matraz anterior

#### SUSTANCIAS

Magnesio Mg (s)  
Agua destilada H<sub>2</sub>O (l)  
Limadura de Hierro Fe(s)  
Azufre en polvo S(s)  
Papel tornasol rojo y azul.  
Fenolftaleína  
Solución de BaCl<sub>2</sub> 0.5 M  
Solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 0.5 M  
Solución de NaOH, 0.5 M

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS.

La nomenclatura química es un conjunto de reglas aceptadas para dar el nombre y/o la fórmula de un compuesto. Además la fórmula expresa la composición definida, cualitativa y cuantitativa del compuesto.

Para nombrar los compuestos químicos inorgánicos se siguen las normas de la IUPAC (unión internacional de química pura y aplicada). Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para los compuestos inorgánicos, la sistemática, la nomenclatura de stock y la nomenclatura tradicional.

#### 3.1. NOMENCLATURA SISTEMÁTICA.

Para nombrar compuestos químicos según esta nomenclatura se utilizan los prefijos: **mono**\_, **di**\_, **tri**\_, **tetra**\_, **penta**\_, **hexa**\_, **hepta**\_ ...

Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Trióxido de dicloro;

I<sub>2</sub>O Monóxido de diyodo

#### 3.2. NOMENCLATURA DE STOCK.

En este tipo de nomenclatura, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de una valencia, ésta se indica al final, en números romanos y entre paréntesis:

Fe(OH)<sub>2</sub> Hidróxido de hierro (II);

Fe(OH)<sub>3</sub> Hidróxido de hierro (III)

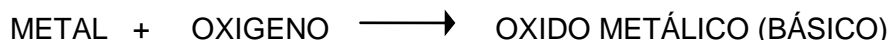
### 3.3. NOMENCLATURA TRADICIONAL.

En esta nomenclatura para poder distinguir con qué valencia funcionan los elementos en ese compuesto se utilizan una serie de prefijos y sufijos:

				Hipo_oso	Valencia menor
				_oso	
1 valencia	2 valencias	3 valencias	4 valencias	_ico	Valencia mayor
				Per_ico	

La nomenclatura química clasifica a los compuestos inorgánicos en óxidos, hidróxidos, hidruros y sales binarias, ternarias y complejas.

**3.1 ÓXIDOS METÁLICOS.**- Son los compuestos que se forman al combinar un metal con el oxígeno.



Los óxidos se nombran con la palabra “óxido de”, seguida del nombre del metal, si el elemento tiene varios estados de oxidación, al nombre del elemento le sigue un número romano que señala su estado de oxidación con el que está funcionando en el compuesto. Ejemplos:



**3.2 HIDRÓXIDOS.**- Son compuestos que tienen el grupo funcional (OH)<sup>-1</sup>, hidróxido; un hidróxido se puede formar al mencionar un óxido metálico con agua.



También se puede formar al combinar un metal del grupo I y II con agua.



Los hidróxidos también se denominan bases.

Los hidróxidos se nombran con la palabra “**hidróxido de**”, seguida del nombre del metal, si el metal tiene varios estados de oxidación, al nombre del elemento le sigue un número romano que indica la valencia con la que está funcionando. Ejemplos:



**3.3 HIDRUROS METÁLICOS.**- Son compuestos que contienen hidrógeno y un metal generalmente se obtienen por reacción entre estos elementos.



Los hidruros se nombran con la palabra “**hidruro de**”, seguido del nombre de metal, si el metal presenta varios números de oxidación, al nombrar el metal seguido del número romano que indica la valencia. Ejemplo:



**3.4 SALES BINARIAS O HALOIDEAS.**- Son compuestos que se obtienen por la unión de un metal y un no metal.



La mayoría son sólidos cristalinos.

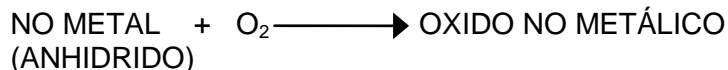
La nomenclatura química de las sales generalmente se forma enunciando el nombre del ión negativo, terminando en “**uro**”, la preposición “**de**” y el nombre del metal seguido por su número de oxidación escrito en número romano. Ejemplo:

CuS	Sulfuro de Cobre II;	FeCl <sub>3</sub>	Cloruro de Hierro III
AgBr	Bromuro de Plata;	Sn <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	Nitruro de estaño II

Los compuestos formados con no metales, como los óxidos no metálicos y los ácidos correspondientes son de carácter ácido, estos se nombran de acuerdo a la nomenclatura stock o con la nomenclatura UIQPAC (Union Internacional de Química Pura Aplicada)

### 3.1 ÓXIDOS NO METÁLICOS ( ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS).

Son compuestos binarios formados por un no metal y el oxígeno.



Para nombrarlos se utiliza la nomenclatura de la UIPAC. Empleando los prefijos numéricos griegos (Mono, Di, Tri, Tetra, Penta, Hexa, etc.) para indicar el número de elementos y también la nomenclatura stock, empleamos la palabra oxido seguida del nombre del elemento indicando su número de oxidación por medio de un número romano.

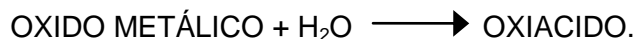
SO <sub>3</sub>	oxido de azufre VI o trióxido de azufre
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	oxido de fósforo V o pentóxido de difosforo
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	oxido de cloro VII o heptóxido de dicloro
CO <sub>2</sub>	oxido de carbono IV o dióxido de carbono

### 3.2 ÁCIDOS

Son compuestos que contienen hidrógeno, su fórmula siempre empieza con el símbolo H. Los ácidos pueden ser hidrácidos (sin oxígeno) u oxiácidos (con oxígeno). Los hidrácidos se forman al combinarse el hidrógeno con un no metal.



los oxiácidos pueden formarse al combinarse un óxido no metálico con agua.



Los nombres de los hidrácidos se forman con la palabra “**ácido**”, seguida del nombre del no metal con terminación “**hídrico**” ejemplo:

HCl	ácido clorhídrico;	H <sub>2</sub> S	ácido sulfhídrico
HBr	ácido bromhídrico;	H <sub>2</sub> Se	ácido selenhídrico

Nomenclatura de los oxiácidos se forman con la palabra “**ácido**”, seguida del nombre de anión con terminación en “**oso**” para el no metal de menor valencia, “**ico**” para el de mayor valencia.



**NOTA:** para identificar a un ácido o a un hidróxido se emplea **papel tornasol**, el azul cambia a rosa con los **ácidos**, y el rojo cambia a azul con las **bases** o hidróxidos.

### 3.4 SALES

Proviene de los ácidos por ejemplo, el ácido sulfúrico forma los sulfatos, el ácido clorhídrico forma los cloruros, el ácido bórico forma los boratos. La nomenclatura de las sales se forma con el nombre de ácido, cambiando la terminación del anión de éste por la terminación que sigue en la tabla:

ÁCIDO-----	CAMBIA EN -----	LA SAL
_HÍDRICO	-----	_URO
_OSO	-----	_ITO
_ICO	-----	_ATO

Después la palabra “**de**” por último el nombre del metal, utilizar el número romano si tiene varios estados de oxidación. Por ejemplo:



### 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL.

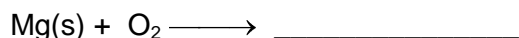
#### 4.1 Experimento No.1 ÓXIDOS METÁLICOS.

Con unas pinzas para crisol sostén por un extremo la cinta de magnesio (Mg) e introdúcelo a la flama del mechero hasta que este se queme perfectamente. Sácalo de la flama y recibe el producto de la combustión en un vaso de precipitado.

¿Qué observa? \_\_\_\_\_

¿Como se llama el residuo contenido en el vaso de precipitado (no tirarlo, se utilizará en el siguiente experimento)? \_\_\_\_\_

Anota la ecuación química si el fenómeno se interpreta así: magnesio más oxígeno del aire produce óxido de magnesio.



#### 4.2 EXPERIMENTO NO. 2 "HIDRÓXIDO"

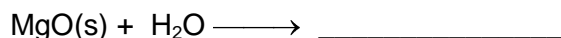
En el tubo de ensaye calentar con cuidado 5 mL de agua destilada, agregarla al vaso que contiene el residuo de óxido de magnesio. Con el agitador tratar de disolverlo.

¿Qué observa? \_\_\_\_\_

Ahora introduce un papel tornasol rojo y después un azul ¿Cuál papel tornasol cambia de color?

¿Por qué? \_\_\_\_\_

Anotar la ecuación química del fenómeno que se interpreta así: óxido de magnesio más agua caliente produce hidróxido de magnesio.



#### 4.3 Experimento No. 3 SALES BINARIAS.

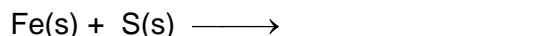
En una charolita de papel, agregar 0.2 g de limadura de hierro Fe(s) y 0.2 g de S(s). Mezclarlos lo mejor posible y con cuidado verter la mezcla al tubo desechable sellado por un extremo; calentarlo con el mechero durante dos o tres minutos aproximadamente.

¿Qué observa? \_\_\_\_\_

Estando caliente el tubo desechable, agregarlo al vaso de precipitado que contiene 50 mL de agua fría, después retirar el agua por decantación y observar las características del compuesto.

Anotar las diferentes características que se observaron antes y después del experimento. \_\_\_\_\_

Anotar la ecuación química del fenómeno.



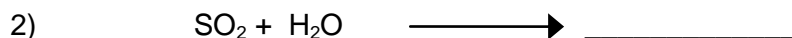
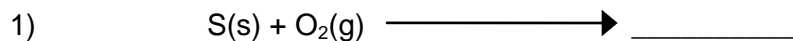
#### 4.1. EXPERIMENTO No.4 OXIDO NO METÁLICO Y ÁCIDO.

Colocar una pequeña cantidad de azufre (S), en la cucharilla de combustión llevarlo a la zona de oxidación del mechero; cuando observe una flama azul introduzca la cucharilla en el matraz Erlenmeyer que contiene 50 mL de agua calentada previamente a 50 °C, agite constantemente durante 3 minutos, teniendo cuidado que la cucharilla no toque el agua. Cuando la reacción termine introduzca en el matraz una tira de papel tornasol azul y observe la que sucede: después introduzca una tira de papel tornasol rojo y observa lo que ocurre.

¿Qué papel tornasol cambió? \_\_\_\_\_

Este cambio ¿qué nos indica? \_\_\_\_\_

Completa las reacciones de los cambios observados.



Anota el nombre del producto de la primera ecuación \_\_\_\_\_

Anota el nombre del producto de la segunda ecuación \_\_\_\_\_

¿Qué se produce cuando reacciona un óxido no metálico con agua? \_\_\_\_\_

#### 4.2 EXPERIMENTO No. 5

En un tubo de ensaye coloque un mililitro de solución de cloruro de Bario y agregue 2 mL de ácido sulfuroso preparado en el experimento anterior. Agítelo y anota tus observaciones.

---

---

---

Completa la ecuación del fenómeno:



Anote el nombre de los productos de la reacción anterior \_\_\_\_\_

---

#### 4.3. EXPERIMENTO No.6

En un tubo de ensaye agregar 10 mL, de hidróxido de sodio, 0.5M, y unas gotas de fenolftaleína

¿Qué observas? \_\_\_\_\_

Después agregar gota a gota ácido Clorhídrico, 0.5 M, hasta que percibas un cambio (agitando previamente al agregar el ácido).

Completa la reacción de este experimento:



La solución así obtenida se pasa a una cápsula y se calienta suavemente hasta obtener un sólido cristalino de color blanco. ¿Qué nombre recibe dicho sólido? \_\_\_\_\_

Escribe la fórmula de esta sustancia: \_\_\_\_\_

## 5.0 CONCLUSIONES.

Anotar las conclusiones sobre la práctica: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

## 6.0 CUESTIONARIO.

### 6.1 Escribe el nombre de las fórmulas siguientes:

BaH <sub>2</sub>	_____	SnI <sub>4</sub>	_____
Sc(OH) <sub>3</sub>	_____	Be(OH) <sub>2</sub>	_____
PbO <sub>2</sub>	_____	CaCl <sub>2</sub>	_____
AgH	_____	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	_____
Bi(IO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	_____	NaF	_____

### 6.2 Anotar la formula de las siguientes sustancias.

fluoruro de sodio	_____	fluoruro de Magnesio	_____
hidróxido de níquel II	_____	hidróxido de Fierro III	_____
hidruro de Aluminio	_____	bromuro de Galio	_____
óxido de Sodio	_____	hidróxido de Cadmio	_____
cloruro de Zinc	_____	hidruro de oro III	_____

### 6.3. Anotar las fórmulas de las siguientes sustancias:

yoduro de sodio	_____	oxido telúrico IV	_____
oxido de carbono II o monóxido de carbono	_____	ácido fosfórico	_____
acido clorhídrico	_____	sulfuro de calcio	_____
permanganato de potasio	_____	borato de amonio	_____
trióxido de diarsénico	_____	ácido sulfuroso	_____
trióxido de difósforo	_____	oxido hipocloroso	_____

### LISTA DE COTEJO:

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos

\_\_\_\_\_  
NOMBRE DEL ALUMNO

\_\_\_\_\_  
FIRMA DEL PROFESOR

## LABORATORIO DE QUÍMICA I

IPN  
C.E.C.Y.T. "LÁZARO CÁRDENAS"  
SUBDIRECCION ACADÉMICA  
NOMBRE: \_\_\_\_\_

TERCER SEMESTRE  
PRACTICA No. 10

BOLETA \_\_\_\_\_

GRUPO \_\_\_\_\_ TURNO \_\_\_\_\_ FECHA DE LA PRACTICA \_\_\_\_\_

### ESCRITURA DE FÓRMULAS QUÍMICAS.

#### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

1.1 Escribirás la fórmula y el nombre de los compuestos inorgánicos.

#### 2.0 MATERIAL

1 Juego completo de aniones y cationes

#### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

Leer con cuidado la siguiente información y completa los ejercicios y ejemplos que contiene.

Para interpretar por medio de símbolos los nombres de las sustancias, es necesario usar fórmulas, ya que estas nos indican cuantos y que clase de elementos intervienen en dichas sustancias, ejemplos:

La sosa o hidróxido de Sodio tiene una fórmula: NaOH que nos indica que tiene un átomo de sodio, (Na), uno de oxígeno (O) y uno de Hidrógeno (H).

Para el yeso o sulfato de calcio su fórmula: CaSO<sub>4</sub>, es decir que tiene un átomo de calcio (Ca), uno de Azufre (S) y 4 de Oxígeno (O).

Es conveniente aclarar que cualquier sustancia esta llamada por partículas llamadas iones, estos se llaman cationes si son positivos y aniones si son negativos.

#### **CATION (+)**

#### **ANION (-)**

En cualquier sustancia la cantidad de partículas positivas es igual a la cantidad de partículas negativas, en consecuencia aquellas son eléctricamente neutras. Por ejemplo, si una sustancia tiene tres cargas positivas, debe tener 3 cargas negativas.

Para escribir fórmulas es necesario conocer los cationes y aniones más utilizados, en los cuales puedes observar que como exponente se anota el valor de la carga positiva o negativa según sea el caso.

A continuación se enlistan los principales aniones y cationes.

### CATIONES

+1		+2		+3		+4	
H <sup>+1</sup>	Ácido	Mg <sup>+2</sup>	Magnesio	Al <sup>+3</sup>	Aluminio	Pb <sup>+4</sup>	plomo IV (ico)
Li <sup>+1</sup>	Litio	Ca <sup>+2</sup>	Calcio	Cr <sup>+3</sup>	Cromo III (ico)	Sn <sup>+4</sup>	Estaño IV ico)
Na <sup>+1</sup>	Sodio	Sr <sup>+2</sup>	Estroncio	Fe <sup>+3</sup>	Fierro III (ico)		
K <sup>+1</sup>	Potasio	Ra <sup>+2</sup>	Radio	Ni <sup>+3</sup>	Níquel III (ico)		
Rb <sup>+1</sup>	Rubidio	Zn <sup>+2</sup>	Zinc	Sb <sup>+3</sup>	Antimonio III (ico)		
Cs <sup>+1</sup>	Cesio	Cd <sup>+2</sup>	Cadmio	As <sup>+3</sup>	Arsénico III(oso)		
Ag <sup>+1</sup>	Plata	Co <sup>+2</sup>	Cobalto II	Co <sup>+3</sup>	Cobalto III (ico)		
(NH <sub>4</sub> ) <sup>+1</sup>	Amonio	Mn <sup>+2</sup>	Manganeso II	Au <sup>+3</sup>	Oro III (ico)		
Hg <sup>+1</sup>	Mercurio I (oso)	Cu <sup>+2</sup>	Cobre II (ico)	In <sup>+3</sup>	Indio III		
Cu <sup>+1</sup>	Cobre I (oso)	Fe <sup>+2</sup>	Fierro II (oso)				
		Ni <sup>+2</sup>	Níquel II (oso)				
		Sn <sup>+2</sup>	Estaño II (oso)				
		Pb <sup>+2</sup>	Plomo II (oso)				
		Hg <sup>+2</sup>	Mercurio II (ico)				

### ANIONES

- 1		- 2		- 3	
F <sup>-1</sup>	Floururo	O <sup>-2</sup>	Oxido	(PO <sub>3</sub> ) <sup>-3</sup>	Fosfito
Cl <sup>-1</sup>	Cloruro	S <sup>-2</sup>	Sulfuro	(PO <sub>4</sub> ) <sup>-3</sup>	Fosfato
Br <sup>-1</sup>	Bromuro	(SO <sub>3</sub> ) <sup>-2</sup>	Sulfito	(BO <sub>3</sub> ) <sup>-3</sup>	Borato
I <sup>-1</sup>	Yoduro	(SO <sub>4</sub> ) <sup>-2</sup>	Sulfato	(AsO <sub>3</sub> ) <sup>-3</sup>	Arsenito
(OH) <sup>-1</sup>	Hidróxido	(CO <sub>3</sub> ) <sup>-2</sup>	Carbonato	(AsO <sub>4</sub> ) <sup>-3</sup>	Arseniato
(CN) <sup>-1</sup>	Cianuro	(CrO <sub>4</sub> ) <sup>-2</sup>	Cromato		
(SCN) <sup>-1</sup>	Sulfocianuro	(Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ) <sup>-2</sup>	Dicromato		
(MnO <sub>4</sub> ) <sup>-1</sup>	Permanganato				
(IO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	Yodato				
(NO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	Nitrato				
(NO <sub>2</sub> ) <sup>-1</sup>	Nitrito				
(HS) <sup>-1</sup>	Bisulfuro o Sulfuro ácido				
(HSO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	Bisulfito o Sulfito ácido				
(HSO <sub>4</sub> ) <sup>-1</sup>	bisulfato o Sulfato acido				
(HCO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	bicarbonato o carbonato ácido				
(ClO) <sup>-1</sup>	Hipoclorito				
(ClO <sub>2</sub> ) <sup>-1</sup>	Clorito				
(ClO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	Clorato				
(ClO <sub>4</sub> ) <sup>-1</sup>	perclorato				
(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sup>-1</sup>	Fosfato diácido				
(H <sub>2</sub> PO <sub>3</sub> ) <sup>-1</sup>	Fosfito diácido				
(H <sub>2</sub> PO <sub>2</sub> ) <sup>-1</sup>	Hipofosfito diácido				

Es necesario aclarar:

a) Toda sustancia cuya fórmula comienza con el catión H, se le ha designado como “ácidos”, exceptuando el agua, (H<sub>2</sub>O) y el agua Oxigenada (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>).

Ejemplos:

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>      Ácido Sulfúrico;      HCl      Ácido Clorhídrico

H<sub>2</sub>S      Ácido Sulfhídrico;      HNO<sub>3</sub>      Ácido Nítrico

b) Algunos elementos forman más de un catión, para identificarlos se utiliza un número romano que nos indica la carga eléctrica del mismo (número de Oxidación). Ejemplos:

Cu<sup>+1</sup>    Cobre I      Fe<sup>+2</sup> \_\_\_\_\_

Cu<sup>+2</sup>    Cobre II      Fe<sup>+3</sup> \_\_\_\_\_

**Ejercicio:**

Au<sup>+1</sup> \_\_\_\_\_      \_\_\_\_\_ Estaño II

Au<sup>+3</sup> \_\_\_\_\_      \_\_\_\_\_ Estaño IV

Pb<sup>+2</sup> \_\_\_\_\_      \_\_\_\_\_ mercuroso

Pb<sup>+4</sup> \_\_\_\_\_      \_\_\_\_\_ mercúrico

c) Los elementos que están dentro del paréntesis actúan como un solo ión al que se le designa nombre de “**radical**”.

Ejemplo:

(SO<sub>4</sub>)<sup>-2</sup>      Radical sulfato;      (PO<sub>4</sub>)<sup>-3</sup>      Radical \_\_\_\_\_

(NH<sub>4</sub>)<sup>+1</sup>      Radical \_\_\_\_\_;      (NO<sub>3</sub>)<sup>-1</sup>      Radical \_\_\_\_\_

## REGLAS PARA ESCRIBIR FÓRMULAS

Con los conceptos anteriores y siguiendo las reglas que se mencionan a continuación es posible anotar fórmulas:

1.- Se sabe que eléctricamente, cargas opuestas se atraen y cargas iguales se repelen.

### SE ATRAEN

a) +    -

b) -    +

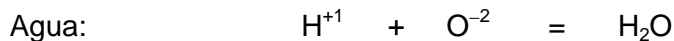
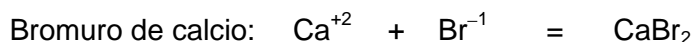
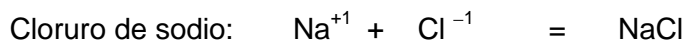
### SE REPELEN

c) +    +

d) -    -

En consecuencia para elaborar fórmulas, se juntarán un catión con un anión, nunca dos cationes o dos aniones.

2.- Al anotar cualquier fórmula, por convención se coloca en primer término del catión y en seguida el anión. Ejemplo:



Observa que la lectura de la fórmula se lleva a cabo de derecha a izquierda, por ejemplo:

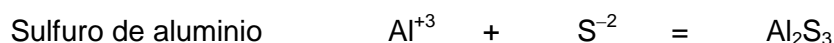
CaO Oxido de calcio

FeS Sulfuro de fierro II (o ferroso)

ZnI<sub>2</sub> Yoduro de zinc

Na<sub>2</sub>S Sulfuro de sodio

3.- Cuando se juntan el catión (+) y el anión (-) al escribir una fórmula, el número de oxidación sin importar el signo, se entrecruza y se anota como subíndice. Ejemplo:

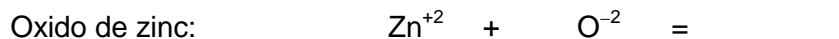
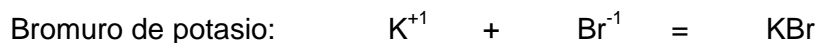


Observa que **los exponentes** ya no se escriben en el resultado.

4.- Si el número de oxidación del catión o del anión es la unidad, al entrecruzarse, no se anotan. Ejemplo:



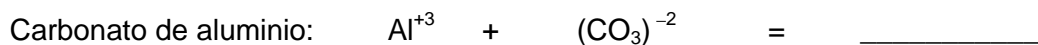
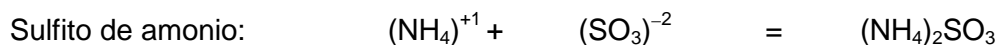
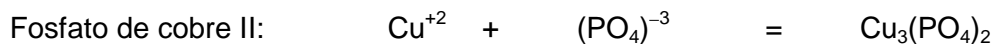
5.- Cuando el catión y el anión tenga el mismo número de oxidación estos se anulan y en la fórmula se anotan tal como están, por ejemplo:



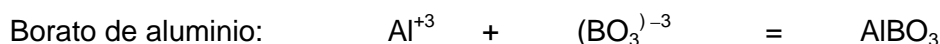
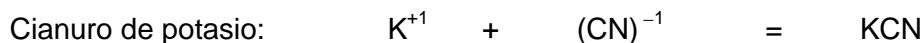
6.- Cuando se utilizan **radicales** se pueden presentar los casos siguientes: si el **subíndice que va a afectar al radical es la unidad no se anota el paréntesis en la fórmula**. Ejemplo:



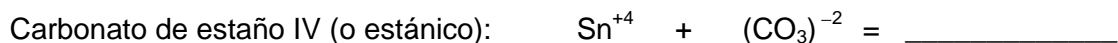
Si el subíndice que va afectar al radical es mayor de la unidad es necesario anotar el paréntesis en la fórmula, por ejemplo:



En base a la regla 5, al eliminar los exponentes también se suprime el paréntesis, por ejemplo:



7.- En algunas ocasiones se pueden simplificar los subíndices sacándoles mitad, por ejemplo:



8.- Al utilizar el catión  $\text{H}^{+1}$  con los aniones, exceptuando el Oxígeno (O), se forman los ácidos, estos se nombran con la palabra ácido seguida del nombre del anión, cambiando la terminación según sea el caso, como se indica:

**SI EL ANION TERMINA EN**

$\underline{\hspace{2cm}}$  *uro*

$\underline{\hspace{2cm}}$  *ito*

$\underline{\hspace{2cm}}$  *ato*

**EL ÁCIDO TERMINA EN:**

cambia por  $\underline{\hspace{2cm}}$  *hídrico*

cambia por  $\underline{\hspace{2cm}}$  *oso*

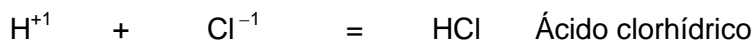
cambia por  $\underline{\hspace{2cm}}$  *ico*

Ejemplo:

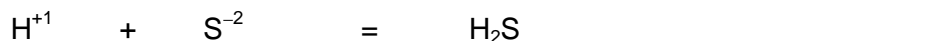
El radical permanganato  $(\text{MnO}_4)^{-1}$ , en un ácido cambia a permangánico.



El anión  $\text{Cl}^{-1}$  (cloruro), en el ácido cambia a: \_\_\_\_\_



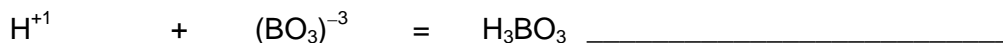
El anión  $\text{S}^{-2}$  (sulfuro), en un ácido cambia a sulfhídrico.



El radical  $(\text{NO}_2)^{-1}$ , nitrito, en un ácido cambia a: \_\_\_\_\_



El radical  $(\text{BO}_3)^{-3}$ , borato, en un ácido cambia a: \_\_\_\_\_



#### 4.0 EJERCICIOS

Completa los siguientes ejercicios escribiendo el nombre a la fórmula según sea el caso:

a)

- 1.- Permanganato de níquel II \_\_\_\_\_
- 2.- Nitrito de Potasio \_\_\_\_\_
- 3.- Ácido Nítrico \_\_\_\_\_
- 4.- Yodato de fierro III \_\_\_\_\_
- 5.- Carbonato de Calcio \_\_\_\_\_
- 6.- Ácido Fosfórico \_\_\_\_\_
- 7.- Sulfito de Plomo IV \_\_\_\_\_
- 8.- Sulfuro de Aluminio \_\_\_\_\_
- 9.- Ácido yodhídrico \_\_\_\_\_
- 10.- Oxido de mercurio I \_\_\_\_\_
- 11.-  $\text{H}_2\text{CO}_3$  \_\_\_\_\_
- 12.-  $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$  \_\_\_\_\_
- 13.-  $\text{BaSO}_4$  \_\_\_\_\_
- 14.-  $\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$  \_\_\_\_\_
- 15.-  $\text{Cu}(\text{CN})_2$  \_\_\_\_\_
- 16.-  $\text{H}_3\text{PO}_3$  \_\_\_\_\_
- 17.-  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  \_\_\_\_\_
- 18.-  $\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2$  \_\_\_\_\_
- 19.-  $\text{Cd}(\text{SCN})_2$  \_\_\_\_\_
- 20.-  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  \_\_\_\_\_

b)

1.- Anota tres ejemplos de cationes con carga +1

i) \_\_\_\_\_ ii) \_\_\_\_\_ iii) \_\_\_\_\_

2.- Anota tres ejemplos de cationes con carga +2

i) \_\_\_\_\_ ii) \_\_\_\_\_ iii) \_\_\_\_\_

3.- Anota tres ejemplos de cationes con carga +3

i) \_\_\_\_\_ ii) \_\_\_\_\_ iii) \_\_\_\_\_

4.- Anota tres ejemplos de aniones con carga -1

i) \_\_\_\_\_ ii) \_\_\_\_\_ iii) \_\_\_\_\_

5.- Anota tres ejemplos de aniones con carga -2

i) \_\_\_\_\_ ii) \_\_\_\_\_ iii) \_\_\_\_\_

6.- Anota tres ejemplos de aniones con carga -3

i) \_\_\_\_\_ ii) \_\_\_\_\_ iii) \_\_\_\_\_

7.- Escribe el símbolo y el nombre del elemento que llevan todos los ácidos. \_\_\_\_\_

8.- El agrupamiento de 2 o más átomos para formar un ion se llama: \_\_\_\_\_

9.- Anota tres ejemplos de radicales:

i) \_\_\_\_\_ ii) \_\_\_\_\_ iii) \_\_\_\_\_

10.- Escribe el nombre de los siguientes radicales:

$(\text{PO}_4)^{-3}$  \_\_\_\_\_  $(\text{SO}_4)^{-2}$  \_\_\_\_\_  $(\text{NH}_4)^{+1}$  \_\_\_\_\_

$(\text{ClO}_2)^{-1}$  \_\_\_\_\_  $(\text{HSO}_3)^{-1}$  \_\_\_\_\_  $(\text{CN})^{-1}$  \_\_\_\_\_

## 4.0 CONCLUSIONES

Escribe tus conclusiones de esta práctica. \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

### LISTA DE COTEJO:

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
	<b>Calificación de la práctica</b>	

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos

	Hidrógeno	Agua	Amoniaco	Metano
<b>Fórmula Molecular</b>	H <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>
<b>Formula Estructural</b>	H—H	H—O—H	H—N—H   H	H—C—H   H
<b>Modelo de Esfera y Barras</b>				
<b>Modelo Espacial</b>				

\_\_\_\_\_  
NOMBRE DEL ALUMNO

\_\_\_\_\_  
FIRMA DEL PROFESOR

Nombre : \_\_\_\_\_ Boleta : \_\_\_\_\_

Grupo : \_\_\_\_\_ Turno : \_\_\_\_\_ Fecha de realización de la práctica : \_\_\_\_\_

## TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

### 1.0 RESULTADOS DE APRENDIZAJE PROPUESTOS (RAP'S).

1.1 Explicar el concepto y las características de una reacción química.

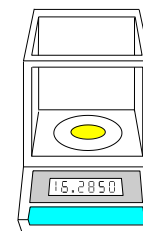
1.2 Explicar los diferentes tipos de reacciones químicas en los que se clasifican con base a la descomposición o la formación de las sustancias que intervienen.

### 2.0 MATERIAL

- 1 Pinzas para crisol
- 1 Pinzas para tubo de ensaye
- 1 Mechero de Bunsen
- 1 Gradilla
- 4 Tubos de ensaye

### SUSTANCIAS

- Magnesio, Mg(s)
- Fierro, Fe(s)
- Zinc, Zn(s)
- Oxido de mercurio II, HgO(s)
- Astilla de madera
- Ácido clorhídrico, HCl(conc)
- Sulfato de cobre II, CuSO<sub>4</sub> (ac) 0.1 M
- Nitrato de plomo II, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (ac) 0.1 M
- Yoduro de Potasio KI(ac) 0.1 M



### 3.0 CONCEPTOS TEÓRICOS

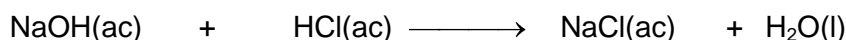
Una reacción química es la transformación de una o más sustancias para formar otra u otras con propiedades físicas y químicas diferentes. Ejemplo:

HIDRÓXIDO DE SODIO + ÁCIDO CLORHÍDRICO PRODUCE SAL COMÚN + AGUA.

Las reacciones químicas por la descomposición y la formación de sustancias se clasifican en:

- **Síntesis o formación:**  $A + B \rightarrow AB$
- **Análisis o descomposición:**  $AB \rightarrow A + B$
- **Simple desplazamiento o sustitución simple:**  $A + BC \rightarrow AC + B$
- **Doble desplazamiento o sustitución doble:**  $AB + CD \rightarrow AD + CB$

La representación de una reacción química mediante símbolos y signos auxiliares se llama ecuación química, ésta representa los estados inicial y final del fenómeno químico. Ejemplo:



## 4.0 DESARROLLO EXPERIMENTAL

### 4.1 Experimento 1

Con las pinzas para crisol sujetar una cinta de magnesio, quemarla con la flama del mechero.

¿Qué se observa? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

¿A que se debe el cambio de la cinta de Mg(s)? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Escribir la ecuación química del fenómeno, recordar que el oxígeno es diatómico:

\_\_\_\_\_

¿A que tipo de reacción pertenece? \_\_\_\_\_

### 4.2 Experimento No. 2

Verter en un tubo de ensaye limpio y seco, 0.2 gramos de óxido de mercurio II, HgO(s), ahora calentar fuertemente el tubo de ensaye con el mechero durante unos 2 o 3 minutos.

¿Qué se observa? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

¿Qué sustancia se deposita en las paredes del tubo? \_\_\_\_\_

Continuar el calentamiento e introducir una astilla de madera con un punto en ignición, evitar que toque la sustancia.

¿Qué se observa? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

¿A qué se debe este fenómeno? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Anotar la ecuación química de la transformación:

\_\_\_\_\_

¿A qué tipo de reacción pertenece? \_\_\_\_\_

### 4.3 Experimento No. 3

En un tubo de ensaye verter 2 mL de sulfato de cobre II, CuSO<sub>4</sub>(ac), a continuación introducir un clavo de hierro, Fe(s). Dejar reposar el tubo de ensaye en la gradilla durante unos 4 minutos, mientras transcurre ese tiempo, realizar el experimento siguiente.

¿Qué se observa? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

¿Qué sustancia se deposita alrededor del clavo? \_\_\_\_\_

Escribir la reacción química de la reacción:

\_\_\_\_\_

¿A que tipo de reacción pertenece? \_\_\_\_\_

#### 4.4. Experimento No. 4

4.3.1 En un tubo de ensaye colocar una granalla de zinc, Zn(s), después agregar 2 mL de ácido clorhídrico concentrado.

¿Qué se observa? \_\_\_\_\_

Con base en las indicaciones del profesor, tapar el tubo de ensaye con el dedo pulgar, después de unos 15 segundos acercar un cerillo encendido a la boca del tubo y retirar rápidamente el dedo.

¿Qué sucede? \_\_\_\_\_

¿Qué sustancia provocó el fenómeno? \_\_\_\_\_

Anotar la ecuación química del fenómeno, recordar que el hidrógeno es diatómico:

\_\_\_\_\_

¿A que tipo de reacción pertenece? \_\_\_\_\_

#### 4.5 Experimento No. 5

En un tubo de ensaye verter 2 mL de nitrato de plomo II,  $Pb(NO_3)_2(ac)$ , a continuación verter 2 mL de yoduro de potasio, KI(ac).

¿Qué se observa? \_\_\_\_\_

Escribir la ecuación química de la reacción química:

\_\_\_\_\_

¿A qué tipo de reacción pertenece? \_\_\_\_\_

#### 5.0 CONCLUSIONES.

Anota tus conclusiones sobre la práctica. \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

## 6.0 CUESTIONARIO

6.1 ¿Cuál es la diferencia entre una reacción química y una ecuación química?

---

---

---

6.2 Anotar la ecuación química del siguiente fenómeno químico: Azufre más Oxígeno produce bióxido de azufre (óxido de azufre IV)

---

¿Qué tipo de reacción es? \_\_\_\_\_

6.3 Escribir la ecuación química de la transformación química: Cobre más nitrato de plata produce plata más nitrato de cobre II.

---

¿Qué tipo de reacción es? \_\_\_\_\_

6.4 Escribir la ecuación química de la siguiente reacción química: Cloruro de bario más ácido sulfúrico produce sulfato de bario más ácido clorhídrico.

---

¿Qué tipo de reacción química es? \_\_\_\_\_

6.5 Anotar la ecuación química de la descomposición por medio del calor del carbonato de calcio que produce óxido de calcio más bióxido de carbono.

---

¿Qué tipo de reacción es? \_\_\_\_\_

6.6 Escribe 2 ecuaciones diferentes a las realizadas en la práctica de síntesis:

---

---

6.7 Escribe 2 ecuaciones diferentes a las realizadas en la práctica de análisis:

---

---

6.8 Escribe 2 ecuaciones diferentes a las realizadas en la práctica de simple desplazamiento:

---

---

6.9 Escribe 2 ecuaciones diferentes a las realizadas en la práctica de doble sustitución:

---

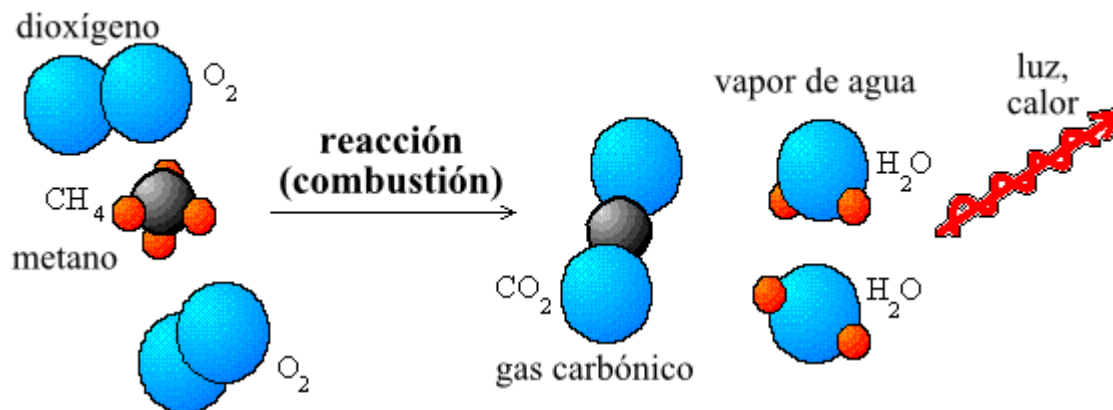


---

**LISTA DE COTEJO:**

No	Rubro	Valor
1	Asistió puntualmente a la práctica.	
2	Desarrolló los experimentos obteniendo los resultados, con orden y a tiempo.	
3	Completo el cuestionario, ejercicios y actividades que se piden.	
4	Todos los integrantes del equipo trabajaron en forma colaborativa	
5	Se entregó el equipo y los materiales completos y limpios.	
<b>Calificación de la práctica</b>		

\*\* Cada uno de los rubros considerados tiene un valor de 0 a 2 puntos



leyenda

		
átomo de hidrógeno H	átomo de carbono C	átomo de oxígeno O

---

*Nombre y firma de profesor*

---

*Firma del alumno*

## BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

1. Bravo T, J.M. y Rodríguez H, J.L.  
La Química de Hoy I.  
Editorial Éxodo, 1ª. Edición;  
México, 2016, ISBN 978-607-9443-64-1
2. Burns R. A.  
Fundamentos de Química  
Edit. Prentice-Hall, 2ª Edición  
México, 1996, ISBN 968-880-628-5
3. Wood J. H. Keenan, Ch. W. y Bull, W. E.  
Química General  
Edit. Harla, S/Edición.  
Mexico, 1994, ISBN 006-317050-3
4. Redmore F. H.  
Fundamentos de Química.  
Edit. Prentice-Hall, 1ª Edición  
México, 1994, ISBN 013-335208-0
5. Lewis M. y Waller G.  
Química Razonada.  
Edit. Trillas, 1ª Edición.  
México, 1995, ISBN 968-24-4809-3
6. Dickson T. R.  
Introducción a la Química.  
Edit. Publicaciones Cultural, 1ª reimpresión.  
México, 1983, ISBN 968-439-185-4
7. Ocampo G. A. y otros.  
Fundamentos de Química 1.  
Edit. Publicaciones Cultural, 5ª reimpresión 3ª edición.  
México, 1995
8. Solís Correa H. E.  
Nomenclatura Química.  
Edit. McGraw Hill, 1ª Edición.  
México, 1994, ISBN 970-10-0518-X
9. Recio del Bosque F. H.  
Química Inorgánica.  
Edit. McGraw Hill, 1ª Edición.  
México, 1995, ISBN 970-10-0896-0
10. Pierce J. B.  
Química de la Materia.  
Edit. Publicaciones Cultural, 1ª reimpresión 1ª Edición.  
México, 1974
11. Smoot R. C. y Prince J.  
Química un Curso Moderno.  
Edit. C.E.C.S.A., 7ª Reimpresión de la 1ª Edición.  
México, 1986, ISBN -0-675-07528-9

Prácticas revisadas por: Felipe F Melgoza Valencia  
Junio del 2017.

# GUÍA DE QUIMICA I.

## UNIDAD I. MATERIA

**MATERIA.**-La materia es todo lo que, ocupa un lugar en el espacio y se puede percibir a través de nuestros sentidos, la forma de caracterizarla es a partir de sus propiedades

**PROPIEDADES FUNDAMENTALES DE LA MATERIA.**- Las propiedades fundamentales de la materia son: **masa, energía, espacio y tiempo**

**MASA.**-La masa es una propiedad fundamental de la materia que se presenta en forma de partículas, es tangible, es decir, se puede tocar y presenta transformaciones. También se dice que es la cantidad de materia

**ENERGIA.**-Es otra propiedad fundamental de la materia, se presente en como una capacidad para obrar, transformar o poner en movimiento un cuerpo (materia). Estas dos propiedades coexisten en un espacio y en un tiempo determinado

**PROPIEDADES GENERALES DE LA MASA (EXTENSIVAS):** son características comunes a toda la masa. Y su valor depende de la cantidad de masa manejada.

- **VOLUMEN.**-Espacio tridimensional que ocupa la materia
- **INERCIA.**-Resistencia que presenta un cuerpo (materia) para cambiar su estado de reposo o movimiento
- **IMPENETRABILIDAD.**-Dos cuerpos no pueden ocupar el mismo espacio -tiempo
- **DIVISIBILIDAD.**-Toda la materia puede dividirse en partes cada vez más pequeñas hasta llegar a las partículas subatómicas; de las partículas subatómicas solo el electrón es elemental, las demás son todavía divisibles.
- **POROSIDAD.**- Hay un espacio vacío o unión incompleta entre la partículas de cualquier cuerpo; aún de manera microscópica se observan espacios (poros)

**PROPIEDADES ESPECIFICAS (INTENSIVAS).**- Son características que propias de cierta clase de masa. Su valor no depende de la cantidad de masa de que se trate. Pueden ser físicas o químicas

**FÍSICAS.**- La determina la apariencia externa de los cuerpos por ejemplo: color o olor maleabilidad, viscosidad, solubilidad, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, etc.

**QUÍMICAS.**-Lo determina la estructura interna de los cuerpos, ejemplo: poder oxidante, poder reductor, PH, combustibilidad, acidez, alcalinidad etc.

**SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS.**-Las sustancias puras son aquellas formadas por el mismo tipo de partículas, existiendo dos tipos: **elementos y compuestos**

**ELEMENTOS QUÍMICOS.**-Son sustancias constituidas por un mismo tipo de átomos con características particulares que no se puedan descomponer en otras más sencillas. Ejemplos: oro, hidrogeno, cobre, etc.

**COMPUESTOS.**- Sustancias formadas por dos o más diferentes elementos unidos en proporciones constante y definida, que no se pueden descomponer en otras más sencillas sin que pierdan sus propiedades originales: Ejemplos: agua, acido clorhídrico, glicerina, etc.

**MEZCLA.**- Es la unión física de dos o más sustancias llamadas componentes, los cuales se pueden separar por métodos físicos ordinarios ya' que no están químicamente unidas, su composición es variable. Las mezclas se clasifican en:

a) **MEZCLAS HOMÓGENEAS.**- Los componentes forman una sola fase, no pudiéndose distinguir uno de otro. Ejemplo: el suero, el agua potable, el acero, etc.

b) **MEZCLAS HETERÓGENAS.**-Los componentes si se pueden distinguir, está formada por dos o más fases. Ejemplos: ensaladas, lodo, aceite yagua, yogurt con fruta, pintura, etc.

**METODOS DE SEPARACION DE MEZCLAS.**-La separación de los componentes que integran una mezcla, se realiza aprovechando las *propiedades* físicas de cada uno de ellos aplicando métodos físicos como: filtración, decantación, destilación, cristalización, centrifugación, flotación, separación magnética, tamizado, sublimación, y evaporación.

**ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA.**-Son los estados físicos en los que se presenta ésta y cuyas propiedades son las siguientes:

**SÓLIDO.**-La fuerza de atracción entre sus partículas es elevada, la fuerza de repulsión entre sus partículas es baja, su forma es definida y su volumen también es definido.

**LÍQUIDO.**-La fuerza de atracción entre sus partículas es intermedia, su forma es indefinida, ya que adopta la forma del recipiente y su volumen es definido ya que este en donde este siempre tiene el mismo volumen.

**GASEOSO.**-La fuerza de atracción entre sus partículas es baja, la fuerza de repulsión entre sus partículas es elevada, su forma es indefinida, ya que adopta la forma del recipiente que lo contiene y su volumen es indefinido, ya que tiende a ocupar todo el volumen del recipiente.

**PLASMA.**-Es el cuarto estado de agregación de la masa, se forma cuando una sustancia se somete a elevadas temperaturas y presiones y por la gran cantidad de energía que presentan sus moléculas, chocan violentamente entre sí provocando ionizaciones al general mezclas de partículas neutras, iones positivos, iones negativos, protones y electrones

**CONDENSADO DE BASE-EINSTEIN.**- Es considerado el quinto estado de la masa, se forma cuando algunos materiales se someten a temperaturas muy cercanas al cero absoluto, donde los átomos abaten su vibración hasta niveles muy bajos; al perder movimiento se agrupan entre sí formando el condensado y perdiendo su identidad individual al adquirir una masa común, conservando su volumen

**CAMBIOS DE ESTADO DE AGREGACION.**-Son las transformaciones manifiestas de la masa de cambiar de un estado de agregación a otro, los cuales dependen de la temperatura y la presión. Algunos cambios de estado más comunes son:

**FUSION.**- Cambio de sólido a líquido.

**EVAPORACION.**-Cambio de líquido a gas

**SOLIDIFICACION.**-Cambio de líquido a sólido

**CONDENSACION.**-Cambio de vapor a líquido.

**SUBLIMACION.**-Cambio de sólido a gas

**DEPOSICION.**-Cambio de gas ha sólido

**LICUEFACCION.**-Cambio de gas a líquido

**FENÓMENO.**-Es todo cambio que sufre la masa por efecto de energía

**LOS FENÓMENOS FÍSICOS** son las transformaciones en donde la materia manifiesta cambios en su estructura externa, tamaño o lugar; ejemplos: solubilidad de la azúcar en el agua al adoptar un refresco, al cortar una hoja de papel, etc.

**LOS FENÓMENOS QUÍMICOS.**-son las transformaciones donde la materia tiene cambios en su estructura interna, transformándose una o más sustancias en otra u otras; ejemplos: digestión, fotosíntesis, respiración, la corrosión de una puerta -je hierro, fermentación, etc.

**ENERGIA Y SUS MANIFESTACIONES.**-La energía es una de las propiedades fundamentales de la materia, sin la cual la masa no puede transformarse. Esta manifestación de la materia se define como la capacidad para realizar un trabajo, constituyendo el principio de la actividad interna de la masa.

#### **TIPOS DE ENERGIA.**

A) **ENERGIA CINÉTICA.**-Es la energía debida al movimiento de los cuerpos, es decir, energía de movimiento

B) **ENERGIA POTENCIAL.**-Es la energía que tienen los cuerpos debido a la posición relativa de los sistemas o cuerpos. Es una energía almacenada en los cuerpos o sistemas.

**MANIFESTACIONES O FORMAS DE LA ENERGIA.**-Son las diferentes maneras en que observamos la energía.

- Energía hidráulica
- Energía mecánica
- Energía calorífica
- Energía eléctrica
- Energía química
- Energía radiante
- Energía magnética
- Energía atómica

**FUENTES DE ENERGIA.** Son los recursos naturales que utilizamos para aprovisionamos de energía en nuestras actividades cotidianas.

**FUENTES CONVENCIONALES.** Son las fuentes que se utilizan desde la revolución industrial, son contaminantes y no renovables, entre ellas tenemos:

- combustibles fósiles: petróleo, gas natural y carbón,
- hidroelectricidad
- nucleoelectricidad

**FUENTES ALTERNAS.** Son fuentes no contaminantes (blandas) que se producen continuamente y hasta hace poco se han empezado a explotar

- energía solar
- energía eólica
- biomasa
- fusión nuclear
- energía maremotriz

**LEYES DE CONSERVACION.**- Los cambios no solo químicos si no también físicos, están regidos por leyes que sustentan, que todo lo que existe en el universo. se encuentra en constante cambio .

1. **LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA:** Ley de Lavoisier: El químico Antoine Lavoisier estudio cuantitativamente diversas reacciones químicas para concluir que "LA MASA NO SE CREA NI SE DESTRUYE SOLO SE TRANSFORMA"

2.-**LEY DE LA CONSERVACION DE LA ENERGIA:** Surge de las observaciones de James Joule y Julius Von Mayer realizadas en diferentes sistemas aislados y concluyen que "LA ENERGIA NO SE CREA NI SE DESTRUYE SOLO SE TRANSFORMA"



12 ( ) Cambios de estado de agregación:

- A) digestión y fotosíntesis; C) sublimación y fusión;  
B) peso, inercia y oxidabilidad; D) electrolisis y oxidación

13 ( ) El estado líquido está caracterizado por:

- A) partículas muy próximas, forma y volumen constante  
B) partículas muy cercanas, forma del recipiente que lo contiene y volumen variable  
C) partículas cercanas, forma del recipiente que lo contiene y volumen constante  
D) partículas alejadas, forma variable y volumen variable

14 ( ) En un fenómeno químico, la masa de las sustancias iniciales presentes es igual a la masa de las sustancias finales, lo establece:

- A) El principio de conservación de la materia; C) el principio de conservación de la energía:  
B) el principio de conservación de la fuerza D) el principio de las masas activas

15 ( ) Ejemplos de energía:

- A) masa y calor; B calor y luz; C) aire y vapor D) pensamiento y color

16 ( ) Ejemplo de energía cinética:

- A) pólvora sin arder; C) agua estancada;  
B) una cámara fotográfica que cae; D) la atracción del sol y la tierra.

17 ( ) Ejemplos de energía potencial:

- A) un objeto a 20 metros de altura; C) los gases de escape de un automóvil  
B) el agua de un río; D) el sonido de una campana.

18 ( ) Son tres manifestaciones de la energía:

- A) potencial, cinética y pólvora almacenada; C) calor, luz y energía solar;  
B) trabajo, luz y calor. D) combustibles, energía química y potencial.

19 ( ) En todo fenómeno la energía no se crea ni se destruye; principio de conservación de:

- A) movimiento; B) la masa; C) la energía; D) la materia.

20 ( ) Ejemplos de manifestaciones de energía:

- A) calor, luz y energía potencial; B) nucleoelectricidad, calor y energía cinética  
C) energía mecánica, solar y eólica; D) trabajo, calor y energía química.

21 ( ) Principales fuentes de energía en el país:

- A) trabajo, calor y energía química; C) eólica, solar y geotérmica;  
B) nucleoelectrica, hidroeléctrica y solar; D) termoeléctrica, hidroeléctrica y combustibles fósiles.

22 ( ) Separa minerales aprovechando la diferencia de tensión superficial del mineral y la ganga:

- A) destilación B) flotación C) decantación D) filtración

23 ( ) Separa los sólidos suspendidos en un gas por medio de barreras porosas:

- A) filtración B) evaporación C) cristalización D) decantación

24 ( ) Se usa para separar el agua y el aceite en un embudo de separación:

- A) destilación B) cromatografía C) decantación D) magnetismo

25 ( ) Método que sirve para purificar y enriquecer minerales ferromagnéticos:

- A) destilación B) cromatografía C) decantación D) magnetismo

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

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

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

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

**UNIDAD II. ESTRUCTURA ATOMICA**

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

### **CARACTERISTICAS PRINCIPALES DEL ATOMO**

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

### **PARTICULAS SUBATOMICAS**

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

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

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

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

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

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

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

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

EJEMPLO DE ISOTOPOS DEL HIDROGENO:

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

## NÚMEROS CUANTICOS

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

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

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

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

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

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

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

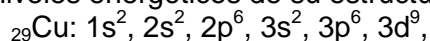
**PRINCIPIO DE MAXIMA SENCILLEZ. (Regla de las diagonales).** La energía de los subniveles está dada por la expresión  $n+\ell$ , si hay dos o más subniveles con el mismo valor de  $(n+\ell)$ , tendrá mayor

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

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

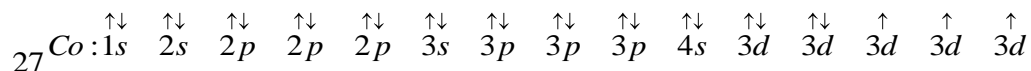
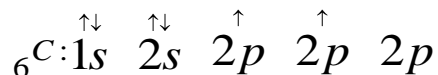
**PRINCIPIO DE EXCURSION DE PAULI.**-establece que no es posible que dos electrones en un mismo átomo, tengan sus cuatro números cuánticos iguales, es decir que en un orbital solo puede haber como máximo dos electrones, siempre que tenga espín opuesto

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



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

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



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

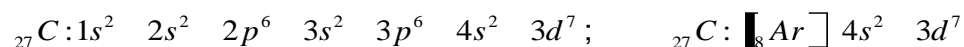
**Para el C:** n=2 , l=1 , m=0, ms= +1/2

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

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

Configuración electrónica

configuración electrónica con kernel



**Nota: el kernel también se usa para escribir el diagrama energético.**

## CUESTIONARIO

**I.- Anota en el paréntesis, la letra de la respuesta correcta:**

- 1 ( ) Modelos atómicos anteriores al de la mecánica cuántica:  
A) Pauli, Heisenberg y Dirac; C) Bohr, Rutherford y Thomson;  
B) Demócrito, De Broglie y Dalton; D) Lavoisier, Cannizzaro y Sommerfeld.
- 2 ( ) Partícula fundamental de la química constituida por electrones, protones y neutrones:  
A) ion; B) catión; C) átomo; D) molécula.
- 3 ( ) Partícula subatómica que gira alrededor del átomo, de carga negativa y una masa de  $9.11 \times 10^{-28}$  g:  
A) protón; B) positrón; C) electrón; D) neutrón.
- 4 ( ) Partícula subatómica del núcleo, con carga positiva de +1 y una masa de  $1.67 \times 10^{-24}$  g:  
A) protón; B) positrón C) electrón; O) neutrón.
- 5 ( ) Partícula subatómica nuclear, sin carga eléctrica y una masa de  $1.675 \times 10^{-24}$  g:  
A) protón; B) positrón C) electrón; D) neutrón.
- 6 ( ) Se define como el número de protones que tiene un átomo:  
A) número atómico B) número de masa C) masa atómica D) masa molar
- 7 ( ) Para el átomo de  ${}_{17}\text{Cl}^{37}$  su número de masa es:  
A) 17; B) 37; C) 20; D) 54
- 8 ( ) Clase de átomos con igual número de protones pero diferente número de neutrones:  
A) ion; B) isótopo; C) alótropo; D) especie.
- 9 ( ) El  ${}_{8}\text{O}^{17}$  neutro tiene:  
A) 8 protones, 8 electrones y 17 neutrones; B) 9 protones, 8 electrones y 17 neutrones;  
C) 9 protones, 17 electrones y 8 neutrones; D) 8 protones, 8 electrones y 9 neutrones;
- 10 ( ) El boro (B), tiene una masa atómica de:  
A) 5.00 B) 10.811 C) 15.00 D) 6.00
- 11 ( ) Estado de un átomo, el cual sus electrones se encuentran en su mínima energía:  
A) inicial; B) basal; C) excitado; D) específico.
- 12 ( ) Al suministrar energía a un átomo sus electrones pasan del estado basal a un estado llamado:  
A) inicial; B) basal; C) excitado; D) específico.
- 13 ( ) Número máximo de orbitales que hay en el subnivel d:  
A) 3 B) 5 C) 7 D) 2
- 14 ( ) Número máximo de subniveles en el nivel 4:  
A) 3 B) 5 C) 2 D) 4
- 15 ( ) Si  $n=3$ , ¿cuántos electrones caben como máximo?  
A) 18 B) 6 C) 3 D) 9

16 ( ) Número máximo de electrones permitidos en el subnivel f =2:  
A) 6 B) 5 C) 10 D) 4

17 ( ) Número máximo de electrones permitidos en el nivel n=2:  
A) 4 B) 8 C) 12 D) 5

18 ( ) Número máximo de electrones permitidos en un orbital "p":  
A) 4 B) 2 C) 6 D) 1

19 ( ) En un orbital no se pueden tener dos electrones con giros paralelos; esto lo establece:  
A) El principio de incertidumbre de Heisemberg, D) El principio de máxima sencillez,  
B) El principio de edificación progresiva, C) El principio de exclusión de Pauli.

20 ( ) Cada electrón que se adiciona a un átomo va al subnivel de menor energía; esto lo establece:  
A) El principio de incertidumbre de Heisemberg, B) El principio de edificación progresiva,  
C) La regla de Hund, D) El principio de exclusión de Pauli.

21 ( ) Configuración electrónica en la que hay traslape energético:  
A)  $1s^2 2s^2 2p^1$  D)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$   
B)  $1s^2 2s^2$  C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

22 ( ) Para el átomo con Z = 25 su configuración electrónica es:  
A)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$  C)  $[_{18}\text{Ar}] 3d^7$   
B)  $[_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^6$  D)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

23 ( ) Diagrama energético que cumple con la regla de Hund:  
A)  $[_{10}\text{Ne}] \begin{array}{cccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \underline{3s} & 3p & 3p & 3p \end{array}$  C)  $[_{8}\text{Ar}] \begin{array}{cccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & & \\ \underline{4s} & 3d & 3d & 3d & 3d & 3d \end{array}$   
B)  $[_{6}\text{Kr}] \begin{array}{cccccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \underline{5s} & 4d & 4d & 4d & 4d & 4d \end{array}$  D)  $[_{2}\text{He}] \begin{array}{cccc} \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \underline{2s} & 2p & 2p & 2p \end{array}$

24 ( ) Último electrón que se añade a la estructura de un átomo que lo distingue de su antecesor y su sucesor:  
A) electrón diferente B) electrón solitario C) electrón diferencial D) electrón de valencia.

**II.- Escribe el diagrama energético usando Kernel, de los átomos que a continuación se menciona y determina sus cuatro números cuánticos de su electrón diferencial:**

Z=19 \_\_\_\_\_

Z=27 \_\_\_\_\_

Z=33 \_\_\_\_\_

Z=44 \_\_\_\_\_

Z=60 \_\_\_\_\_

Z=64

---

Z=70

---

**III.- Escribe el diagrama energético usando Kernel, de los átomos que a continuación se menciona y determina sus cuatro números cuánticos de su electrón diferencial:**

${}^3\text{Li}$

---

n=	$\ell=$	m=	ms=
----	---------	----	-----

${}^{14}\text{Si}$

---

n=	$\ell=$	m=	ms=
----	---------	----	-----

${}^{23}\text{V}$

---

n=	$\ell=$	m=	ms=
----	---------	----	-----

${}^{45}\text{Rd}$

---

n=	$\ell=$	m=	ms=
----	---------	----	-----

${}^{60}\text{Nd}$

---

n=	$\ell=$	m=	ms=
----	---------	----	-----

${}^{20}\text{Ca}$

---

n=	$\ell=$	m=	ms=
----	---------	----	-----

### UNIDAD III. TABLA PERIODICA.

**TABLA PERIODICA ACTUAL.** Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915), al trabajar con espectro de rayos X de diversos elementos, relaciono el número de patrones existentes en el núcleo del átomo (número atómico) con la periodicidad de la propiedades y las clasificó a los elementos por el orden creciente del número atómico y es la base de la actual ley periódica ("las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos")

La tabla periódica clasifica los siguientes bloques de elementos: periodos, clases, familias, grupos y subgrupos,

**PERIODO.** Conjunto de elementos que tienen el electrón diferencial en el mismo valor de "n", máximo, los elementos están en un mismo renglón. Existen 7 periodos, 3 cortos y 4 largos.

**CLASE.** Grupo de elementos cuyo electrón diferencial se encuentra en el mismo subnivel. Hay cuatro clases de elementos:

Clase **s** se llama **elementos representativos**.

Clase **p** también pertenecen a los **elementos representativos**.

Clase **d** se le llama **elementos de transición**

Clase **f** se le llama **elementos de transición interna**.

**FAMILIA.** Elementos que tienen en común que los valores de  $\ell$ , m y ms de su electrón diferencial son iguales, por lo que sus propiedades químicas son similares. Existen 32 familias químicas alguna tienen nombres y otras se les nombra con elemento que está arriba de los demás. Son columnas

**GRUPO.** Son elementos que tienen propiedades químicas similares, muchos de ellos son las mismas familias químicas. Existen 8 grupos subdivididos en dos subgrupos:

**Subgrupo A.** Elementos representativos Subgrupo B. elementos de transición.

### CUESTIONARIO

#### I. Anota en el paréntesis, la letra de la respuesta correcta:

- 1 ( ) La construcción de la tabla periódica larga se basa en el número atómico y:  
Los números cuánticos del electrón diferencial C) La distribución electrónica;  
El peso atómico; D) El número de isótopos del elemento.
- 2 ( ) Renglón o fila con el número atómico ascendente de izquierda a derecha en el que las propiedades químicas se repiten:  
A) grupo; B) periodo; C) clase; D) familia.
- 3 ( ) El elemento  $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$  pertenece al periodo:  
A) II B) 4 C) 5 D) VII
- 4 ( ) Conjunto de elementos cuyo electrón diferencial cae en el mismo subnivel:  
A) periodo; B) familia; C) clase D) grupo.
- 5 ( ) Átomos que pertenecen a la misma clase:  
A)  $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ ;  $[_{36}\text{Kr}] 5s^2 3d^8$  C)  $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$ ;  $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$   
B)  $[_2\text{He}] 2s^2$ ;  $[_2\text{He}] 2s^2 2d^3$  D)  $[_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^2$ ;  $[_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^8$
6. ( ) Son tres elementos de transición:  
A) Mg, Ca, Zn. B) Ti, Os, Pt. C) Ge, Sb, Na D) Mo, Cu, S
- 7.( ) Elementos dispuestos en la tabla periódica en columnas con  $\ell$ , m y ms iguales:  
A) periodo; B) subgrupo, C) clase D) familia
8. ( ) El átomo con la configuración electrónica:  $[_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$ ; pertenece al grupo:  
A) VI/IB B) IVA C) IIA D) IVB
9. ( ) Tres elementos de la familia de los calcógenos:  
A) F, Y, At B) Ca, Se, Zn C) Se, O, S, D) O, S, C
- 10 ( ) Tres elementos alcalinotérreos:  
A) Na, K, Rb, B) Ca, Sr, Ba, C) K, Ca, Br, D) Ru, Rh, Pd
- 11 ( ) Tres ejemplos de elementos halógenos:  
A) B, Al, Ga; B) Ga, Ge, As; C) Cl, Br, I D) P, S, F
- 12 ( ) "Las propiedades de los elementos y sus compuestos son una función periódica de sus números atómicos"; enunciado de:  
A) La regla de Hund; C) El principio de Avogadro;  
B) La Ley periódica ; D) Ley de conservación de energía.

13 ( ) Dadas las configuraciones electrónicas:  $[_{16}\text{Ar}] 4s^2$ ;  $[_{36}\text{Kr}] 4s^2 4d^{10}$  y  $(_2\text{He}) 2s^2 2p^3$ , estos átomos tienen respectivamente:

- A) 2, 2, 5 electrones de valencia; C) 5, 2, 2 electrones de valencia;  
B) 2, 12, 3 electrones de valencia; D) 8, 12, 5 electrones de valencia.

14 ( ) El fósforo tiene como números de oxidación:

- A)  $\pm 3, +5$  B)  $\pm 1, \pm 4, +5$  C)  $\pm 2$  D)  $\pm 4$

15 ( ) Elementos de la clase "d" que presentan gran variabilidad en sus números de oxidación:

- A) Representativos; B) Alcalinos; C) Transición; D) transición interna.

16 ( ) Elementos que se utilizan como catalizadores en los procesos industriales:

- A) Ca, Al, B; B) Pd, Ni, Pt; C) Au, Ar, En; D) Cl, F, I.

**II.- Escribe el nombre del elemento o su símbolo según corresponda:**

A) Ta \_\_\_\_\_ Calcio \_\_\_\_\_

B) Co \_\_\_\_\_ Potasio \_\_\_\_\_

C) Ag \_\_\_\_\_ Cadmio \_\_\_\_\_

D) Sn \_\_\_\_\_ Cloro \_\_\_\_\_

E) Se \_\_\_\_\_ Estroncio \_\_\_\_\_

F) Zr \_\_\_\_\_ Nitrógeno \_\_\_\_\_

**III.- Coloca en el paréntesis de la izquierda una R, una T o una TI según corresponda a un elemento representativo, de transición o de transición interna:**

a) ( ) K ( ) Sr ( ) Po ( ) Zr

b) ( ) Mo ( ) Pt ( ) N ( ) In

**IV.- Ordena en forma creciente los siguientes elementos por su electronegatividad: Ag, Cl, Ca, O, Co, N, S:**

---

## UNIDAD IV. ENLACE QUIMICO

**Nota:** Los conceptos que se tocan en esta unidad los debes de revisar en la práctica no. 7 y 8.

### CUESTIONARIO

**I.- Anota en el paréntesis, la letra de la respuesta correcta:**

1 ( ) Fuerza de atracción de carácter electromagnético que permite que los átomos y/o moléculas permanezcan juntos:

- A) energía nuclear B) atracción gravitacional C) enlace químico D) afinidad electrónica

2 ( ) Sustancia pura constituida de dos o más elementos:

- A) mezcla                      B) solución                      C) fórmula química                      D) compuesto

3 ( ) Parte mínima de CO<sub>2</sub> que tiene todas las características del compuesto:

- A) molécula                      B) mol                      C) símbolo                      D) fórmula

4 ( ) Tres tipos de enlace químico atómico:

- A) electrovalente, coulombico y nuclear                      C) puente de hidrógeno, eléctrico y polar  
B) covalente, metálico y electrovalente                      D) alfa, pi y omega

5 ( ) Al combinarse los átomos lo hacen para completar en su último nivel de energía ocho electrones; esto lo establece:

- A) el principio de exclusión de Pauli                      C) la regla de las triadas  
B) la regla del octeto                      D) el principio de máxima sencillez

6 ( ) Configuraciones de átomos de elementos que tienen completo con 8 electrones su último nivel y son inertes:

- A) [18Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>7</sup>, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>                      C) [18Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>6</sup>, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>5</sup>  
B) [36Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>6</sup>, [18Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup>                      D) [2He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>, [18Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup>

7 ( ) Enlace que se presenta cuando un átomo pierde electrones y otro los gana:

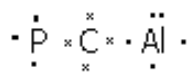
- A) metálico                      B) covalente                      C) iónico                      D) polar

8 ( ) Par de compuestos con enlace iónico:

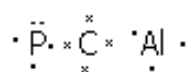
- A) NaCl, KF                      B) H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>,                      C) KBr, NO<sub>2</sub>                      D) CCl<sub>4</sub>, KI

9 ( ) Símbolo electrónico de Lewis para el P, C y Al respectivamente:

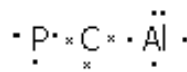
**AB)**



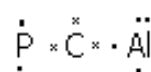
**CD)**



**EF)**



**GH)**



10 ( ) Enlace entre átomos que se presenta cuando comparten pares de electrones de ambos:

- A) covalente                      B) iónico                      C) covalente coordinado                      D) metálico

11 ( ) Par de compuestos cuyos átomos están unidos por enlace covalente polar:

- A) H<sub>2</sub>O, NO<sub>2</sub>                      B) CS<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S                      C) NaCl, NH<sub>3</sub>                      D) BH<sub>3</sub>, SiH<sub>4</sub>

12 ( ) Sustancias que presentan enlace covalente sencillo, doble y triple respectivamente:

- A) H<sub>2</sub>O, HCN, CO<sub>2</sub>                      C) N<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>  
B) CH<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, HCN                      D) NaCl, CaCl<sub>2</sub>, AlH<sub>3</sub>

13 ( ) Enlace entre dos átomos en el cual uno de ellos comparte su par electrónico con el otro:

- A) covalente                      B) iónico                      C) covalente coordinado                      D) metálico

14 ( ) Tipos de enlace que presenta la molécula de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

- A) covalente polar e iónico                      C) covalente puro y covalente polar  
B) covalente coordinado y metálico                      D) iónico y metálico

15 ( ) Energía necesaria para romper un enlace y liberar los átomos neutros:

- A) energía libre                      B) energía de enlace                      C) potencial de enlace                      D) energía potencial

16 ( ) Distancia entre los núcleos de dos átomos unidos al formar una molécula:

- A) radio atómico                      B) longitud atómica                      C) longitud de enlace                      D) radio covalente

17 ( ) Las moléculas de  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CaI}_2$ , tienen formas geométricas:

- A) lineal y piramidal  
B) triangular plana y lineal  
C) piramidal y tetraédrica  
D) tetraédrica y angular

18 ( ) Moléculas con enlace polar pero sin polaridad:

- A)  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$   
B)  $\text{CaI}_2$ ,  $\text{NH}_3$   
C)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{BeH}_2$   
D)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CO}$

19 ( ) Par de moléculas apolares:

- A)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$   
B)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$   
C)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{O}_2$   
D)  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$

20 ( ) Sustancias buenas conductoras de la electricidad en medio acuoso:

- A)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KBr}$   
B)  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{N}_2$   
C)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NH}_3$   
D)  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$

21 ( ) Compuestos solubles en agua y solventes polares:

- A)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$   
b)  $\text{NaBr}$ ,  $\text{CaCl}_2$   
C)  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{HCN}$   
D)  $\text{LiOH}$ ,  $\text{BCl}_3$

22 ( ) Compuestos con altos puntos de fusión:

- A)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$   
B)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$   
C)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CO}$   
D)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaO}$

23 ( ) Sustancias buenas conductoras de la electricidad y del calor, con brillo y dúctiles:

- A) sales orgánicas  
B) metales  
C) no metales  
D) óxidos

24 ( ) Los metales se caracterizan por tener:

- A) bajos puntos de fusión, alta conductividad y gran ductilidad  
B) alto punto de fusión, baja conductividad eléctrica y muy frágil  
C) alto punto de fusión, alta conductividad eléctrica y dúctil  
D) medianos puntos de fusión, alta conductividad y frágiles

25 ( ) Los metales se usan ampliamente en la elaboración de:

- A) estructuras de edificios, explosivos y plásticos  
B) recipientes, materiales estructurales y maquinaria  
C) monedas, cerámica y medicinas  
D) plásticos, colorantes e insecticidas

26 ( ) Elementos no metales que presentan alotropía:

- A)  $\text{Cl}$ ,  $\text{Br}$ ,  $\text{I}$   
B)  $\text{C}$ ,  $\text{P}$ ,  $\text{S}$   
C)  $\text{Mg}$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{Sn}$   
D)  $\text{Kr}$ ,  $\text{Ar}$ ,  $\text{He}$

27 ( ) Elementos de baja densidad, bajos puntos de fusión y frágiles:

- A)  $\text{S}$ ,  $\text{Br}$ ,  $\text{Cl}$   
B)  $\text{Ag}$ ,  $\text{Au}$ ,  $\text{Pt}$   
C)  $\text{K}$ ,  $\text{H}$ ,  $\text{Ca}$   
D)  $\text{P}$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{Sn}$

28 ( ) Sustancias cuyas moléculas se enlazan por puente de hidrógeno:

- A)  $\text{AlH}_3$ ,  $\text{CO}_2$   
B)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$   
C)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaCl}$   
D)  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Cl}_2$

29 ( ) Enlace entre moléculas donde un hidrógeno de una molécula atrae el átomo más electronegativo de la otra molécula:

- A) enlace iónico  
B) enlace de hidrógeno  
C) enlace covalente coordinado  
D) enlace atómico

**I. Escribe la fórmula de Lewis para el fluoruro de bario, el bromuro de litio, el dióxido de carbono y el amoníaco.**



## UNIDAD V. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGANICOS.

Nota: Los conceptos que se tocan en esta unidad los debes de revisar en la práctica no. 9 y10.

### CUESTIONARIO

I.- Escribe el número en el paréntesis que relaciona correctamente el compuesto con el tipo de compuesto:

- |                         |                       |
|-------------------------|-----------------------|
| (        ) $H_2SO_4$    | 508) hidróxido        |
| (        ) CaO          | 671) hidrácido        |
| (        ) $BiCl_3$     | 551) oxisal           |
| (        ) $GaH_3$      | 453) sal binaria      |
| (        ) NaOH         | 331) oxiácido         |
| (        ) $CO_2$       | 055) oxido metálico   |
| (        ) HCl          | 728) anhídrido        |
| (        ) $Mg(NO_3)_2$ | 383) hidruro metálico |
| (        ) $HgHCO_3$    |                       |

II. Escribe el nombre o fórmula según corresponda de los siguientes radicales:

$(NO_3)^{-1}$	_____	Permanganato	_____
$(OH)^{-1}$	_____	Clorito	_____
$(CO_3)^{-2}$	_____	Sulfato	_____
$(SO_3)^{-2}$	_____	Dicromato	_____
$(PO_4)^{-3}$	_____	Arsenito	_____
$(BO_3)^{-3}$	_____	fosfito	_____

III. Escribe en el lugar correspondiente el nombre, la fórmula o el tipo de compuesto:

Fórmula	Nombre del compuesto	Tipo de compuesto
FeS		Sal binaria
	Oxido de bario	
$H_2CO_3$		
	Sulfito de calcio	
$BeH_2$		
	Hidróxido de magnesio	
$SO_3$		
	Fosfato ácido de mercurio II	
Agl		
	Ácido sulfhídrico	

## UNIDAD VI. REACCIONES QUIMICAS INORGANICAS.

REACCION QUIMICA. Es una transformación de una o más sustancias en otra u otras. En una reacción química interviene energía en el rompimiento de enlaces de las sustancias iniciales (reactivos) y formación de nuevos enlaces en las sustancias finales (productos).

ECUACION QUIMICA. Es la representación simbólica de una reacción química, se utilizan los símbolos de los elementos y las formulas químicas además de otros símbolos auxiliares.

### SIMBOLOS AUXILIARES.

$\Delta$  . Calor

$\downarrow$ . Sustancia que se precipita

$\rightleftharpoons$  . Reacción reversible

(l) sustancia en estado líquido

(ac) sustancia en medio acuoso

(dil) sustancia en solución diluida

$\uparrow$  . Sustancia que se desprende

$\longrightarrow$  . Se obtiene, se produce o da

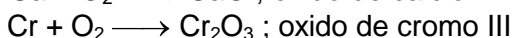
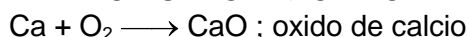
(g) sustancia en estado gaseoso

(s) sustancia en estado sólido

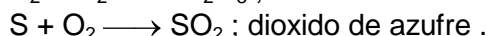
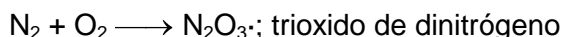
(conc) sustancia en solución concentrada

### REACCIONES QUIMICAS INORGANICAS.

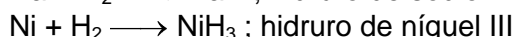
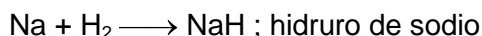
1) METAL + OXIGENO  $\longrightarrow$  OXIDO METALICO



2) NO METAL + OXIGENO  $\longrightarrow$  OXIDO NO METÁLICO (ANHIDRIDO)



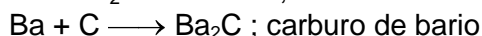
3) METAL + HIDROGENO  $\longrightarrow$  HIDRURO METÁLICO



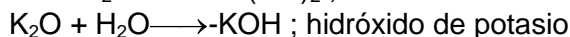
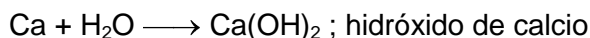
4) NO METAL + HIDROGENO  $\longrightarrow$  HIDRURO NO METÁLICO (HIDRACIDO)



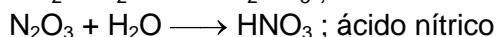
5) METAL + NO METAL  $\longrightarrow$  SAL BINARIA



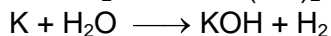
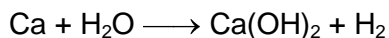
6) OXIDO METALICO + AGUA  $\longrightarrow$  HIDROXIDO O BASE



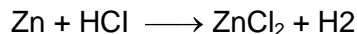
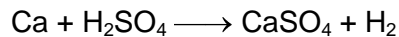
7) ANHIDRIDO + AGUA  $\longrightarrow$  OXIACIDO



8) METAL ACTIVO + AGUA  $\longrightarrow$  HIDROXIDO + HIDROGENO (GRUPO IA IIA)



9) METAL ACTIVO + ACIDO  $\longrightarrow$  SAL + HIDROGENO

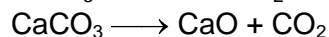
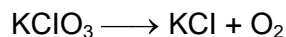
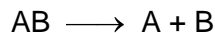


10) ACIDO + HIDROXIDO  $\longrightarrow$  SAL + AGUA

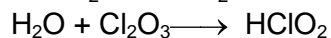
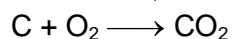
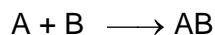


**TIPOS DE REACCIONES.** Las reacciones químicas inorgánicas se clasifican en 4 tipos de acuerdo con las sustancias que participan.

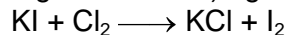
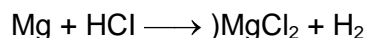
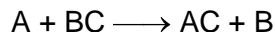
A) REACCIONES DE ANÁLISIS O DESCOMPOSICION



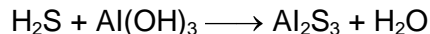
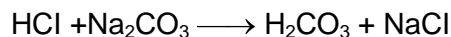
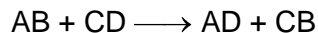
B) REACCIONES DE SINTESIS O FORMACION



C) REACCIONES DE SUSTITUCION SIMPLE



D) REACCIONES DE SUSTITUCION DOBLE O METATEISIS



## CUESTIONARIO

1.- Anota en el paréntesis, la letra de la respuesta correcta:

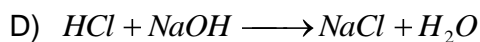
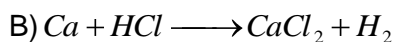
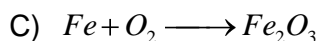
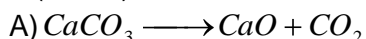
1 ( ) Fenómeno en el cual una o más sustancias se transforman en otra u otras con diferentes propiedades específicas:

A) ecuación química      B) cambio físico      C) proceso industrial      D) reacción química

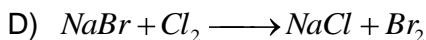
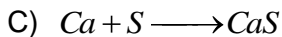
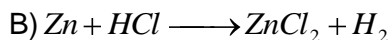
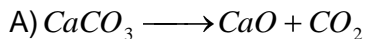
2 ( ) Representación de una reacción química por medio de símbolos para las sustancias y los símbolos de los elementos y signos auxiliares:

A) ecuación química      B) fenómeno químico      C) proceso industrial      D) reacción química

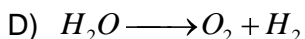
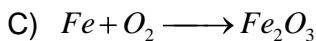
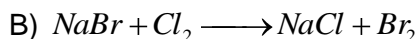
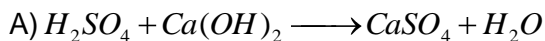
3 ( ) Reacción de síntesis:



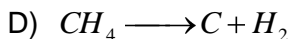
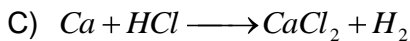
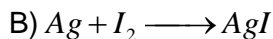
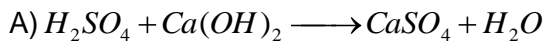
4 ( ) Reacción de análisis:



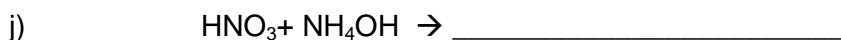
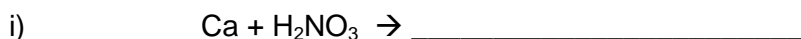
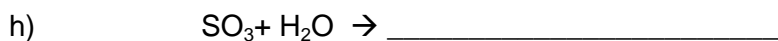
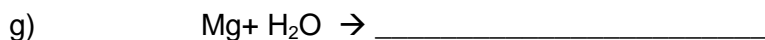
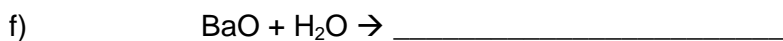
5 ( ) Reacción de simple sustitución:



6 ( ) Reacción de doble sustitución:

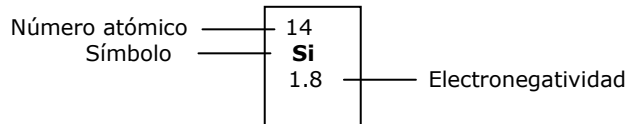


## II. Completa las siguientes ecuaciones químicas:



# TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

	I A											II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	
1	1 <b>H</b> 2.1																		2 <b>He</b> —
2	3 <b>Li</b> 1.0	4 <b>Be</b> 1.5											5 <b>B</b> 2.0	6 <b>C</b> 2.5	7 <b>N</b> 3.0	8 <b>O</b> 3.5	9 <b>F</b> 4.0	10 <b>Ne</b> —	
3	11 <b>Na</b> 0.9	12 <b>Mg</b> 1.2	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	13 <b>Al</b> 1.5	14 <b>Si</b> 1.8	15 <b>P</b> 2.1	16 <b>S</b> 2.5	17 <b>Cl</b> 3.0	18 <b>Ar</b> —	
4	19 <b>K</b> 0.8	20 <b>Ca</b> 1.0	21 <b>Sc</b> 1.3	22 <b>Ti</b> 1.5	23 <b>V</b> 1.6	24 <b>Cr</b> 1.6	25 <b>Mn</b> 1.5	26 <b>Fe</b> 1.8	27 <b>Co</b> 1.8	28 <b>Ni</b> 1.8	29 <b>Cu</b> 1.9	30 <b>Zn</b> 1.6	31 <b>Ga</b> 1.6	32 <b>Ge</b> 1.8	33 <b>As</b> 2.0	34 <b>Se</b> 2.4	35 <b>Br</b> 2.8	36 <b>Kr</b> —	
5	37 <b>Rb</b> 0.8	38 <b>Sr</b> 1.0	39 <b>Y</b> 1.3	40 <b>Zr</b> 1.4	41 <b>Nb</b> 1.6	42 <b>Mo</b> 1.8	43 <b>Tc</b> 1.9	44 <b>Ru</b> 2.2	45 <b>Rh</b> 2.2	46 <b>Pd</b> 2.2	47 <b>Ag</b> 1.9	48 <b>Cd</b> 1.7	49 <b>In</b> 1.7	50 <b>Sn</b> 1.8	51 <b>Sb</b> 1.9	52 <b>Te</b> 2.1	53 <b>I</b> 2.5	54 <b>Xe</b> —	
6	55 <b>Cs</b> 0.7	56 <b>Ba</b> 0.9	57 <b>La</b> 1.1	72 <b>Hf</b> 1.3	73 <b>Ta</b> 1.5	74 <b>W</b> 1.7	75 <b>Re</b> 1.9	76 <b>Os</b> 2.2	77 <b>Ir</b> 2.2	78 <b>Pt</b> 2.2	79 <b>Au</b> 2.4	80 <b>Hg</b> 1.9	81 <b>Tl</b> 1.8	82 <b>Pb</b> 1.8	83 <b>Bi</b> 1.9	84 <b>Po</b> 2.0	85 <b>At</b> 2.2	86 <b>Rn</b> —	
7	87 <b>Fr</b> 0.7	88 <b>Ra</b> 0.9	89 <b>Ac</b> 1.1																
<b>Serie de los Lantánidos</b>			58 <b>Ce</b> 1.1	59 <b>Pr</b> 1.1	60 <b>Nd</b> 1.2	61 <b>Pm</b> —	62 <b>Sm</b> 1.2	63 <b>Eu</b> —	64 <b>Gd</b> 1.1	65 <b>Tb</b> 1.2	66 <b>Dy</b> —	67 <b>Ho</b> 1.2	68 <b>Er</b> 1.2	69 <b>Tm</b> 1.2	70 <b>Yb</b> 1.1	71 <b>Lu</b> 1.2			
<b>Serie de los Actínidos</b>			90 <b>Th</b> 1.3	91 <b>Pa</b> 1.5	92 <b>U</b> 1.7	93 <b>Np</b> 1.3	94 <b>Pu</b> 1.3	95 <b>Am</b> 1.3	96 <b>Cm</b> —	97 <b>Bk</b> —	98 <b>Cf</b> —	99 <b>Es</b> —	100 <b>Fm</b> —	101 <b>Md</b> —	102 <b>No</b> —	103 <b>Lr</b> —			



Tomado de: <http://www.chempros.com/knowledgebase/ptable.htm>. (Modificó: Enrique Sánchez Guerrero)

