



**ESC. PREPARATORIA  
LIC. JESÚS SILVA HERZOG**

**AGOSTO - DICIEMBRE 2017**

# **MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA I**

**ELABORADO POR: Q.F.B. Ricardo Méndez Santillán**

Nombre		Grupo		No. de Lista	
--------	--	-------	--	--------------	--

LABORATORIO DE QUÍMICA I			
<b>NOMBRE:</b>			
<b>GRUPO:</b>		<b>No. LISTA</b>	
	<b>REVISIÓN EN TIEMPO Y FORMA</b>		<b>REVISIÓN FUERA DE TIEMPO</b>
<b>PRIMERA EVALUACIÓN</b>			
<b>SEGUNDA EVALUACIÓN</b>			
<b>TERCERA EVALUACIÓN</b>			
<b>CUARTA EVALUACIÓN</b>			

### RUBRICA DE EVALUACIÓN

CATEGORÍA	EXCELENTE	SATISFACTORIO	NO SATISFACTORIO
<b>ASISTENCIA A LA PRACTICA</b>	Sin faltas	Con una falta	2 o más faltas
<b>INTERVENCIÓN DURANTE LA PRACTICA</b>	Activo durante la practica	Poco activo y apático durante la practica	Inactivo y apático durante las practicas
<b>MATERIALES PARA LA PRACTICA</b>	Siempre cumple con el material	Falta material para una practica	Falta material para 2 o más practicas
<b>MANUAL DE LABORATORIO</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Entrega en tiempo y forma</li> <li>• Manual completo:               <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Tabla de resultados</li> <li>○ Dibujos a color</li> <li>○ Cuestionario correctamente contestado</li> </ul> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Entrega fuera de tiempo y forma</li> <li>• Manual incompleto</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Entrega fuera de tiempo y forma</li> <li>• No entrega manual</li> </ul>

### Competencias genéricas:

4. Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados.
  - Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.
  - Aplica distintas estrategias comunicativas según quienes sean sus interlocutores, el contexto en el que se encuentra y los objetivos que persigue.
  - Identifica las ideas clave en un texto o discurso oral e infiere conclusiones a partir de ellas.
  - Se comunica en una segunda lengua en situaciones cotidianas.
  - Maneja las tecnologías de la información y la comunicación para obtener información y expresar ideas.
5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos.
  - Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo como cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.
  - Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones.
  - Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.
  - Construye hipótesis y diseña y aplica modelos para probar su validez.
  - Sintetiza evidencias obtenidas mediante la experimentación para producir conclusiones y formular nuevas preguntas.
  - Utiliza las tecnologías de la información y comunicación para procesar e interpretar información.
6. Sustenta una postura personal sobre temas de interés y relevancia general, considerando otros puntos de vista de manera crítica y reflexiva.
  - Elige las fuentes de información más relevantes para un propósito específico y discrimina entre ellas de acuerdo a su relevancia y contabilidad.
  - Evalúa argumentos y opiniones e identifica prejuicios y falacias.
  - Reconoce los propios prejuicios, modifica sus puntos de vista al conocer nuevas evidencias, e integra nuevos conocimientos y perspectivas al acervo con el que cuenta.
  - Estructura ideas y argumentos de manera clara, coherente y sintética.
7. Aprende por iniciativa e interés propio a lo largo de la vida.
  - Define metas y da seguimiento a sus procesos de construcción de conocimiento.
  - Identifica las actividades que le resultan de menor y mayor interés y dificultad, reconociendo y controlando sus reacciones frente a retos y obstáculos.
  - Articula saberes de diversos campos y establece relaciones entre ellos y su vida cotidiana.
8. Participa y colabora de manera efectiva en equipos diversos.
  - Propone maneras de solucionar un problema o desarrollar un proyecto en equipo, definiendo un curso de acción con pasos específicos.
  - Aporta puntos de vista con apertura y considera los de otras personas de manera reflexiva.
  - Asume una actitud constructiva, congruente con los conocimientos y habilidades con los que cuenta dentro de distintos equipos de trabajo.

### Competencias disciplinares(ciencias experimentales):

- 1.- Establece la interrelación entre la ciencia, la tecnología, la sociedad y el ambiente en contextos históricos y sociales específicos
- 2.- Fundamenta opiniones sobre los impactos de la ciencia y la tecnología en su vida cotidiana, asumiendo consideraciones éticas.
- 3.- Identifica problemas, formula preguntas de carácter científico y plantea las hipótesis necesarias para responderlas
- 4.- Obtiene, registra y sistematiza la información para responder a preguntas de carácter científico, consultando fuentes relevantes y realizando experimentos pertinentes.
- 5.- Contrasta los resultados obtenidos en una investigación o experimento con hipótesis previas y comunica sus conclusiones.
- 6.- Valora las preconcepciones personales o comunes sobre diversos fenómenos naturales a partir de evidencias científicas.
- 7.- Explicita las nociones científicas que sustentan los procesos para la solución de problemas.
- 8.- Explica el funcionamiento de máquinas de uso común a partir de nociones científicas.
- 9.- Diseña modelos o prototipos para resolver problemas, satisfacer necesidades o demostrar principios científicos
- 10.- Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.
- 11.- Analiza las leyes generales que rigen el funcionamiento del medio físico y valora las acciones humanas de riesgo e impacto ambiental.
- 12.- Decide sobre el cuidado de su salud a partir del conocimiento de su cuerpo, sus procesos vitales y el entorno al que pertenece.
- 13.- Relaciona los niveles de organización Química, biológica, Física y ecológica de los sistemas vivos.
- 14.- Aplica normas de seguridad en el manejo de sustancias, instrumentos y equipo en la realización de actividades de su vida cotidiana.

## REGLAMENTO DE TRABAJO EN EL LABORATORIO

### ANTES DE INICIAR SU PRÁCTICA:

- La asistencia a la práctica es **obligatoria**.
- La tolerancia para entrar al laboratorio será la que rige el reglamento escolar.
- Acatar las instrucciones indicadas en el **Reglamento General** de los Planteles del Nivel Medio Superior.
- No dejar abrigos, carpetas u otros objetos sobre las mesas de trabajo. Cuando más **despejado este el lugar de trabajo** mejor se desarrollará el experimento y menos peligro existirá para nosotros y para nuestras cosas.
- Es **obligatorio llevar bata** para evitar manchas y quemaduras. También es aconsejable traer un trapo de algodón para poder agarrar los recipientes calientes o limpiarlos y secarlos. No porta la bata contabilizara como una falta.
- Se deben seguir a todo momento las **indicaciones del profesor**. No se comenzara a trabajar hasta haber recibido las instrucciones necesarias. Consultar las dudas y dificultades.
- Es imprescindible **leer** por lo menos una vez **la práctica** antes de comenzar.
- Comprobar que esta todo el material necesario y en las condiciones adecuadas de conservación y limpieza. Comunicar cualquier anomalía al profesor. **Cada equipo será responsable de material asignado**.
- Por seguridad está terminantemente **prohibido fumar dentro del laboratorio, así como ingerir alimentos y bebidas**.

### DURANTE EL TRABAJO:

- **No debe probarse ninguna sustancia** y debe evitarse el contacto con la piel. En caso de que algún producto corrosivo caiga en la piel, se eliminará con abundante agua fría.
- Extremar los **cuidados** al trabajar con **sustancias inflamables, tóxicas o corrosivas**.
- **Comunicar cualquier accidente**, quemadura o corte, a tu profesor de laboratorio.
- La manipulación de productos sólidos se hará con ayuda de una espátula o cucharilla y para transvasar líquidos se utilizara una varilla de vidrio en los casos que sean necesarios.
- Nunca viertas el ácido sulfúrico concentrado al agua, sino el ácido al agua teniendo cuidado.
- **Tener cuidado al manejar ácidos y bases** principalmente concentrados.
- Para oler algún producto no debe acercarse la cara al recipiente, si no que se arrastrará el vaso hacia la nariz pasando la mano por encima de él.
- Con el fin de **evitar contaminaciones**, nunca se devolverá al frasco los restos de productos no utilizados.
- **El material de vidrio es muy frágil, por lo que se evitara los golpes y cambios bruscos de temperatura**. Se deberá anotar en una hoja o cuaderno el material que se rompa y comunicarlo al profesor de laboratorio.
- **Los restos sólidos no metálicos deben tirarse en cestos de basura**, nunca en las fregaderos. Los residuos metálicos se almacenarán en un recipiente especial. **Los residuos acuosos se verterán en los fregaderos grandes, con abundante agua antes, durante y después del vertido**. En cuanto a los líquidos y disolventes orgánicos, se echaran en un recipiente de plástico, para su posterior eliminación.

### AL TERMINAR:

- **El lugar y el material de trabajo debe quedar limpio y ordenado**, también se deben apagar y desenchufar los aparatos.
- Lavarse las manos perfectamente para evitar intoxicaciones con algunos reactivos.
- **Hasta que el profesor no de su autorización no se considera finalizada la práctica y por lo tanto no podrá salir del laboratorio**.

## PRIMEROS AUXILIOS EN EL LABORATORIO

Los accidentes más frecuentes en un laboratorio son: cortes y heridas, quemaduras o corrosiones, salpicaduras en los ojos e ingestión de productos químicos.

### 1.- Cortes y heridas.

Lavar la parte del cuerpo afectada con agua y jabón. No importa dejar sangrar, algo la herida, pues ello contribuye a evitar la infección. Aplicar después agua oxigenada y cubrir con gasa grasa (linitul), tapar después con gasa esterilizada, algodón y sujetar con esparadrapo o venda. Si persiste la hemorragia o han quedado restos de objetos extraños (trozos de vidrio, etc...), se acudirá a un centro sanitario.

### 2.- Quemaduras o corrosiones.

- Por fuego u objetos calientes. No lavar la lesión con agua. Tratarla con disolución acuosa o alcohólica muy diluida de ácido pícrico (al 1 %) o pomada especial para quemaduras y vendar.

- Por ácidos, en la piel. Cortar lo más rápidamente posible la ropa empapada por el ácido. Echar abundante agua a la parte afectada. Neutralizar la acidez de la piel con disolución de hidrógenocarbonato sódico al 1%. (si se trata de ácido nítrico, utilizar disolución de bórax al 2%). Después vendar.

- Por álcalis, en la piel. Aplicar agua abundante y aclarar con ácido bórico, disolución al 2 % o ácido acético al 1 %. Después secar, cubrir la parte afectada con pomada y vendar.

- Por otros productos químicos. En general, lavar bien con agua y jabón.

### 3.- Salpicaduras en los ojos.

- Por ácidos. Inmediatamente después del accidente irrigar los dos ojos con grandes cantidades de agua templada a ser posible. Mantener los ojos abiertos, de tal modo que el agua penetre debajo de los párpados. Continuar con la irrigación por lo menos durante 15 minutos. A continuación lavar los ojos con disolución de hidrogenocarbonato sódico al 1 % con ayuda de la bañera ocular, renovando la disolución dos o tres veces, dejando por último en contacto durante 5 minutos.

- Por álcalis. Inmediatamente después del accidente irrigar los dos ojos con grandes cantidades de agua, templada a ser posible. Mantener los ojos abiertos, de tal modo que el agua penetre debajo de los párpados. Continuar con la irrigación por lo menos durante 15 minutos. A continuación lavar los ojos con disolución de ácido bórico al 1 % con ayuda de la bañera ocular, renovando la disolución dos o tres veces, dejando por último en contacto durante 5 minutos.

### 4.- Ingestión de productos químicos.

Antes de cualquier actuación concreta: **REQUERIMIENTO URGENTE DE ATENCIÓN MÉDICA.** Retirar el agente nocivo del contacto con el paciente. No darle a ingerir nada por la boca ni inducirlo al vómito.- Ácidos corrosivos. No provocar jamás el vómito. Administrar lechada de magnesia en grandes cantidades. Administrar grandes cantidades de leche.

- Álcalis corrosivos. No provocar jamás el vómito. Administrar abundantes tragos de disolución de ácido acético al 1 %. Administrar grandes cantidades de leche.

## PROGRAMA GENERAL DE PRÁCTICAS

### **Bloque: I IDENTIFICA A LA QUÍMICA COMO UNA HERRAMIENTA PARA LA VIDA**

Práctica 1 Introducción al laboratorio de Química I

Práctica 2 Material y Equipo de laboratorio de Química I

Práctica 3 Propiedades de la Materia

### **Bloque II COMPRENDE LA INTERRELACIÓN DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA**

Práctica 4 Ley de la Conservación de la Materia y la Energía

Práctica 5 Estados de agregación de la materia

### **Bloque III EXPLICA EL MODELO ATÓMICO ACTUAL Y SUS APLICACIONES**

Práctica 6 Modelos atómicos

Práctica 7 Propiedades Periódicas

Práctica 8 Metales y No metales

### **Bloque IV INTERPRETA LA TABLA PERIÓDICA**

Práctica 9 Identificación de metales por su coloración a la flama

### **Bloque V INTERPRETA ENLACES QUÍMICOS E INTERACCIONES INTERMOLECULARES**

Práctica 10 Tipos de Enlaces Químico \*

### **Bloque VI MANEJA LA NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA**

Práctica 11 Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

### **Bloque VII REPRESENTA Y OPERA REACCIONES QUÍMICAS**

Práctica 12 Tipos de reacciones

## PRACTICA 1: INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO DE QUÍMICA I

Un laboratorio es un lugar equipado con diversos instrumentos de medida o equipos donde se realizan experimentos o investigaciones diversas, según la rama de la ciencia a la que se dedique. También puede ser un aula o dependencia de cualquier centro docente acondicionada para el desarrollo de clases prácticas y otros trabajos relacionados con la enseñanza.

Su importancia, sea en investigaciones o a escala industrial y en cualquiera de sus especialidades (química, dimensional, electricidad, biología, etc.) radica en el hecho de que las condiciones ambientales están controladas y normalizadas.

Prácticamente todas las ramas de las ciencias naturales se desarrollan y progresan gracias a los resultados que se obtienen en sus laboratorios.

Laboratorio químico: es aquel que hace referencia a la química y que estudia compuestos, mezclas de sustancias o elementos, y ayuda a comprobar las teorías que se han postulado a lo largo del desarrollo de esta ciencia.

### OBJETIVO:

*El alumno recibirá indicaciones sobre la importancia del laboratorio en el estudio de la Química y el mecanismo de evaluación.*

### MATERIALES:

- Cuaderno de Notas
- Lista de Cotejo
- Rubrica de evaluación

### PROCEDIMIENTO:

Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

- Toma nota de los requisitos para trabajar dentro del laboratorio
- Toma nota de los mecanismos de evaluación dentro del laboratorio

### CUESTIONARIO:

1. ¿Qué finalidad tiene el laboratorio para el estudio de las ciencias experimentales?.
2. ¿Cómo debe ser tu comportamiento dentro del laboratorio? Explica
3. ¿Qué es el trabajo colaborativo? Explica
4. Identifica tu grupo de trabajo: Grupo, Mesa, Compañeros que la integran

## PRACTICA 2: MATERIAL Y EQUIPO DE LABORATORIO DE QUÍMICA:

Como se puede apreciar en la definición de material, el término proviene del latín *materialis*, el cual hace referencia a aquello que se encuentra vinculado con la materia. Sin embargo, en su sentido amplio hace alusión a los elementos necesarios para llevar a cabo una determinada acción; es decir, los diversos componentes, ya sean reales o abstractos, que se reúnen en un grupo y que se emplean con fines específicos.

Es necesario aclarar que existen muchos tipos de materiales y que el significado del término puede variar levemente de acuerdo al punto de vista con el que se lo intente explicar. En este caso daremos la definición que se le da desde la investigación científica. En el ámbito de la investigación se emplea el concepto de material de laboratorio, para referirse a aquel que se emplea en distintos tipos de laboratorios y que se compone de diversos instrumentos que cumplen con funciones determinadas.

En un laboratorio los materiales deben ser de buena calidad pues allí se realizarán investigaciones que, en muchos casos son de vital importancia para ampliar los conocimientos en un área específica de la ciencia; por ende, el lugar donde se sitúen debe ser apropiado, contar con una ventilación e iluminación adecuada y los instrumentos y materiales que hagan propicio el normal funcionamiento del lugar.

El material de laboratorio puede construirse con componentes muy variados, desde vidrio hasta madera pasando por goma, metal y plástico. Las características del material dependerán de su función, ya que la manipulación de ciertos productos implica riesgos.

Entre las herramientas más habituales que se incluyen dentro del material de laboratorio, se encuentran los matraces (un recipiente con medidas), la pipeta, el tubo de ensayo, la probeta, el vaso de bohemia, el cristizador, el embudo, el vaso de precipitados y el encendedor.

### Clasificación del material de laboratorio

El material de laboratorio puede subdividirse en diversas clasificaciones de acuerdo a la función. De tal modo pueden ser: materiales para combinar sustancias, materiales para medir volúmenes o materiales para soportar a otros instrumentos.

Aquellos materiales que sirven para combinar diferentes sustancias y exponerlas a cambios químicos deben estar contruidos con componentes especiales y resistentes; es normal escucharlos nombres comerciales de Pyrex o Kimax al referirse a materiales de laboratorio, y es que son las más recomendados a nivel internacional si se desea montar un nuevo laboratorio. Entre estos materiales se encuentran el tubo de ensayo, la matraz de fondo plano y de Erlenmeyer el vaso de precipitados, entre otros.

Los materiales que se utilizan para medir volúmenes conforman el material volumétrico. Lo habitual es que estos componentes estén contruidos con vidrio ya que favorecen la observación de aquello que alberga, pero también pueden ser de plástico transparente; en cualquiera de ambos casos están graduados. Entre estos materiales se encuentran la probeta, la pipeta, la bureta y el matraz aforado. Una alternativa dentro del material volumétrico, de todos modos, es el plástico sin color (transparente): es más barato y ayuda a evitar ciertas reacciones químicas que sí ocurren con el vidrio.

Otro tipos de materiales son los utilizados para soporte y sujeción, que sirven para contener otros instrumentos que se utilicen en el laboratorio. Estos materiales son contruidos en metal, a excepción de la gradilla que suele ser de madera o de plástico. Entre estos materiales se encuentran las pinzas para crisol, el tripié y triángulo de porcelana y la gradilla para tubos de ensayo. Existen otros materiales también utilizados en laboratorio, como la lámpara de alcohol, el embudo, el mortero con pistilo, la cucharilla de combustión, o la cuba hidroneumática, entre muchos más.

**OBJETIVO:**

*El alumno reconocerá la importancia de los materiales y equipos de laboratorio en el estudio de la Química.*

**MATERIALES:**

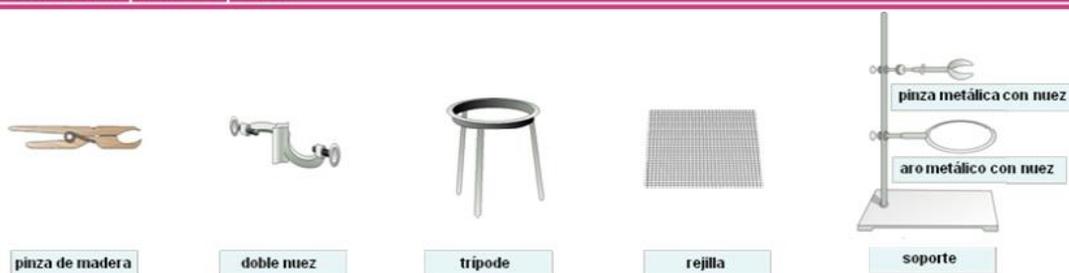
**material volumétrico**



**material de filtrado**



**material para soporte**



**material complementario**



## PROCEDIMIENTO:

Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

## CUESTIONARIO:

1. ¿Cuál es el material utilizado para medir volumen de líquidos?
2. ¿Cuáles de los anteriores miden volumen exacto de líquido?
3. ¿Menciona el equipo utilizado para medir la masa de los cuerpos?
4. Precauciones que se deben tomar para calentar tubos de ensaye directo a la flama.

### DIBUJOS Y/O ESQUEMAS

**INVESTIGA EL USO DE 10 MATERIALES DE LABORATORIO, RECORTA Y PEGA LAS IMÁGENES EN LOS ESPACIO SIGUIENTES**

NOMBRE:  USO:	IMAGEN	NOMBRE:  USO:	IMAGEN
NOMBRE:  USO:	IMAGEN	NOMBRE:  USO:	IMAGEN
NOMBRE:  USO:	IMAGEN	NOMBRE:  USO:	IMAGEN
NOMBRE:  USO:	IMAGEN	NOMBRE:  USO:	IMAGEN
NOMBRE:  USO:	IMAGEN	NOMBRE:  USO:	IMAGEN

## PRACTICA 3: PROPIEDADES DE LA MATERIA

### Las propiedades generales de la materia son:

- La **extensión**: permite ocupar un espacio determinado.
- La **masa**: es la cantidad de materia que contiene un cuerpo.
- La **inercia**: impide el desplazamiento sin la influencia de una fuerza, impenetrabilidad que hace que otra materia no pueda ocupar el mismo espacio.
- La **porosidad**: implica los intersticios entre las partículas que la conforman.
- La **divisibilidad**: es la capacidad de subdivisión en partes del todo de la materia.
- La **elasticidad**: permite que la materia vuelva a su forma original cuando ya la fuerza cesa de ejercer su fuerza y por último la temperatura.

### Las propiedades específicas son:

- La **densidad**: es la relación entre la masa
- El **volumen**: es el punto de ebullición que se refiere a la temperatura en que, exclusivamente los líquidos, hierven.
- El **punto de fusión**: depende de la propiedad específica de la materia sólida, por el cual pasa de la solidez a un estado líquido.
- El **grado de conductibilidad** de energía eléctrica hay cuerpos que conducen la **energía eléctrica** de mayor manera que otras, también hay materias que directamente son inconducentes y aislantes de energía eléctrica, esto depende de las características particulares del cuerpo material.
- El **grado de conductibilidad térmica**: la conducción térmica es la transferencia de energía que se expresa en el aumento o la disminución de la temperatura de la materia, como en el caso anterior es la propiedad material la que condiciona o facilita la influencia térmica.

### Propiedades extensivas e intensivas

Por otro lado las propiedades pueden ser clasificadas en extensivas o intensivas:

- Las **propiedades extensivas**: son aquellas que el valor medido reside en las propiedades de la masa. Por ejemplo: el peso, el área, volumen, la presión de gas, la disminución o el aumento de calor, etc.
- Las **propiedades intensivas**: en cambio son valores medidos que no dependen de la masa, por ejemplo el color, sabor, reactividad, la electronegatividad, etc.



### OBJETIVO:

El alumno reconocerá las propiedades generales y específicas de la material, así como, el concepto de masa, volumen y su relación (densidad)

### MATERIALES:

- Probeta
- Balanza
- Vaso de precipitados
- 50 ml de aceite (**ALUMNOS**)
- 50 ml de leche (**ALUMNOS**)
- 50 ml de agua (**ALUMNOS**)
- Cuerpos sólidos regulares (Cubo, esfera, cilindro) (**ALUMNOS**)

### PROCEDIMIENTO:

Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

- *Masa de un sólido*

Toma un cuerpo sólido regular y mide directa en la balanza su masa.

- *Masa de un líquido*

Toma un recipiente que va a contener el líquido y mide su masa (m1)

Agrega un Volumen conocido de líquido al recipiente y mide su masa (m2)

Calcula la masa del líquido con la siguiente operación: m2- m1

- *Medir el volumen de sólido*

Como se usaran cuerpo sólidos regulares, se calcula el volumen directamente con la formula.

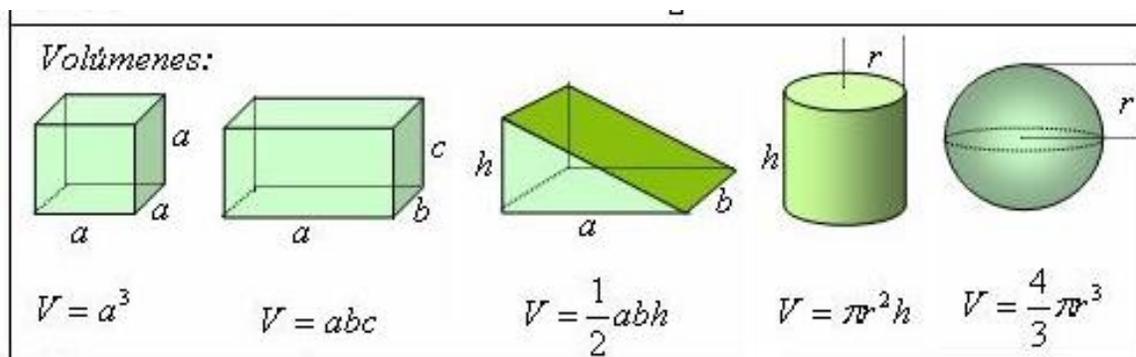
Medir el volumen de líquidos en los materiales de laboratorio destinados para tal fin

Hará uso de la probeta para medir el volumen de un líquido.

*Calcular la densidad de sólidos y líquidos haciendo uso de la formula general*

Densidad= masa/volumen.

MATERIAL	LARGO (cm)	ANCHO (cm)	ALTO (cm)	RADIO (cm)	VOLUMEN (CM3)	MASA (g)	DENSIDAD (g/cm3)



### CUESTIONARIO:

1. ¿Qué diferencia hay entre las propiedades generales y específicas de la materia?
  
2. Elabora una lista en orden descendente de la densidad de los diferentes sólidos
  
3. Elabora una lista en orden descendente de la densidad de los diferentes líquidos
  
4. Define densidad con tus propias palabras
  
5. Si tomaras un sólido (el menos denso) y lo colocas en el líquido (el más denso), de acuerdo a sus densidad ¿Flotaría el sólido sí o no y porque?

### DIBUJOS Y/O ESQUEMAS

## PRÁCTICA 4: LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

### LEYES PONDERABLES

#### 1ª.- LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA (Lavoisier, 1787)

La suma de las masas de los productos reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción.

Es decir, la masa se conserva, lo que nos permite afirmar que si, por ejemplo, 1 g de hidrógeno reacciona con 8 g de oxígeno, para formar agua, la masa de agua formada es de 9 g.

(Esta ley es la base de los cálculos estequiométricos de las reacciones químicas)

#### 2ª.- LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS o CONSTANTES (Proust, 1799)

Cuando dos o más elementos (o sustancias), se unen para formar una sustancia determinada, lo hacen siempre en proporciones fijas y determinadas.

Por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno cuando se unen para formar agua, siempre reaccionan en la proporción de 1 g de hidrógeno con 8 g de oxígeno (o 2 g de hidrógeno con 16 de oxígeno; o 0,5 g de hidrógeno con 4 de oxígeno). Esta proporción no depende de la forma en que tenga lugar la reacción.

#### 3ª.- LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS o DE LOS PESOS DE COMBINACIÓN (Richter, 1792).

Las masas de elementos diferentes, que se combinan con una misma masa de otro elemento, son las mismas son las mismas con las que se combinarían entre sí, si la reacción es posible, o son sus múltiplos o sus submúltiplos.

Por ejemplo, 1 g de oxígeno se combina con: 0,12 g de hidrógeno o con 2,50 g de calcio, o con 0,37 g de carbono, o con 4,43 g de cloro. Estas cantidades son las mismas con las que estos elementos se combinan entre sí cuando forman compuestos, es decir, cuando el hidrógeno y el calcio se combinan, lo harán en la proporción de 0,12 g de hidrógeno con 2,50 g de calcio; y cuando lo hagan el cloro y el calcio lo harán en la proporción de 4,43 g de cloro con 2,50 g de calcio.

#### 4ª.- LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (Dalton, 1803).

Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro, para formar varios compuestos, están en la relación de los números enteros y sencillos.

Por ejemplo: 1 g de oxígeno reacciona con 3,971 g de cobre para formar un óxido de cobre. Pero cambiando las condiciones de la reacción 1 g de cobre reacciona con 7,942 g de cobre. (No hay fallo de la ley de las proporciones definidas, puesto que se obtienen compuestos distintos). Dividamos las cantidades de cobre entre sí  $7,942/3,971 = 2$ , es decir, están en la proporción 2:1 (números enteros y sencillos).

#### 5ª.- LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN (Gay-Lussac, 1808).

Los volúmenes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, están en una relación de números enteros y sencillos.

Por ejemplo:

1 litro de oxígeno reacciona con 2 litros de hidrógeno para obtener 2 litros de vapor de agua.

1 litro de nitrógeno reacciona con 3 litros de hidrógeno, obteniéndose 2 litros de amoníaco.

Esta ley solamente se puede aplicar a las reacciones entre sustancias en estado gaseoso.

#### 6ª.- LEY DE AVOGADRO (1811).

A igualdad de presión y temperatura, volúmenes iguales de sustancias gaseosas con tiene el mismo número de moléculas.

Es decir, que en un litro de hidrógeno y en un litro de oxígeno, si se encuentran a la misma presión y temperatura, hay el mismo número de moléculas.

## OBJETIVO:

*El alumno demostrara que la Ley de conservación de la masa se cumple en todas las reacciones químicas.*

## MATERIALES:

- Probeta
- Balanza
- Matraz Erlenmeyer
- Sulfato de sodio al 10%
- Cloruro de Bario 10%
- Pastilla efervescente (**ALUMNOS**)
- Cinta adhesiva (**ALUMNOS**)
- 2 Globo # 8 (**ALUMNOS**)

## PROCEDIMIENTO:

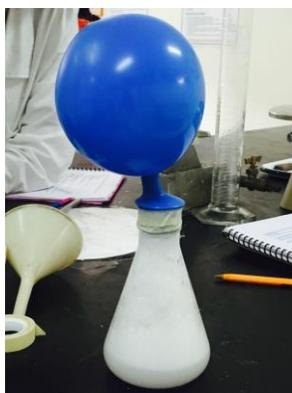
Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

Reacción de Bicarbonato de sodio + Agua

- Pesar de Matraz erlemeyer con 30 ml de agua masa 1
- Introducir en globo una pastilla efervescente y pesar masa 2
- Colocar el globo en la boca del matraz, sellar con cinta adhesiva y voltear, para que la pastilla efervescente caiga dentro.
- Una vez terminada la reacción y asegurándose que no hubo fugas de gas, pesar y obtener la masa 3.
- Cumplimiento de la ley:  $MASA\ 3 = MASA\ 2 + MASA\ 1$

Reacción Cloruro de Bario + Sulfato de sodio

- Colocar en un matraz 10 ml de solución de sulfato de sodio al 10%
- Colocar 5 ml de cloruro de bario en un tubo de ensaye
- Introducir el tubo en el matraz y pesarlos juntos masa 2
- Volteara el contenido del tubo dentro del matraz, esperar a que se realice la reacción, vuelve a introducir el tubo en el matraz y pesa nuevamente masa 3
- Cumplimiento de la ley:  $MASA\ 3 = MASA\ 2$



	EXPERIMENTO	MASA 1	MASA 2	MASA 3
<b>BICARBONATO CON AGUA</b>	1			
	2			
<b>CLORURO DE BARIO + SULFATO DE SODIO</b>	1			
	2			

**CUESTIONARIO:**

1. En la reacción del sulfato de sodio y el cloruro de bario ¿Cómo se observa que la reacción química se realizó?
2. En la reacción de la pastilla efervescente y el agua ¿Cómo se observa que la reacción química se realizó?
3. ¿Para qué se utiliza el globo?
4. Define con tus propias palabras la ley de la conservación de la materia

5. ¿Esta ley se cumple en todas las reacciones químicas?

## PRÁCTICA 5: ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

### Estados de agregación de la materia

En física y química se observa que, para cualquier sustancia o mezcla, modificando sus condiciones de temperatura o presión, pueden obtenerse distintos estados o fases, denominados estados de agregación de la materia, en relación con las fuerzas de unión de las partículas (moléculas, átomos o iones) que la constituyen. Los estados de agregación poseen propiedades y características diferentes; los más conocidos y observables llamados fases sólida, líquida, gaseosa y plasmática. Estados que no se producen de forma natural en nuestro entorno, son condensados de Bose-Einstein, condensado fermiónico y estrellas de neutrones y el plasma de quark-gluón.

#### Estado sólido

Es uno de los cuatro estados de agregación de la materia más conocidos y observables; se caracteriza porque opone resistencia a cambios de forma y de volumen. Sus partículas se encuentran juntas y correctamente ordenadas. Las moléculas de un sólido tienen una gran cohesión y adoptan formas bien definidas.

#### Estado gaseoso

Bajo ciertas condiciones de temperatura y presión, sus moléculas interactúan solo débilmente entre sí, sin formar enlaces moleculares, adoptando la forma y el volumen del recipiente que las contiene y tendiendo a separarse, esto es, expandirse, todo lo posible por su alta energía cinética. Los gases son fluidos altamente compresibles, que experimentan grandes cambios de densidad con la presión y la temperatura. Las moléculas que constituyen un gas casi no son atraídas unas por otras, por lo que se mueven en el vacío a gran velocidad y muy separadas unas de otras.

#### Estado líquido

Es un estado de agregación de la materia en forma de fluido altamente incompresible lo que significa que su volumen es, bastante aproximado, en un rango grande de presión. Es el único estado con un volumen definido, pero no con forma fija. Un líquido está formado por pequeñas partículas vibrantes de la materia, como los átomos y las moléculas, unidas por enlaces intermoleculares.

Como un gas, un líquido es capaz de fluir y tomar la forma de un recipiente. A diferencia de un gas, un líquido no se dispersa para llenar cada espacio de un contenedor, y mantiene una densidad bastante constante. Una característica distintiva del estado líquido es la tensión superficial, dando lugar a fenómenos humectantes.

#### Estado plasma

En física y química, se denomina plasma al cuarto estado de agregación de la materia, un estado fluido similar al estado gaseoso pero en el que determinada proporción de sus partículas están cargadas eléctricamente y no poseen equilibrio electromagnético, por eso son buenos conductores eléctricos y sus partículas responden fuertemente a las interacciones electromagnéticas de largo alcance.

Un ejemplo de plasma serían los relámpagos



## OBJETIVO:

*El alumno experimentara los factores que alteran los estados de agregación de la materia.*

## MATERIALES:

- Perlas de Yodo
- 3 cubos de hielo(**ALUMNOS**)
- 3 bolitas de naftalina(**ALUMNOS**)
- Cápsula de porcelana
- Cinta adhesiva (**ALUMNOS**)
- 1 Botella de plástico pet con tapa (**ALUMNOS**)
- Vaso de Precipitados
- Azul de metileno
- Alcohol etílico

## PROCEDIMIENTO:

Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

### *Sublimación del yodo*

- Coloca unas perlas de yodo en al vaso de precipitados
- Tapa el vaso con una cápsula de porcelana y sella los bordes con cinta adhesiva.
- Calienta el vaso en un soporte universal y usando un mechero bunsen.
- Una vez que termine de sublimar el yodo, retira el mechero

### *Resublimación*

- Agrega una hielo en la cápsula de porcelana, teniendo cuidado de que no caigan gotas en el vaso caliente, se corre el riesgo de romperse por el choque térmico.
- Una vez que todos los gases se depositen en la cápsula de porcelana, retirar la cinta adhesiva y voltear la cápsula para observar los cristales depositados

### *Evaporación*

- Agregar un poco de alcohol a la botella de pet, tapar bien la botella.
- Ejercer presión en la botella fuertemente presionando con tus manos las paredes de la misma, soltar de forma brusca y abrir la botella, presionar y ver el gas que se forma. Explica



## PRACTICA 6 MODELOS ATÓMICOS (DIRAC-JORDAN)

### Modelo Atómico De Demócrito de Abdera

Este fue el primer modelo atómico, inventado por el filósofo griego Demócrito de Abdera que vivió entre los años 460 al 370 a.c (antes de Cristo). Demócrito fue el desarrollador de la “Teoría Atómica Del Universo”. Fue el primer filósofo-científico que afirmó que los átomos son eternos, inmutables e indivisibles, es decir, que duran siempre, que no cambian y que no pueden dividirse en partículas más pequeñas. De hecho la palabra “átomo” proviene del griego “á-tómo” que significa “sin división”.

### Modelo Atómico De Dalton

Fue el primero en desarrollar un modelo atómico con bases científicas. Basándose en la idea de Demócrito, Dalton concluyó que el átomo era algo parecido a una esfera pequeñísima, también indivisible e inmutable.

### Modelo Atómico De Thomson

Joseph John Thomson fue un científico británico que vivió entre los años 1856 y 1940 que descubrió el electrón y los isótopos. Ganó el Premio Nobel de Física en 1906 y su teoría sobre el átomo decía que los átomos estaban compuestos por electrones de carga negativa en un átomo positivo, es decir, como si tuviéramos una bola cargada positivamente rellena de electrones (carga negativa), también conocido como Modelo del Pudín De Pasas porque parece un bizcocho relleno de pasas.

### Modelo Atómico Cúbico De Lewis

Gilbert Newton Lewis fue un físico y químico estadounidense que vivió entre los años 1875 y 1946 que realizó numerosos trabajos científicos de los cuáles se destacan la “Estructura De Lewis” también conocida como el “Diagrama De Punto”. El modelo atómico de Lewis está basado en un cubo, donde decía que los electrones de un átomo se colocaban de forma cúbica, es decir, los electrones de un átomo estaban colocados en los vértices de un cubo.

### Modelo Atómico De Rutherford

Fue el primero de todos en definir un modelo atómico en el que pudo demostrar que un átomo está compuesto de un núcleo y una corteza. Ganó el Premio Nobel De La Química en 1908. Para Rutherford el átomo estaba compuesto de un núcleo atómico cargado positivamente y una corteza en la que los electrones (de carga negativa) giran a gran velocidad alrededor del núcleo donde estaba prácticamente toda la masa del átomo.

Para Rutherford esa masa era muy muy pequeña. Esa masa la definía como una concentración de carga positiva. Los estudios de Rutherford demostraron que el átomo estaba vacío en su mayor parte ya que el núcleo abarcaba casi el 100% de la masa del átomo

### Modelo Atómico De Bohr

En el modelo de Bohr se introdujo ya la teoría de la mecánica cuántica que pudo explicar cómo giraban los electrones alrededor del núcleo del átomo. Los electrones al girar en torno al núcleo definían unas órbitas circulares estables que Bohr explicó como que los electrones se pasaban de unas órbitas a otras para ganar o perder energía. Demostró que cuando un electrón pasaba de una órbita más externa a otra más interna emitía radiación electromagnética. Cada órbita tiene un nivel diferente de energía.

### Modelo Atómico De Sommerfeld

Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld fue un físico alemán que vivió entre los años 1868 y 1951. La aportación más importante de este físico alemán fue cambiar el concepto de las órbitas circulares que definían los electrones en el modelo atómico de Bohr por órbitas elípticas.

### Modelo atómico de Dirac-Jordán

Basándose en la mecánica cuántica ondulatoria, ampliaron los conocimientos anteriores, y en 1928 Paúl Dirac (1902-1984) logró una descripción cuántico-relativista del electrón, predicando la existencia de la antimateria. En las ecuaciones de Dirac y Pascual Jordán (1902-1980) aparece el cuarto parámetro con característica cuántica, denominado S, además de los ya conocidos N, L y M.

### OBJETIVO:

*El alumno reafirmara la historia de los modelos atómicos y empleara estos conocimientos para elaborar los modelos actuales de Dirac-Jordan.*

### MATERIALES:

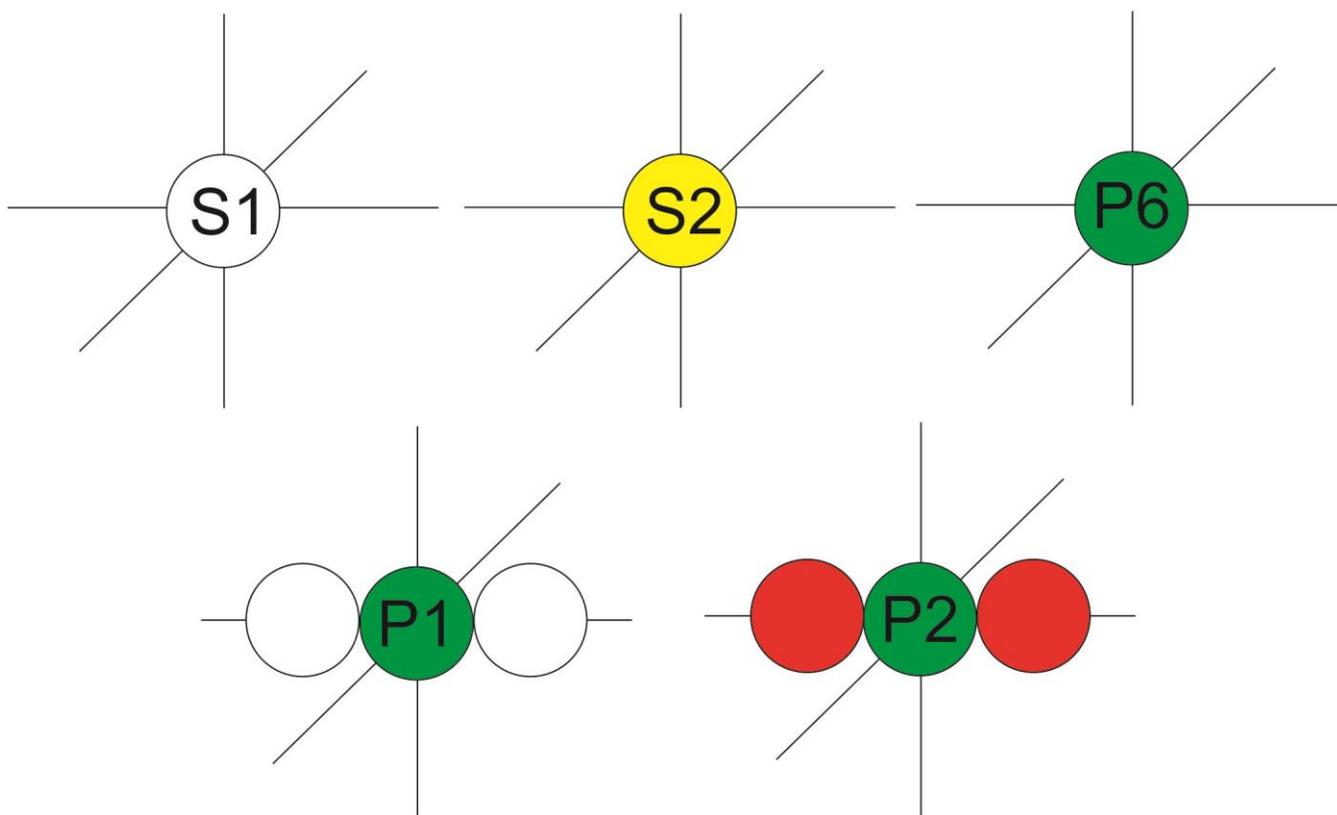
- Esferas de unicel del número 1 ( 3 cm de diámetro) (**ALUMNOS**)
- Palillos de dientes (**ALUMNOS**)
- Marcador Permanente rojo, amarillo y verde(**ALUMNOS**)
- 3 popotes(**ALUMNOS**)
- ¼ hoja de papel cascaron(**ALUMNOS**)
- Pegamento (**ALUMNOS**)

### PROCEDIMIENTO:

Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

Hace uso de la notación Dirac-Jordan para armar modelos atómicos.

- Tres palillos representan los ejes "X,Y y Z"
- Una esfera blanca S1
- Una esfera amarilla S2
- Un par de esferas blancas P1
- Un par de esferas rojas P2
- Elabora los modelos de los orbitales S1, S2, P1, P2, P3, P4, P5 y P6





## PRACTICA 7: PROPIEDADES PERIÓDICAS

Los seres humanos siempre hemos estado tentados a encontrar una explicación a la complejidad de la materia que nos rodea. Al principio se pensaba que los elementos de toda materia se resumían al agua, tierra, fuego y aire. Sin embargo al cabo del tiempo y gracias a la mejora de las técnicas de experimentación física y química, nos dimos cuenta de que la materia es en realidad más compleja de lo que parece. Los químicos del siglo XIX encontraron entonces la necesidad de ordenar los nuevos elementos descubiertos. La primera manera, la más natural, fue la de clasificarlos por masas atómicas, pero esta clasificación no reflejaba las diferencias y similitudes entre los elementos. Muchas más clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días.

Cronología de las diferentes clasificaciones de los elementos químicos

### Döbereiner

Este químico alcanzó a elaborar un informe que mostraba una relación entre la masa atómica de ciertos elementos y sus propiedades en 1817. Él destaca la existencia de similitudes entre elementos agrupados en tríos que él denomina “tríadas”. La tríada del cloro, del bromo y del yodo es un ejemplo. Pone en evidencia que la masa de uno de los tres elementos de la triada es intermedia entre la de los otros dos. En 1850 pudimos contar con unas 20 tríadas para llegar a una primera clasificación coherente.

### Chancourtois y Newlands

En 1862 Chancourtois, geólogo francés, pone en evidencia una cierta periodicidad entre los elementos de la tabla. En 1864 Chancourtois y Newlands, químico inglés, anuncian la Ley de las octavas: las propiedades se repiten cada ocho elementos. Pero esta ley no puede aplicarse a los elementos más allá del Calcio. Esta clasificación es por lo tanto insuficiente, pero la tabla periódica comienza a ser diseñada.

### Meyer

En 1869, Meyer, químico alemán, pone en evidencia una cierta periodicidad en el volumen atómico. Los elementos similares tienen un volumen atómico similar en relación con los otros elementos. Los metales alcalinos tienen por ejemplo un volumen atómico importante.

### Mendeleïev

En 1869, Mendeleïev, químico ruso, presenta una primera versión de su tabla periódica en 1869. Esta tabla fue la primera presentación coherente de las semejanzas de los elementos. Él se dio cuenta de que clasificando los elementos según sus masas atómicas se veía aparecer una periodicidad en lo que concierne a ciertas propiedades de los elementos. La primera tabla contenía 63 elementos.

## PROPIEDADES PERIÓDICAS

- **Estructura electrónica:** distribución de los electrones en los orbitales del átomo
- **Potencial de ionización:** energía necesaria para arrancarle un electrón.
- **Electronegatividad:** mide la tendencia para atraer electrones.
- **Afinidad electrónica:** energía liberada al captar un electrón.
- **Carácter metálico:** define su comportamiento metálico o no metálico.
- **Valencia iónica:** número de electrones que necesita ganar o perder para el octeto

## OBJETIVO

*El alumno demostrara las propiedades periódicas y su relevancia en el acomodo de los elementos en la tabla periódica.*

**MATERIALES:**

- Gradilla con elementos químicos (Al, Zn, C, Ca, Mg, y S)
- Calcio
- Magnesio
- Barras de Aluminio, Cobre y Hierro.
- Agua

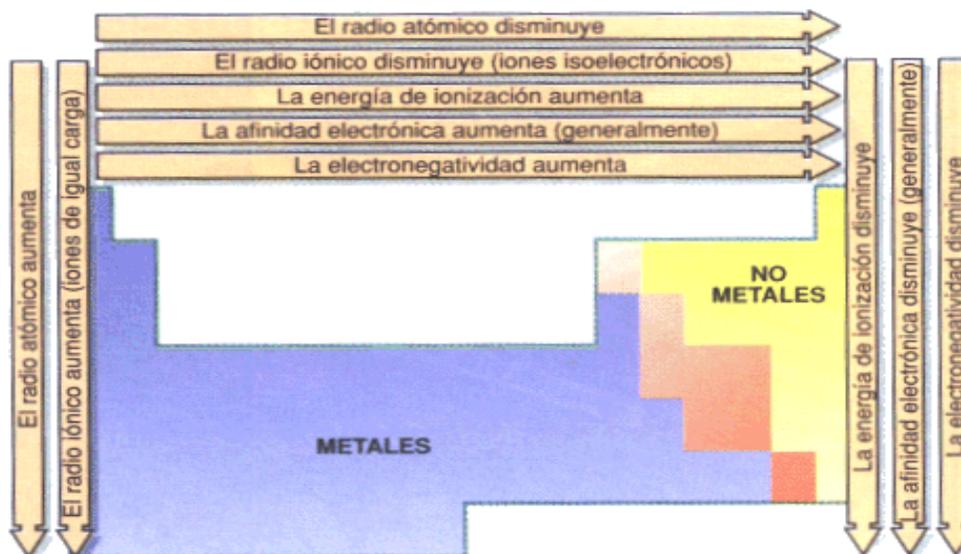
**PROCEDIMIENTO:**

Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

Usando 3 barras de diferente material (Al, Cu y Fe), trata de rayarlos con una navaja, e identifica el más duro y el más blando.

- Elabora una tabla con las características físicas de los elementos que se encuentran en la gradilla (Al, Zn, C, Ca, Mg y S)

ELEMENTO	SÍMBOLO	PERIODO Y FAMILIA	DUREZA	COLOR	BRILLO	APARIENCIA	ELECTRONEGATIVIDAD



### CUESTIONARIO:

1. ¿Cómo se presente la dureza en la tabla periódica?.
2. ¿Cómo se presenta la electro-negatividad en la tabla periódica?
3. ¿ En dónde se ubican los metales y los no metales en la tabla periódica?

### DIBUJOS Y/O ESQUEMAS

## PRACTICA 8 : METALES Y NO METALES

Toda la materia está formada a partir de unas unidades elementales que existen en un número limitado. estas unidades no pueden ser divididas en partes más sencillas mediante los métodos físicos o químicos usuales. en la naturaleza existe 92 elementos químicos, aunque los físicos han creado 20 elementos más mediante procesos que implican reacciones nucleares. los elementos químicos fueron clasificados por primera vez por Mendelejev siguiendo unas pautas determinadas.

Estos elementos están divididos en tres categorías: metales, no metales y metaloides, aquí destacaremos los elementos metálicos y no metálicos.

De los 112 elementos que se conocen, sólo 25 son no metálicos; su química a diferencia de los no metales, es muy diversa, a pesar de que representa un número muy reducido, la mayoría de ellos son esenciales para los sistemas biológicos (O, C, H, N, P y S). En el grupo de los no metales se incluyen los menos reactivos: los gases nobles. Las propiedades únicas del H lo apartan del resto de los elementos en la tabla periódica.

Los metales en su mayoría provienen de los minerales. Los metales más abundantes en la corteza terrestre que existen en forma mineral son: aluminio, hierro, calcio, magnesio, sodio, potasio, titanio, y manganeso. El agua de mar es una rica fuente de iones metálicos como  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^+$  y  $\text{Ca}^+$ . La obtención del elemento puro como el hierro, aluminio, entre otros se logra mediante procesos metalúrgicos.

### CARÁCTER GENERAL DE LOS METALES Y NO METALES

#### Metales

La mayor parte de los elementos metálicos exhibe el lustre brillante que asociamos a los metales. Los metales conducen el calor y la electricidad, son maleables (se pueden golpear para formar láminas delgadas) y dúctiles (se pueden estirar para formar alambres). Todos son sólidos a temperatura ambiente con excepción del mercurio (punto de fusión  $-39\text{ }^\circ\text{C}$ ), que es un líquido. Dos metales se funden ligeramente arriba de la temperatura ambiente: el cesio a  $28.4\text{ }^\circ\text{C}$  y el galio a  $29.8\text{ }^\circ\text{C}$ . En el otro extremo, muchos metales se funden a temperaturas muy altas. Por ejemplo, el cromo se funde a  $1900\text{ }^\circ\text{C}$ .

Los metales tienden a tener energías de ionización bajas y por tanto se oxidan (pierden electrones) cuando sufren reacciones químicas. Los metales comunes tienen una relativa facilidad de oxidación. Muchos metales se oxidan con diversas sustancias comunes, incluidos  $\text{O}_2$  y los ácidos.

Se utilizan con fines estructurales, fabricación de recipientes, conducción del calor y la electricidad. Muchos de los iones metálicos cumplen funciones biológicas importantes: hierro, calcio, magnesio, sodio, potasio, cobre, manganeso, cinc, cobalto, molibdeno, cromo, estaño, vanadio, níquel,....

#### NO METALES

Los no metales varían mucho en su apariencia no son lustrosos y por lo general son malos conductores del calor y la electricidad. Sus puntos de fusión son más bajos que los de los metales (aunque el diamante, una forma de carbono, se funde a  $3570\text{ }^\circ\text{C}$ ). Varios no metales existen en condiciones ordinarias como moléculas diatómicas. En esta lista están incluidos cinco gases ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2$  y  $\text{C}_{12}$ ), un líquido ( $\text{Br}_2$ ) y un sólido volátil ( $\text{I}_2$ ). El resto de los no metales son sólidos que pueden ser duros como el diamante o blandos como el azufre. Al contrario de los metales, son muy frágiles y no pueden estirarse en hilos ni en láminas. Se encuentran en los tres estados de la materia a temperatura ambiente: son gases (como el oxígeno), líquidos (bromo) y sólidos (como el carbono). No tienen brillo metálico y no reflejan la luz. Muchos no metales se encuentran en todos los seres vivos: carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre en cantidades importantes. Otros son oligoelementos: flúor, silicio, arsénico, yodo, cloro.



## CUESTIONARIO:

1. Escriba las reacciones de metales con el agua.
2. Escriba las reacciones entre metales y no metales
3. Elabore una tabla de diferencias entre metales y no metales.
4. ¿Qué elementos son mejores conductores de corriente eléctrica los metales o los no metales\_

## DIBUJOS Y/O ESQUEMAS

## PRACTICA 9: COLORACIÓN DE METALES A LA FLAMA

El **ensayo a la llama** es un proceso analítico usado en química para detectar la presencia de ciertos elementos, principalmente iones de metales, basado en el espectro de emisión característico a cada elemento. El color de la llama también puede depender de la temperatura.

Las muestras suelen sostenerse en un alambre de platino limpiado repetidamente con ácido clorhídrico para eliminar trazas de analitos anteriores. Debe probarse con diferentes llamas, para evitar información equivocada debido a llamas "contaminadas", u ocasionalmente para verificar la exactitud del color. Algunas veces también se usan alambres de nicrom. El sodio es un componente común o contaminante en muchos compuestos, y su espectro tiende a dominar sobre los otros. El ensayo a la llama es frecuentemente visto a través de un vidrio azul de cobalto para filtrar el amarillo del sodio y permitir ver mejor la emisión de otros iones metálicos.

El ensayo a la llama es rápido y fácil de ejecutar, y no requiere equipamiento alguno que no se encuentre generalmente en un laboratorio de química. Sin embargo, el rango de elementos detectados es pequeño, y el ensayo se apoya en la experiencia subjetiva del experimentador, en vez de mediciones objetivas. La prueba tiene dificultad en detectar concentraciones pequeñas de algunos elementos, mientras que puede producirse un resultado muy fuerte para algunos otros, lo que tiende a "ahogar" las señales más débiles.

Aunque esta prueba sólo da información cualitativa, y no cuantitativa, acerca de la proporción real de los elementos en la muestra; puede obtenerse información cuantitativa por las técnicas relacionadas de fotometría de llama o espectroscopia de emisión de llama.

### OBJETIVO:

*El alumno demostrara que los metales emiten diferentes colores a la flama y empleara este conocimiento para identificarlos.*

### MATERIALES:

- Vasos de Precipitados
- Sales de diferentes metales
- Atomizadores
- Mechero bunsen

### PROCEDIMIENTO:

Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

- Prende el mechero de Bunsen y ajusta la flama para tener la mayor zona de oxidación (flama azul)
- Prepara los atomizadores con las soluciones de sales diferentes, asegúrate que no este tapada la salida del atomizador.
- Dispara una atomización directo hacia la flama del mechero y observa el color que se genera, anota tus observaciones. Repite este procedimiento con cada uno de las sales.



## DIBUJOS Y/O ESQUEMAS

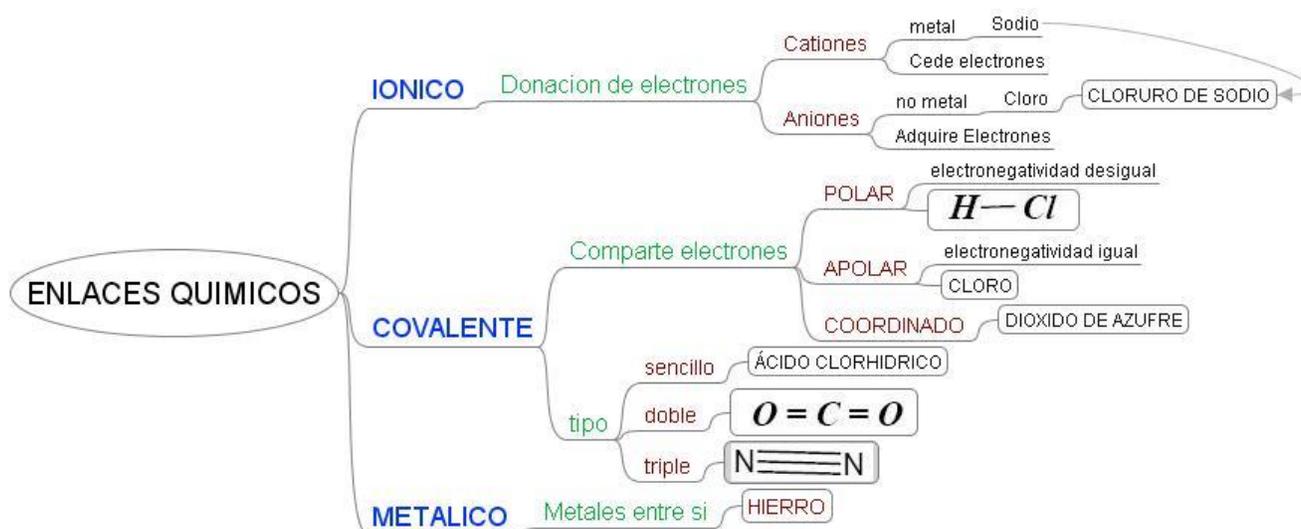
## PRACTICA 10 TIPOS DE ENLACES

Los enlaces son las **fuerzas** que unen a los átomos entre sí para que estos conformen moléculas. Existen tres tipos de enlaces: el iónico, el metálico y el covalente.

**Enlace iónico:** este enlace se da con la atracción electrostática de átomos que poseen cargas eléctricas cuyos signos son contrarios. Para que se realice este enlace, necesariamente uno de los elementos debe cederle electrones a otro. Generalmente, los enlaces iónicos se dan entre un metal que cede electrones y un no metal. El primero es electropositivo y el segundo electronegativo. Estos enlaces se caracterizan por poseer elevados puntos de ebullición y fusión, suelen ser solubles y, en soluciones acuosas o fundidos, conducen electricidad aunque no en estado sólido.

**Enlace covalente:** a diferencia de los enlaces iónicos, los covalentes se establece a partir del compartimiento, entre dos o varios átomos, de electrones y no de su transferencia. De esta manera, los átomos se unen por medio de los electrones ubicados en las últimas órbitas. Suele establecerse entre elementos gaseosos no metales. Existen dos tipos de sustancias covalentes: las redes y las sustancias covalentes moleculares. Las redes se caracterizan por ser aislantes, sólidas, duras y las temperaturas de ebullición y fusión son muy altas. Las sustancias, en cambio, son blandas, aislantes del calor y de la corriente eléctrica, sus temperaturas de ebullición y fusión son bajas y pueden encontrarse en estado sólido, líquido o gaseoso.

**Enlace metálico:** es el que mantiene unidos a los átomos de los metales entre sí y sólo se da entre sustancias que se encuentren en estado sólido. Los átomos metálicos conforman estructuras muy compactas al agruparse muy próximos entre sí. Los electrones de valencia tienen la capacidad de moverse con libertad en el compuesto metálico a causa de la baja electronegatividad que tienen los metales. Esto hace que el compuesto posea conductividad térmica y eléctrica. Estos enlaces se caracterizan por encontrarse en estado sólido, poseer brillo metálico, son maleables y dúctiles y emiten electrones al recibir calor.

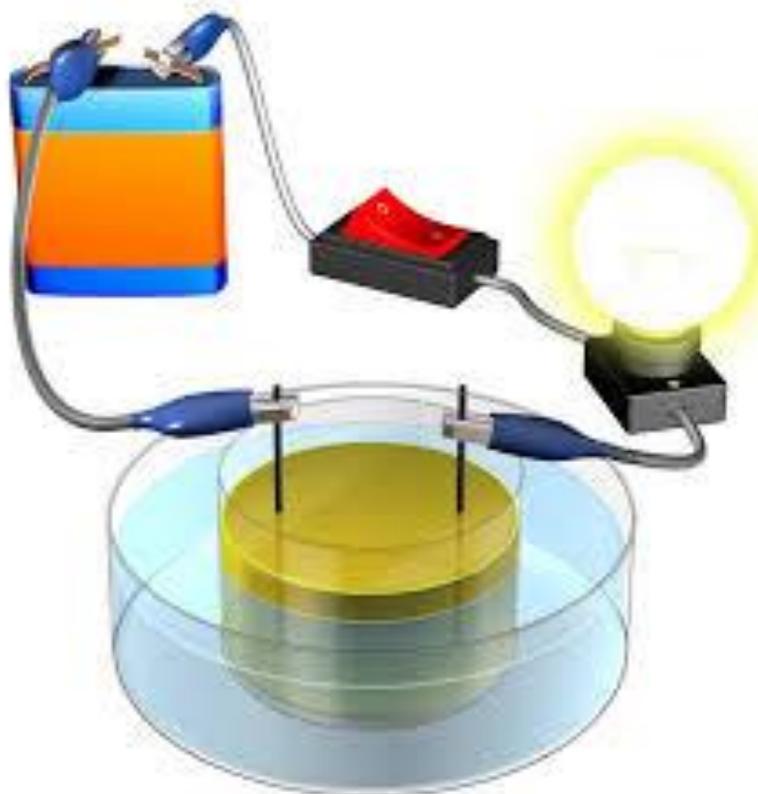


## OBJETIVO:

*El alumno demostrara que los tipos de enlace químico se pueden identificar por sus propiedades de conducción de corriente eléctrica.*

## MATERIALES:

- Vasos de Precipitados
- Sales de diferentes metales
- Circuito Eléctrico (**ALUMNOS**)
- Azúcar (**ALUMNOS**)
- Sal (**ALUMNOS**)



## PROCEDIMIENTO:

Escucha con atención las instrucciones del catedrático.

- “Realizar soluciones al 10 % de los siguientes compuesto, Cloruro de sodio, Cloruro de Bario, Azúcar, Alcohol etílico, Ácido clorhídrico, Hidróxido de sodio, Goma arábica, Sulfato de Cobre y Permanganato de potasio.
- “Con un circuito eléctrico básico, foco, apagador, toma corriente y terminales, prueba cada una de las soluciones y dependiendo del resultado clasifica su enlace químico.



## PRACTICA 11 : NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

### Nomenclatura sistemática o IUPAC, con prefijos / Atomicidad

También llamada racional o **estequiométrica**. Se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos griegos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en cada molécula. En este estudio sobre nomenclatura química es más conveniente considerar a la atomicidad como el número de átomos de un elemento en una sola molécula.

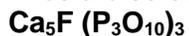
La forma de nombrar los compuestos en este sistema es: **prefijo-nombre genérico + prefijo-nombre específico**

Los prefijos son palabras que se anteponen al nombre del compuesto y representan el número de átomos que hay en la molécula del elemento. Existen diferentes prefijos los cuales provienen del griego y a continuación se presenta el número de átomos al que hace referencia el prefijo. El prefijo mono-normalmente se elude salvo que haya posibilidad de confusión.

Por ejemplo,  $\text{CrBr}_3$ : tribromuro de cromo;  $\text{CO}$ : monóxido de carbono

En casos en los que en vez de átomos se trate de grupos de átomos como compuestos tales como sales dobles y triples, oxisales y similares, se pueden emplear los prefijos bis-, tris-, tetraquis, pentaquis, hexaquis, etc.

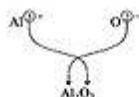
**Por ejemplo la fluorapatita  $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$  : fluoruro tris(fosfato) de calcio**, ya que si se usara el término trifosfato se estaría hablando del anión trifosfato  $[\text{P}_3\text{O}_{10}]^{5-}$ , en cuyo caso sería:



### Nomenclatura sistemática o IUPAC, con números romanos / Numeral de Stock

También llamada antiguamente nomenclatura de Stock. Este sistema de nomenclatura se basa en nombrar a los compuestos escribiendo al final del nombre con números romanos el estado de oxidación del elemento con "nombre específico". Si solamente tiene un estado de oxidación, éste no se escribe.

De forma general, bajo este sistema de nomenclatura, los compuestos se nombran de esta manera: **nombre genérico + "de" + nombre del elemento específico + el estado de oxidación**.



La suma de las cargas es  $2(+3) + 3(-2) = 0$ . Así, la fórmula del óxido de aluminio es  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

alternancia de valencias

**Ejemplo:  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Fe}_2^{+3}\text{S}_3^{-2}$ , sulfuro de hierro (III)**

**Ejemplo:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{S}_2^{+6}\text{O}_6^{-2}$ , óxido de azufre (VI)**

### Nomenclatura tradicional, clásica o antigua / Estequiométrica

En este sistema de nomenclatura se indica la valencia del elemento de nombre específico con una serie de prefijos y sufijos. De manera general las reglas son:

Cuando el elemento solo tiene una valencia, simplemente se coloca el nombre del elemento precedido de la sílaba "de" o bien se termina el nombre del elemento con el sufijo **-ico**.

**$\text{K}_2\text{O}$ , óxido de potasio u óxido potásico**

Cuando tiene dos valencias diferentes se usan los sufijos **-oso** e **-ico**.

... **-oso** cuando el elemento usa la valencia menor:  **$\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$ , hierro con la valencia 2, (estado de oxidación +2), óxido ferroso**

... **-ico** cuando el elemento usa la valencia mayor:  **$\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ , hierro con valencia 3, (estado de oxidación +3), óxido férrico<sup>3</sup>**

Cuando tiene tres distintas valencias se usan los prefijos y sufijos.

**hipo-** ... **-oso** (para la menor valencia):  **$\text{P}_2\text{O}$ ,  $\text{P}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ , fósforo con la valencia 1, (estado de oxidación +1), óxido hipofosforoso**

... **-oso** (para la valencia intermedia):  **$\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ , fósforo con valencia 3, (estado de oxidación +3), óxido fosforoso**

... **-ico** (para la mayor valencia):  $P_2O_5$ ,  $P_2^{+5}O_5^{-2}$ , fósforo con valencia 5, (estado de oxidación +5), óxido fosfórico

Cuando tiene cuatro valencias diferentes se usan los prefijos y sufijos

**hipo-** ... **-oso** (para la valencia más pequeña)

... **-oso** (para la valencia pequeña)

... **-ico** (para la valencia grande)

**per-** ... **-ico** (para la valencia más grande)

Hoy esta nomenclatura está en desuso. Sin embargo aún se usa mucho en el comercio y la industria.

### OBJETIVO:

*El alumno identifique las diferentes tipos de nomenclatura existentes y las practique elaborando diferentes compuestos.*

### MATERIALES:

- Tarjeta de los elementos(**ALUMNOS**)
- Anexos: valencia de algunos elementos, combinaciones binarias y ternarias(**ALUMNOS**)
- Anexos: valencias positivas y negativas y tabla periódica(**ALUMNOS**)
- Ejercicios propuestos: 1,2,3,4, 5,6,7,8 Y 9(**ALUMNOS**)

### EJERCICIO 1: HIDRUROS

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

### EJERCICIO 2: ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

### EJERCICIO 3: ÓXIDOS

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

### EJERCICIO 4: PERÓXIDO

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

### EJERCICIO 5 : ANHÍDRIDOS

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

**EJERCICIO 6: SAL**

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

**EJERCICIO 7: HIDRÓXIDO**

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

### EJERCICIO 8 ÁCIDO OXIACIDO

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

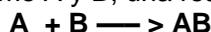
### EJERCICIO 9: SAL TERNARIA

Formula	Nombre UIQPA	Nombre de STOCK
1.-		
2.-		
3.-		
4.-		
5.-		
6.-		
7.-		
8.-		
9.-		
10.-		

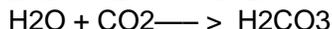
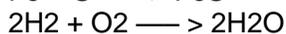
## PRACTICA 12 : TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

### 1- Reacciones de Síntesis o Adición

Las reacciones de síntesis o adición son aquellas donde las sustancias se juntan formando una única sustancia. Representando genéricamente los reactivos como A y B, una reacción de síntesis puede ser escrita como:



Veamos algunos ejemplos



### 2- Reacciones de Análisis o Descomposición

Las reacciones de análisis o descomposición son lo opuesto de las reacciones de síntesis, o sea, un reactivo da origen a productos más simples que el. Escribiendo la reacción genérica nos resulta fácil entender lo que sucede:



### 3- Reacciones de Desplazamiento

Las reacciones de desplazamiento o de sustitución simple merecen un poco más de atención que las anteriores. No que sean complejas, pues no lo son, pero tienen algunos pequeños detalles. En su forma genérica la reacción puede ser escrita como:



De esta forma, tenemos:



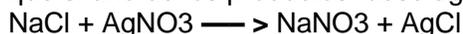
### 4- Reacciones de Doble Sustitución

Son también muy simples, pero debemos quedar atentos a los detalles. El mecanismo es fácil:



Para que la reacción efectivamente ocurra, será necesario que al menos uno de los probables productos (AD o CB) no sean separados al juntarse, o sea, deben formar un compuesto insoluble y esto es logrado a través de una sal insoluble, de un gas o de agua.

Si uno de los productos fuera una sal insoluble el no será separado en iones y permanecerá sólido. Si fuese un gas, el se desprenderá de la solución (burbujas) y también permanecerá con sus moléculas agrupadas. Mientras que si uno de los productos fuese agua, ella no se desagrega en su propia presencia.



En esta reacción el producto AgCl (cloruro de plata) es insoluble, por tanto la reacción ocurre.



Como ninguno de los productos formados, NaNO<sub>3</sub> (nitrato de sodio) o Lic. (Cloruro de Litio) es insoluble, la reacción no sucede.



### OBJETIVO:

*El alumno experimentara y demostrara la existencia de los diferentes tipos reacciones químicas.*

### MATERIALES:

- Cinta de magnesio
- 2 minas de grafito (lápiz) (**ALUMNOS**)
- 1 Pila de 9 volts (**ALUMNOS**)
- 2 alambres de cobre con caimanas (**ALUMNOS**)
- Palillo de madera (**ALUMNOS**)

- Clip metálico
- Solución de Cloruro de Bario
- Solución de cloruro de cobre
- Solución de Sulfato de sodio
- Mechero Bunsen
- 4 Tubo de ensaye
- 1 Vaso de precipitados
- 1 Pinzas para crisol

### PROCEDIMIENTO:

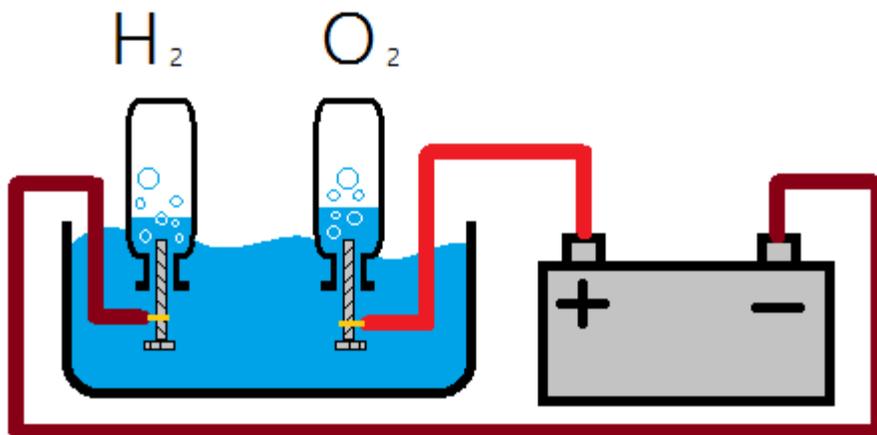
#### REACCIÓN DE SÍNTESIS

- 1.- Con las pinzas para crisol tome un pedazo de cinta de magnesio y quémelo directo a la flama
- 2.- Observe que cambios ocurren en la cinta y anote sus observaciones

CUIDADO SE GENERA UNA CHISPA MUY BRILLANTE NO MIRAR DIRECTAMENTE.

#### REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN

- 1.- En un vaso de precipitados, agrega 100 ml de agua y una cucharada de sal. Conecta los dos caimanes a la pila y en cada extremo de estos las minas de carbón.
- 2.- Llena los tubos con agua e introduce las minas de carbón en ellos, voltea los tubos dentro del vaso como se observa en figura.
- 3.- Cuando tengas una cantidad suficiente de gas en cada tubo sácalos sin perder el gas que contiene y acerca un palillo de madera encendido ala boca de los tubo. CUIDADO .
- 4.- Observa u anota tus observaciones



#### REACCIÓN DE SUSTITUCIÓN SIMPLE

- 1.- Desdobra el clip metálico y mételo en un tubo de ensaye que contenga 2 ml de solución de cloruro de cobre
- 2.- Observa los cambios ocurridos

## REACCIÓN DE SUSTITUCIÓN DOBLE

- 1.- Coloca 1 ml de Cloruro de Bario en un tubo de ensayo
- 2.- Agrega 1 ml de Sulfato de Sodio
- 3.- Observa los cambios y anota tus observaciones

### **CUESTIONARIO:**

1. ¿Con qué sustancia reacciona el magnesio al quemarse? ESCRIBE LA REACCIÓN QUÍMICA
  
2. ¿Qué gases se desprende de la reacción de la actividad 2 y de dónde proviene?
  
3. ¿Por qué se denomina reacción de descomposición? ESCRIBE LA REACCIÓN QUÍMICA
  
4. ¿Qué pasa cuando se acerca la llama del palillos la boca de los tubos?
  
5. ¿Quién desplaza a quién en la actividad 3 ? ESCRIBE LA REACCIÓN QUÍMICA
  
6. ¿Quién desplaza a quién de la actividad 4? Describe las posibilidades de sustitución. ESCRIBE LA REACCIÓN QUÍMICA

## METODOLOGÍA DE ORDEN Y LIMPIEZA 5S's

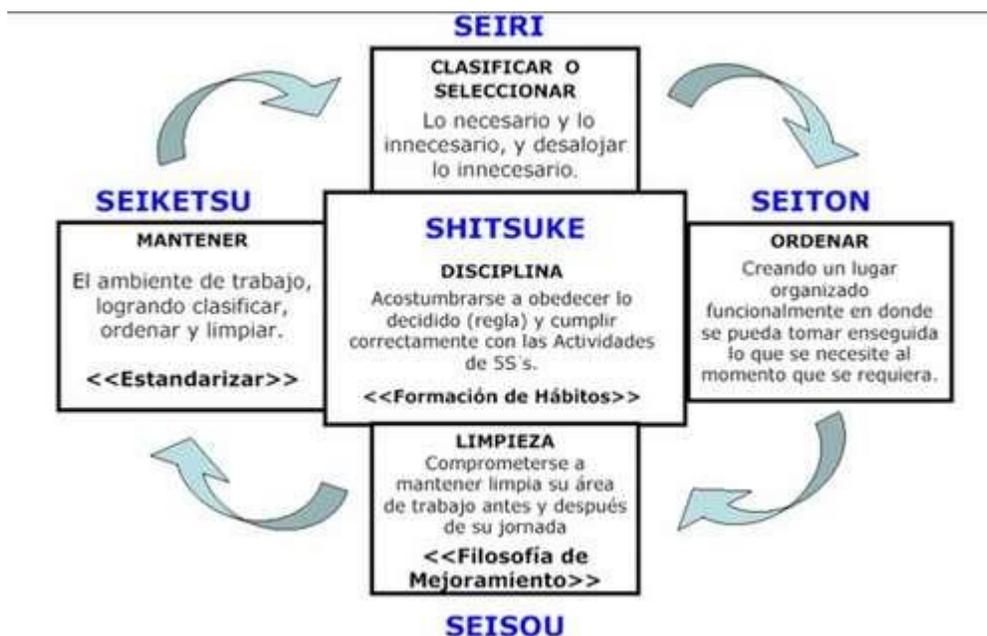
En el Laboratorio hemos decidido instrumentar un conjunto de técnicas y actividades orientadas a mantener todos los laboratorios de Química, Biología y Física de todas las escuelas preparatorias permanentemente limpias y ordenadas. A este conjunto de técnicas se les conoce generalmente con el nombre de 5S's (cinco eses), que se refieren a cinco etapas, que deben su nombre a que cada una de ellas empieza con la letra "S", en el idioma japonés.

Cuando un sistema de Orden y Limpieza se aplica constantemente, forma un hábito y una disciplina de trabajo que asegura el seguimiento correcto de todas las reglas y lineamientos autorizados, para una óptima realización de las prácticas en los laboratorios de las escuelas preparatorias.

El sistema genera un ambiente de confianza mutua y de mejora continua. Su objetivo es crear el hábito de respetar lo establecido, siendo una herramienta innovadora, que nos ayudará a mejorar los conocimientos hacia las nuevas generaciones de estudiantes de la preparatoria.

La aplicación de este programa no es difícil, el reto es hacer del un hábito y una disciplina, todo depende de la participación, voluntad y constancia del personal directivo, docente y alumnos involucrados.

### SIGNIFICADO DE LAS 5S's



*REFLEXIÓN 1* En un lugar de tercera, la gente hace tiradero y nadie se preocupa por recogerlo. En un lugar de segunda, hay gente que hace tiradero, pero otros lo recogen. En un lugar de primera, nadie hace tiradero, pero cualquiera lo recoge si por casualidad ve alguno.

*REFLEXIÓN 2* "Los ambientes en los que reina el desorden, la suciedad, las condiciones físicas y psicológicas adversas, son terrenos propicios para los accidentes, la lentitud, la improvisación y la calidad deficiente en el trabajo" Genera además una imagen negativa del laboratorio y las personas que ahí laboran.