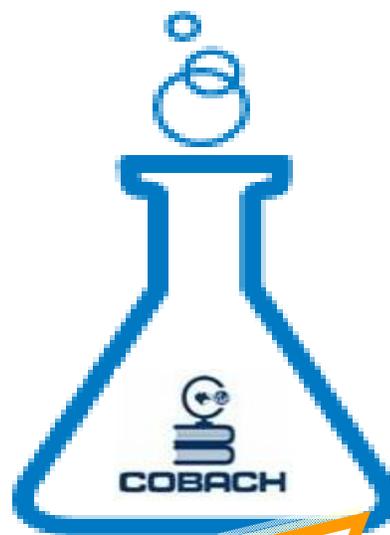




Manual de Actividades Experimentales. Química I



INTRODUCCIÓN

Las asignaturas del Componente de Formación Básica buscan brindar una formación general en lo que se ha considerado como mínimo esencial para todo bachiller a nivel nacional, es decir, aquellos conocimientos, habilidades y actitudes que deben poseer para participar activamente en su formación y constructivamente en el cambio de su realidad, así como contribuir a la convivencia, comprender su medio y saber comunicarse. Una herramienta básica en estas asignaturas son las Actividades Experimentales, en donde se le permite al estudiante desarrollar su potencialidad creativa e imaginación al realizar, discernir y entender de forma práctica los fenómenos que ocurren a su alrededor y a la vez reafirmar el conocimiento adquirido de manera teórica.

La enseñanza es un proceso que pretende el logro de aprendizajes significativos. Para lograrlo, hemos de cambiar el enfoque basado en la enseñanza por uno basado en el aprendizaje, lo cual nos obligará a diseñar, incorporar y difundir acciones que lleven a nuestros alumnos a asumir y entender los contenidos de aprendizaje planteados, a través del autoaprendizaje y la responsabilidad compartida. El papel del docente, es la clave para diseñar y seleccionar estrategias de aprendizaje para propiciar la autoconstrucción del conocimiento en los estudiantes.

La Reforma Integral de la Educación Media Superior, permite al joven establecer una relación entre la escuela y su entorno al adquirir el dominio de un universo común de conocimientos, habilidades y actitudes, reconociendo y promoviendo la diversidad, en donde los contenidos educativos incluyen competencias genéricas que integran el perfil de egreso de la EMS dando sustento a las competencias disciplinares básicas en el campo disciplinar de las Ciencias Experimentales.

El impulsar con mayor eficiencia el trabajo teórico práctico, es uno de los propósitos del presente Manual de Química I y para ello deberá entenderse que el manual no es como un recetario de cocina que si se sigue al pie de la letra nos asegura el éxito en el laboratorio, ya que la utilización de un manual en ese sentido, limita el trabajo y mecaniza lo que debe ejecutarse con racionalidad, creatividad e imaginación.

Así mismo, el presente Manual pretende fomentar el trabajo independiente del estudiante y a la vez, inducirlo a que realice una juiciosa planificación de actividades, que desemboquen en el cumplimiento de los Desempeños adquiridos del Estudiante al concluir la Práctica de Laboratorio; esto irá creando en él, una cultura de organización que le permita un mayor desempeño dentro y fuera del laboratorio.

El contenido de este Manual de Actividades Experimentales, es un trabajo de colaboración de la región Sur-Sureste del País, que expresa la necesidad de unir nuestras diferencias y similitudes, en un Manual que presente al alumno un abanico de opciones que le permitan escoger la que mejor se adapte a las condiciones de su entorno.

ÍNDICE

	PÁGINA
BLOQUE I. Reconoces a la Química como Herramienta para la Vida.	
1-a. Normas de Seguridad e Higiene del Laboratorio de Química.	1
1-b. Conocimiento y Clasificación del Material y Equipo de Laboratorio.	5
1-c. Manejo Correcto del Material más Usual de Laboratorio.	10
BLOQUE II. Comprendes la Interrelación de la Materia y la Energía.	
2-a. Transformaciones y Manifestaciones de la Materia y la Energía.	16
2-b. Propiedades Específicas de la Materia.	20
BLOQUE III. Explicas el Modelo Atómico Actual y sus Aplicaciones.	
3-a. Flamas Coloridas.	25
BLOQUE IV. Interpretas la Tabla Periódica.	
4-a. Propiedades Periódicas de los Elementos y Tabla Periódica.	28
BLOQUE V. Interpretas Enlaces Químicos e Interacciones Intermoleculares.	
5-a. Dime con Quién te Juntas y te Diré Quién Eres.	31
5-b. Enlaces Químicos.	38
BLOQUE VI. Manejas la Nomenclatura de Química Inorgánica.	
6-a. Nomenclatura y Reacciones	41
BLOQUE VII. Representas y Operas Reacciones Químicas.	
7-a. Tipos de Reacciones Químicas	46
7-b. Óxido Reducción.	50



BLOQUE VIII. Comprendes los Procesos Asociados con el Calor y la Velocidad de las Reacciones Químicas.

8-a. Factores que Modifican las Velocidades de las Reacciones Químicas	52
8-b. Velocidad de las Reacciones Químicas.	55
8-c. Mecanismos de Reacción y Factores.	59
ANEXOS.	62

BLOQUE I. Reconoces a la Química como una herramienta para la vida.

No. DE PRÁCTICA: 1-a

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **NORMAS DE SEGURIDAD E HIGIENE DEL LABORATORIO DE QUÍMICA**

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Conoce las normas de Seguridad e Higiene del laboratorio de Química

FUNDAMENTO:

El laboratorio de Química es un lugar destinado a la realización de experimentos y observaciones que te permitan explicar fenómenos naturales o que suceden en nuestro entorno.

Cuando se trabaja en el laboratorio, es importante conocer y aplicar las normas básicas de seguridad e higiene que te permitan realizar un trabajo con el menor riesgo posible para ti y los demás.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

- Lee y comenta las siguientes Normas de Seguridad e Higiene que deberás tener en cuenta al trabajar en el laboratorio.

a) **Comportamiento Personal en el Laboratorio**

- Es importante usar bata en el laboratorio. Deberá estar abotonada. Con esto se protegerá tu ropa de salpicaduras de sustancias que puedan dañarla.
- Una vez designada su mesa de trabajo, localizar en ella las instalaciones de gas y agua, identificar las tomas de energía eléctrica y la localización del drenaje. **¡ATENCIÓN! No manipular las llaves de gas y agua hasta que recibas indicaciones de tu profesor.**
- Utiliza gafas de protección, especialmente cuando exista peligro de recibir salpicaduras en los ojos.
- Procura no llevar al laboratorio mochilas, portafolios o bolsas, ya que si se ponen sobre las mesas dificultan el trabajo, y si se dejan por el suelo, dificultan el paso y con ello ocasionar accidentes.
- No debes comer o beber en el laboratorio, tampoco utilizar el material de éste para preparar o consumir alimentos, ya que pueden contaminarse con sustancias tóxicas, irritantes o corrosivas.
- Mantén en todo momento una actitud de responsabilidad y de colaboración con tu equipo para que todos puedan apreciar el experimento y obtener conclusiones.
- Conserva limpia y ordenada el área de trabajo. Antes de salir del laboratorio, lava y seca los materiales utilizados, limpia tu mesa de trabajo y asegúrate de cerrar las llaves de agua y de gas.
- Lávate las manos al terminar la sesión de laboratorio.
- En caso de que llegara a ocurrir un accidente, mantén la calma, avisa inmediatamente a la persona responsable del laboratorio y sigue sus instrucciones.

b) Manejo de Sustancias

- Antes de realizar cada práctica de laboratorio, estudia lo que se pretende hacer y cómo se va a lograr. Identifica los riesgos o acciones que podrían provocar un accidente.
- Los reactivos deberán manejarse siempre con mucha precaución. Sigue exactamente las indicaciones de tu profesor o laboratorista, ya que podrá resultar peligroso hacer cualquier cambio durante el desarrollo de la práctica.
- Comprueba los rótulos de los frascos de los reactivos antes de hacer uso de ellos, y etiqueta correctamente los recipientes en los que se van a colocar.
- Utiliza propipetas o bulbos de hule para medir reactivos con pipeta (**NUNCA UTILICES LA BOCA**).

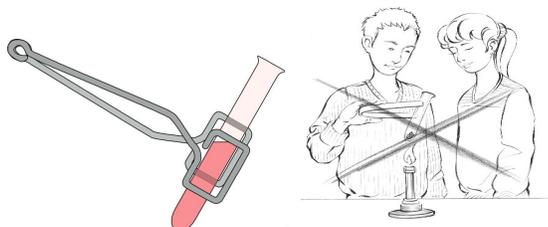


- Utiliza una espátula limpia y seca para tomar las sustancias sólidas, con el fin de no contaminarlas.
- **NUNCA** pruebes, ingieras, huelas o toques, las sustancias utilizadas en el laboratorio.
- No utilices sustancias o material inflamable, volátil o explosivo en lugares cercanos al fuego.
- Al manejar gases irritantes o tóxicos, trabaja en áreas con suficiente ventilación o con campana de extracción.
- Para percibir un olor, no acerques el recipiente que contiene el producto a tu nariz. Coloca el recipiente a una distancia de 15 o 20 cm. de tu nariz y agita el aire por encima de él hacia ti. La prueba olfativa debes realizarla sólo cuando así te lo indiquen.

c) Manejo de Material de Laboratorio

- Utiliza con cuidado el material de vidrio, evita golpearlo o someterlo a cambios bruscos de temperatura.
- No utilices material fracturado o en malas condiciones, ya que podría ocasionar un accidente.
- Para introducir mangueras en las llaves de gas o en los tubos de vidrio, así como termómetros en los tapones perforados, humidécelos y después insértalos, girando y ejerciendo una ligera presión.
- Para encender los mecheros de gas:
 - a) Acerca un cerillo encendido a la boca del mechero
 - b) Abre lentamente la llave del gas hasta que se logre una llama con dimensiones adecuadas
 - c) Gira el anillo inferior que regula la entrada de aire, hasta que consigas una flama de color azul.
- Para calentar una sustancia en un tubo de ensaye en la flama del mechero cuida lo siguiente:
 - a. Que la cantidad de reactivos no exceda de aproximadamente la tercera parte de la capacidad del tubo.

- b. Que la flama quede en la base del tubo, manteniendo éste en un ángulo de 45° con respecto a la mesa.
- c. Que el extremo abierto del tubo esté orientado en una dirección en la que no haya ninguna persona, de modo que si llegara a salpicar, nadie sea alcanzado (empezando por ti mismo).



- En caso de contacto con alguna sustancia corrosiva o tóxica con tu piel o tus ojos, deberás lavar la zona afectada inmediatamente con abundante agua durante 5 minutos. Avisa a tu profesor o laboratorista y sigue sus indicaciones.

d) Instalaciones y Equipos que proveen seguridad

El laboratorio de Química, deberá contar con lo siguiente:

- Extinguidor, colocado en un lugar visible y accesible.
- Regadera de emergencia.
- Buena ventilación, iluminación y espacio suficiente.
- Extractor de aire y/o campana extractora de gases.
- Botiquín de primeros auxilios.
- Tarjas con buen drenaje, agua suficiente y recubrimiento adecuado.
- Paredes, techo y piso, lisos, fáciles de limpiar, impermeables y resistentes a las sustancias químicas y a los desinfectantes comúnmente utilizados en el laboratorio. Los pisos no deben ser resbalosos.
- Instalaciones seguras y eficientes de gas, agua y energía eléctrica.



e) Disposición de los Residuos

- Todos los residuos de las sustancias químicas utilizados en las prácticas se entregarán al docente o encargado del laboratorio para su correcta disposición final.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

- Realiza un esquema identificando las "Instalaciones y Equipos que proveen seguridad" de tu laboratorio. Ubícalas respecto a tu mesa de trabajo.

CUESTIONARIO:

1. ¿Cuál es la importancia de las medidas de seguridad e higiene en el laboratorio?
2. ¿Qué debes hacer en caso de envenenamiento por inhalación?
3. ¿Qué debes hacer si sufres salpicadura por sustancias químicas?
4. ¿Qué precauciones tomar para usar el mechero?
5. ¿Cuál es la forma correcta de utilizar materiales de vidrio?
6. ¿Qué cuidados hay que tomar al medir con una pipeta?
7. ¿Cómo calentar sustancias en un tubo de ensaye?
8. Investiga de qué material debe ser la bata del laboratorio y porqué.

CONCLUSIONES:

BLOQUE I. Reconoces a la Química como una herramienta para la vida.

No. DE PRÁCTICA: 1-b

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: CONOCIMIENTO Y CLASIFICACIÓN DE MATERIAL Y EQUIPO DE LABORATORIO

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Conoce la utilidad de los materiales que más frecuentemente se usan en el laboratorio, así como las unidades de la escala que manejan.

FUNDAMENTO:

En cualquier laboratorio escolar de química se tiene una gran variedad de material y equipo que se utiliza en los diversos experimentos; es indispensable que el estudiante los conozca y que adquiera destreza en su identificación y manejo. Los materiales y equipos de laboratorio, son costosos, debido a su fabricación y a la precisión que deben tener, por lo tanto manejarlo adecuadamente es necesario para prevenir el deterioro de los mismos.

Actividad Previa:

Es importante que antes de realizar esta actividad experimental investigues lo siguiente:

1. Materiales o equipos que se emplean comúnmente en el laboratorio:
2. ¿Cuál es la diferencia entre una báscula convencional y una eléctrica? (Sugerencia: Puedes observar ambos ejemplos en un supermercado)
3. ¿Cuál es la diferencia entre un material y un equipo de laboratorio? Menciona un ejemplo en ambos casos.
4. Analiza las siguientes medidas, indicando su unidad y el símbolo de la misma utilizando el Sistema Internacional de Unidades: Masa, Longitud, Volumen, Tiempo, Temperatura y Energía.
5. ¿Cuál es la utilidad de los 15 materiales más comunes, usados en el laboratorio?

MATERIALES Y EQUIPO:

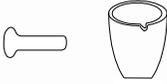
Materiales y Equipo			Materiales y Equipo		
1	Balanza granataria	Diferentes capacidades.	1	Cápsula de porcelana	Diferentes capacidades.
1	Bureta		1	Soporte universal	
1	Embudo		1	Espátula	
1	Embudo de separación		1	Cucharilla de combustión	
1	Matraz aforado		1	Pipeta	
1	Matraz de destilación		1	Vidrio de reloj	
1	Matraz de fondo plano		1	Vaso de precipitado	

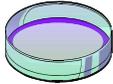
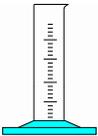
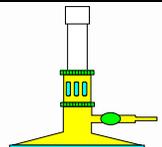
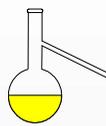
1	Matraz Erlenmeyer	1	Tubo de ensaye
1	Mechero de Bunsen	1	Gradilla
1	Pinzas de tres dedos	1	Tela de asbesto
1	Pinzas para tubo de ensaye	1	Anillo de fierro
1	Piseta	1	Pinzas para bureta
1	Probeta	1	Termómetro
1	Tripie	1	Pinzas de Mohr
1	Mortero	1	Crisol
1	Refrigerante		

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

ACTIVIDAD 1

- Observa los materiales que se encuentran en la mesa de trabajo
- Comparte con tus compañeros de equipo la información de la investigación que realizaste sobre la utilidad de los materiales. Completa la tabla siguiente; clasifica los materiales de acuerdo a su uso en el laboratorio:
 - Materiales para la medición de volúmenes
 - Recipientes
 - Materiales de sostén
 - Materiales para operaciones específicas
 - Instrumentos de medición

MATERIAL/EQUIPO	UTILIDAD	CLASIFICACIÓN
		
		
		

ACTIVIDAD 2

Analiza la siguiente figura e identifica los materiales utilizados en el aparato mostrado.

	1)
	2)
	3)
	4)

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué aparato usamos en el laboratorio para pesar cantidades muy pequeñas con exactitud?
2. ¿En qué unidades están graduados los aparatos que sirven para medir volúmenes y para pesar?
3. ¿Qué se utiliza para pesar las sustancias?
4. Cuando se efectúa la destilación de un líquido ¿Qué aparato se emplea para condensar los vapores?
5. ¿Qué material de laboratorio utilizarías si deseas medir con exactitud 2.5 ml de un líquido?
6. ¿Qué material de laboratorio utilizarías si deseas medir con exactitud 100 ml de un líquido?

7. ¿Cuál de los siguientes recipientes no puede someterse al calor?
- Vaso de precipitados
 - Tubo de ensayo
 - Matraz aforado
 - Matraz de bola
8. De los siguientes materiales ¿cuáles sirven para calentar, fundir, evaporar y calcinar las sustancias?
- Tubo de ensayo
 - Vidrio de reloj y mortero
 - Cápsula de porcelana y crisol
 - Vaso de precipitados
9. ¿Cuál de las siguientes medidas es de suma importancia para evitar accidentes graves en el laboratorio?
- Llegar puntualmente
 - No jugar con la llave del gas, abriéndola y cerrándola sin necesidad.
 - Portar bata de algodón.
 - Lavar bien el material utilizado en cada experimento.
10. ¿Por qué nunca se debe agregar agua a un ácido concentrado?
- No hay ninguna explicación lógica y no importa el orden cuando se diluyan los ácidos.
 - Así lo señalan las reglas de seguridad y hay que respetarlas.
 - El agua es menos densa que un ácido concentrado y durante la dilución se desprende mucho calor, lo que provoca que el contenido se proyecte hacia fuera.
 - Para obtener resultados correctos en los experimentos donde se va a utilizar la solución preparada.

CONCLUSIONES:

BLOQUE I. Reconoces a la Química como una herramienta para la vida.

No. DE PRÁCTICA: 1-c

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: MANEJO CORRECTO DEL MATERIAL MÁS USUAL DE LABORATORIO.

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Utiliza y adquiere la habilidad en el manejo adecuado de los materiales y equipos de laboratorio de Química (Mechero, Bureta, Pipetas, Probetas, Tubos de Ensaye y Balanza).

FUNDAMENTO:

A.- El Mechero

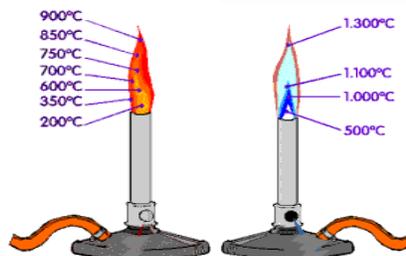
Uno de los materiales que más usan en los experimentos de química para proporcionar calor es el mechero de Bunsen, por lo que es conveniente familiarizarse con su funcionamiento. En el mechero de Bunsen (Figura 1) el gas entra por la parte inferior y al ascender por su tubo arrastra el aire que entra por las aberturas inferiores. Es posible regular los flujos gaseosos para variar la composición de la mezcla de gases con objeto de obtener la temperatura deseada. Si la combustión del gas es incompleta debido a insuficiencia de aire, no se obtiene una temperatura óptima; en este caso la llama que se forma se denomina luminosa.

La aplicación del calor mediante el mechero puede efectuarse en diferentes formas, dependiendo de la temperatura que se desee; por ejemplo, se puede usar directamente, cuando se trata de calentar una sustancia en tubo de ensaye, o indirectamente cuando se interpone una tela de asbesto, como en el caso de calentamiento de sustancias en vasos de precipitados o por intermedio de baños de agua como el baño maría o por baño de aceite, arena o vapor de agua. El mechero es un instrumento de laboratorio de gran utilidad. Fue diseñado con el propósito de obtener una llama que proporcione máximo calor y no produzca depósitos de hollín al calentar los objetos. La llama del mechero es producida por la reacción química de dos gases: un gas combustible (propano, butano, gas natural) y un gas comburente (oxígeno, proporcionado por el aire). El gas que penetra en un mechero pasa a través de una boquilla cercana a la base del tubo de mezcla gas-aire. El gas se mezcla con el aire y el conjunto arde en la parte superior del mechero. La reacción química que ocurre, en el caso de que el combustible sea el propano (C_3H_8) y que la combustión sea completa, es la siguiente:



Figura No.1 Mechero de bunsen

Entrada de aire cerrada



Entrada de aire abierta

B.- Probetas, Buretas, Pipetas y el Tubo de Ensaye.

La superficie de un líquido o una solución, generalmente se curva hacia arriba cuando hace contacto con las paredes del recipiente; debido a la forma semilunar que adopta se llama menisco (del griego *meni* que significa luna). Para lograr mayor exactitud y reproducibilidad, las probetas, buretas y pipetas se deben leer en la parte interior del menisco, como se ilustra en la figura No. 2.

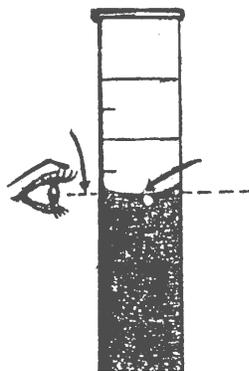


Figura No.2. Observación del menisco

AFORAR: Es la acción de agregar a un líquido o un utensilio volumétrico hasta que su menisco coincida con el aforo. En líquidos transparentes la línea o marca del aforo debe quedar tangente al menisco en la parte inferior, en los líquidos oscuros se toma en la medida en la parte superior del menisco. Al aforar la vista del operador debe estar perpendicular y en la misma altura del aforo para evitar error de paralaje.

Actividad Previa.

Investiga acerca de los tipos de balanzas que se utilizan en el laboratorio de química y el procedimiento para su uso.

MATERIALES Y EQUIPO:

MATERIALES Y EQUIPO		
1	Mechero	Diferentes capacidades.
6	Probetas de diferentes capacidades	
6	Pipetas 5ml, 10 ml	
6	Tubos de Ensaye	
1	Balanza granataria	

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Realiza la práctica con tus compañeros de equipo anotando las observaciones sobre la línea de tu práctica de laboratorio.

ACTIVIDAD 1

EL MECHERO DE BUNSEN

1. Partes del mechero:

- Desarma el mechero, observa las partes que lo conforman y escribe el nombre de cada una en tu cuaderno. Al terminar, vuelve a armar el mechero. Figura 3.

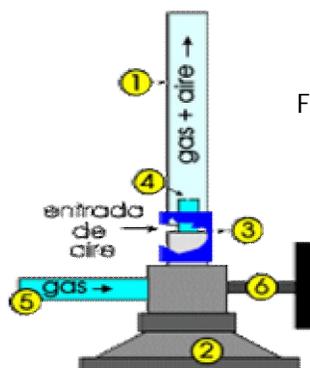


Figura No.3. Partes del mechero

2. Procedimiento para encender el Mechero:

- Antes de encenderlo, cierra la entrada del aire.
- Encienda un cerillo y abra lentamente la llave de gas.
- Acerca la llama del cerillo lateralmente, no por arriba, para evitar que el gas apague la llama, y obtendrá una llama amarillenta. Regule la llave del gas para obtener la altura deseada de la llama.
- Gradualmente abra la entrada del aire regulando hasta que la llama sea de color azul. No la abra repentinamente porque se puede apagar el mechero.
- Para obtener una temperatura mayor, aumente el flujo del gas y abra más la entrada del aire, de tal forma que aparezcan zonas diferenciadas en la llama.
- El mechero se apaga al cerrar la llave de gas.
- Recuerde que cada vez que enciendas el mechero, primero debe cerrar la entrada de aire.
- Al observar cualquier anomalía, cierre la llave del gas y consulte al instructor.

3. Uso del Mechero:

- Con el mechero encendido cierre completamente la entrada del aire y sujete una cápsula de porcelana con unas pinzas en la parte superior de la llama. Anote sus observaciones en tu cuaderno.
- Abra gradualmente la entrada de aire hasta que se diferencien las zonas de la llama (Figura 1). Para determinar las zonas de temperatura mayor, mediana y menor, coloca un alambre de hierro en sus diferentes zonas, hasta que se ponga rojo.

Dependiendo del enrojecimiento observado en el alambre, dibuja y colorea el esquema de la llama, indicando el color de las zonas de temperatura mayor, mediana y menor.

- Sujeta una cápsula de porcelana con unas pinzas en la parte superior de la llama, regulada a su temperatura mayor. Anote las diferencias observadas en este caso.
- Coloca una astilla de madera en la zona más cercana a la parte superior del mechero. Anota tus observaciones.

ACTIVIDAD 2

LA BURETA

1. Instala la bureta como se muestra en la Figura No.4.
2. Llena con agua la bureta por encima del cero.
3. Abre totalmente la llave de la bureta hasta llenar de agua la punta, evitando que se formen burbujas de aire.
4. Cierra cuidadosamente la llave de la bureta hasta que el agua gotee lentamente.
5. afora el nivel del agua a "cero" de manera que la parte inferior del menisco quede tangente con el trazo y cierra inmediatamente la llave de la bureta por completo.

Para realizar una extracción de 10ml:

6. Coloca un vaso de precipitado debajo de la bureta.
7. Abre completamente la llave de la bureta, hasta dejar pasar aproximadamente 9ml de agua.
8. Cierra casi por completo la llave y deja gotear lentamente el agua hasta que el menisco marque los 10ml.
9. Cierra la llave completamente.
10. Tomando en cuenta los pasos anteriores, realiza extracciones de los siguientes volúmenes.

5.0 ml.
 5.5 ml.
 3.4 ml.
 18.0 ml.
 20.3 ml.
 20.4 ml.

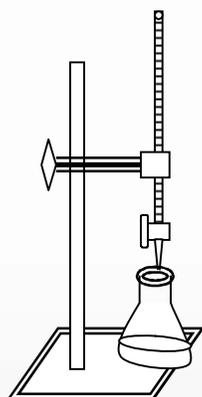


Figura No.4. La Bureta

ACTIVIDAD 3

LA PIPETA

- Para llenar la pipeta, introduce la punta en el líquido, sosteniéndola con la mano derecha.
- Con ayuda de una perilla, extrae el líquido cuidadosamente y observa como asciende a lo largo de la pipeta.
- Cuando el líquido ha rebasado el cero, deja de succionar y rápidamente obtura con el dedo índice de la mano derecha el extremo de la pipeta (procurando que el dedo no esté húmedo para poder sellar la entrada)
- Disminuye la presión en el cierre, deja descender poco a poco el menisco hasta aforar la división a cero
- Retira la pipeta tocando con la punta la pared interior del recipiente de donde se extrajo el líquido, para evitar que la pipeta gotee.
- Para transferir el líquido de la pipeta al vaso, disminuye la presión que ejerce el dedo en la pipeta, con lo cual el líquido goteará según se lo permitas. Si se trata de verter el contenido total de la pipeta, apoya su extremo en la pared interior del vaso.

¡ATENCIÓN! RECUERDA NUNCA MANIPULAR LA PIPETA CON LA BOCA

ACTIVIDAD 4

LA PROBETA

- Realiza las mediciones de volúmenes que indique el profesor usando una probeta graduada.

ACTIVIDAD 5

MATRAZ AFORADO

- Para llenar el matraz aforado primero se procede a disolver la sustancia en un vaso de precipitado.
- Se transfiere al matraz, procurando lavar el vaso con agua destilada e incorporando esa agua al matraz.
- Una vez que se tenga toda la sustancia en el matraz se procede a aforar, en caso de ser necesario, utilizar una pipeta para lograr un aforo adecuado.

ACTIVIDAD 6

BALANZA GRANATARIA

- Lo primero que se tiene que cuidar antes de pesar, es que la balanza esté calibrada.
- Medir la tara del objeto donde realizarás la medición
- Luego procede a pesar diversas cantidades de sustancia (Sal de mesa o azúcar). Utiliza un vidrio de reloj o papel.
- El peso es el correcto cuando la marca del brazo coincide con la marca de la base.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

CUESTIONARIO:

1. Explica lo que observaste en la cápsula de porcelana cuando se cierra la entrada de aire al mechero.
2. Dependiendo del enrojecimiento observado en el alambre de cobre ¿Cuál es la zona de mayor temperatura en la llama del mechero?
3. Explica las diferencias observadas en la cápsula de porcelana del punto 3 en la Actividad 1
4. Explica lo que observaste al realizar la Actividad 6
5. ¿Qué importancia tiene *tarar* el material donde se colocará la sustancia?
6. ¿Cómo se realiza la tara cuando se utilizan balanzas granatarias?
7. Si se reduce el volumen de aire en el mechero, ¿de qué color se produce la llama?
8. Cuando el mechero funciona con la proporción adecuada de combustible y comburente, la llama presenta dos zonas (o conos) diferentes. El cono interno (es la zona mas caliente de la llama) está constituido por gas parcialmente quemado, el cual es una mezcla; mencione los compuestos que conforman esta mezcla:
9. ¿Qué color se presenta la llama en el mechero, al tener un bajo poder calorífico y humeante?:

CONCLUSIONES:

BLOQUE II. Comprendes la interrelación de la Materia y la Energía.

No. DE PRÁCTICA: 2-a

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **TRANSFORMACIONES Y MANIFESTACIONES DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA.**

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Demuestra experimentalmente las transformaciones de la materia y la energía.
- Valora la importancia de las manifestaciones de la energía en su entorno

FUNDAMENTO:

Si algo es evidente en nuestro medio es la constante transformación de las cosas, la materia se transforma y estas transformaciones pueden ser superficiales; de forma, tamaño, estado o bien transformaciones más profundas que afectan la estructura molecular de las sustancias y otras que incluso modifican la estructura de los propios átomos.

Los procesos en los que una sustancia cambia de estado (tales como fusión, evaporación, condensación, etc.), se llaman cambios o transiciones de fase. Cada estado de la materia está determinado por su propio conjunto de características de presión y temperatura y requiere de adición o sustracción de calor para habilitarlo a pasar de un estado a otro. Por ejemplo, para fundir un sólido, primero debemos suministrar suficiente calor para incrementar la agitación térmica de los átomos que forman la red cristalina, y así elevar la temperatura hasta llegar al punto de fusión. Luego debemos seguir suministrando calor para romper la red cristalina y así fundir el sólido. La primera parte del calor sirve para incrementar la energía cinética de los átomos y la segunda se necesita para romper las fuerzas de enlace que mantienen a los átomos unidos, darles un grado de libertad mayor y así incrementar su energía potencial. La temperatura aumenta a razón constante durante el transcurso del suministro de la primera parte de calor y la temperatura permanece constante mientras el sólido se funde.

Se revierte el proceso de fundición cuando permitimos que un líquido a temperatura ambiente se enfríe hasta llegar a su punto de congelamiento y se solidifica. El líquido libera energía al medio ambiente, parte de ésta debido a la reducción en la energía cinética y el resto al decremento en la energía potencial. En este cambio de fase también se observa que la temperatura permanece constante. Condiciones similares se aplican a la evaporación de un líquido y al proceso inverso.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y descripción	Cantidad	Nombre y descripción	Fórmula Química
1	Parrilla eléctrica	0 a 350 °C	1 g	Sulfato de Cobre pentahidratado	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
1	Vaso de precipitado	100 ml	1 g	Yodo *	I_2
1	Cápsula de porcelana	6 cm de diámetro	1 g	Sacarosa (azúcar) *	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
6	Tubo de ensaye	15x150 mm	100 g	Cloruro de Sodio* (Sal de mesa)	NaCl
1	Pinza	Para tubo de ensaye		Hielo en cubos*	H_2O
1	Mechero Bunsen				
1	Cucharilla de combustión				
1	Termómetro	0° a 110°C			
1	Lupa				

(*) Material proporcionado por el alumno

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

ACTIVIDAD 1

Sublimación del yodo

- 1) Deposita aproximadamente 0.5 g de yodo sólido en el vaso de precipitado seco.
- 2) Coloca en la cápsula de porcelana 3 cubos de hielo y tapa con la cápsula el vaso de precipitado.

- 3) Lleva el vaso a la parrilla y calienta lentamente
- 4) Cuando se empiecen a generar vapores de yodo, retira el vaso de la parrilla y cuida que éstos no escapen del recipiente.
- 5) Observa los cristales de yodo depositados en las paredes de la cápsula con una lupa y registra tus observaciones

ACTIVIDAD 2

Fusión de sacarosa.

- 1) Pesa 1 g de sacarosa y colócalo en una cucharilla de combustión.
- 2) Lleva a la flama del mechero para un calentamiento lento, moviendo la cucharilla en círculo cuidadosamente.
- 3) Observa lo que sucede.
- 4) Registra tus observaciones.

ACTIVIDAD 3.

Deshidratación del sulfato de cobre.

- 1) Pesa 0.5 g de sulfato de cobre pentahidratado y colócalo en el fondo de un tubo de ensaye seco.
- 2) Utiliza una pinza para tubo de ensaye, lleva a la flama del mechero para un calentamiento suave.
- 3) Observa lo que ocurre y registra tus observaciones.

ACTIVIDAD 4.

- 1) Mezcla la sal con el hielo y deposita ésta mezcla en el vaso de precipitados.
- 2) Llena el tubo de ensayo hasta la mitad con agua e introduce el termómetro, después coloca el tubo en la mezcla de hielo y sal.
- 3) Registra la temperatura inicial del agua y pasados 10 min. registra nuevamente la temperatura.
- 4) Con el mismo termómetro agita suavemente el agua y observa lo que sucede.
- 5) Escribe tus observaciones y elabora dibujos que expresen cada uno de los pasos que realizaste y los resultados obtenidos.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

CUESTIONARIO:

- 1.- ¿Qué tipos de cambios ocurrieron en cada una de las actividades?
- 2.- ¿Cómo se describen estos cambios?
- 3.- ¿Qué sucede si continúas con el calentamiento la sacarosa? Escribe la reacción química que ocurre.
- 4.- ¿Cuál fue la función de la sal al mezclarla con el hielo?

CONCLUSIONES:

BLOQUE II. Comprendes la interrelación de la Materia y la Energía.

No. DE PRÁCTICA: 2-b

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **PROPIEDADES ESPECÍFICAS DE LA MATERIA.**

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Determina propiedades específicas de la materia (Punto de ebullición, punto de fusión y densidad).

FUNDAMENTO:

El punto de ebullición es la temperatura a la cual una sustancia química pasa del estado líquido al estado gaseoso. La temperatura de una sustancia o cuerpo es una medida de la energía cinética de las moléculas. Al llegar al punto de ebullición la mayoría de las moléculas adquieren la energía cinética suficiente para romper la tensión superficial y pasar al estado gaseoso.

Un líquido puede calentarse pasado su punto de ebullición, en ese caso, se dice que es un líquido "sobrecalentado" y una pequeña perturbación provocará una ebullición explosiva de éste. El punto de fusión es la temperatura a la cual una sustancia sólida, al calentarse, se convierte en líquido, es una propiedad física característica de cada sustancia. Por ejemplo el punto de fusión del aluminio es de 660°C.

La densidad es una propiedad específica de la materia, relaciona la masa con su volumen ($d = m / V$) y es característica para cada sustancia; sus unidades se representan generalmente, g/ml para los líquidos y g/L para los gases. La densidad del agua es de 1 g/ml, la del mercurio es de 13.8 g/ml y la del corcho 0.25 g/cm³

La densidad es una propiedad intensiva y su valor depende de la temperatura y de la presión, se define como la masa presente en una unidad de volumen.

Actividad Previa:

Investiga los puntos de ebullición, los puntos de fusión y la densidad de las sustancias que utilizarás en esta práctica.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y descripción	Cantidad	Nombre y descripción	Fórmula Química
2	Tubos Capilares	Estándar	50 ml	Aceite mineral (Aceite para bebé) *	
1	Tubo de Vidrio	30 cm largo	10 ml	Alcohol Etílico	CH ₃ -CH ₂ -OH
1	Tubo de Thiele	Con tapón	20 ml	Limpiador de Piso*	Líquido
1	Tapón horadado	Para tubo de ensaye	20 ml	Acetona	C ₃ H ₆ O
1	Vaso de Precipitado	100 ml	50 ml	Agua	H ₂ O
1	Probeta	20 ml	1 pza	Cerillos*	
1	Soporte Universal	Con arillo metálico			
1	Balanza Granataria				
1	Tela de Asbesto	20 x 20 cm			
1	Mechero de Bunsen				
1	Termómetro	0 a 220 °C			
1	Gafas de Seguridad				
	Cuerpos de Ebullición				

(*) Material proporcionado por el alumno

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

ACTIVIDAD 1

Llevar a cabo el calentamiento del etanol en forma indirecta; de la siguiente manera:

1. Mide aproximadamente 10 ml de alcohol, colócalo en un tubo de ensaye.
2. Utiliza gafas de seguridad
3. Coloca el tubo en baño maría, como se observa en la figura No. 1
4. Calienta hasta que el alcohol empiece a hervir.

¡ATENCIÓN! NO DESCUIDES LA OBSERVACIÓN DE LA TEMPERATURA DEL ALCOHOL, YA QUE AL SOBRECALENTARSE PUEDE PROYECTARSE HACIA EL EXTERIOR Y PROVOCAR QUEMADURAS

5. Registra la temperatura cuando el alcohol empiece a hervir, y apaga el sistema de calentamiento.



Figura 1

- Para determinar el punto de fusión, se coloca la sustancia sólida y se calienta hasta que ésta pasa al estado líquido.

ACTIVIDAD 2

1. Para cerrar los capilares, calienta el tubo de vidrio con un mechero y estíralo cuando se ablande; luego funde el extremo delgado para cerrarlo.
2. Para llenar el capilar, pulveriza la sustancia en un vidrio de reloj con la punta de un agitador y aplica el extremo abierto del capilar sobre la sustancia.
3. Enseguida, toma un tubo de vidrio, de unos 30 cm de largo, apoya un extremo en la mesa y deja caer por arriba el capilar (el extremo cerrado hacia abajo), hasta que la sustancia quede en el fondo del capilar con una altura de unos 2 cm.
4. Saca el capilar del tubo de vidrio
5. Sella con cuidado el capilar por su otro extremo con ayuda del mechero
6. El capilar ya preparado se une al termómetro mediante una rondana de hule (la cual nunca debe tocar el aceite). Observa que la sustancia en el capilar quede pegada al bulbo del termómetro. (Figura 2).

7. Llena el tubo de Thiele con aceite mineral hasta cubrir la entrada superior del brazo lateral (observa la Figura 2) y sostenlo en un soporte con unas pinzas. Coloca el termómetro con el capilar en el tapón horadado, cuidando que el bulbo del termómetro y la muestra queden al nivel del brazo superior del tubo lateral, sin que el aceite toque la rondana de hule (porque se afloja y se cae el capilar).
8. Comienza a calentar suavemente el brazo lateral del tubo de Thiele, con un mechero.
9. Para conocer aproximadamente a qué temperatura funde la muestra, regula el calentamiento del tubo de Thiele de tal manera que la temperatura aumente a una velocidad de 20°C por minuto.
10. Prepara otro capilar con la muestra pulverizada. Repite el procedimiento y una vez que falten unos 30°C para llegar a la temperatura de fusión, disminuye la velocidad de calentamiento a 2°C por minuto.

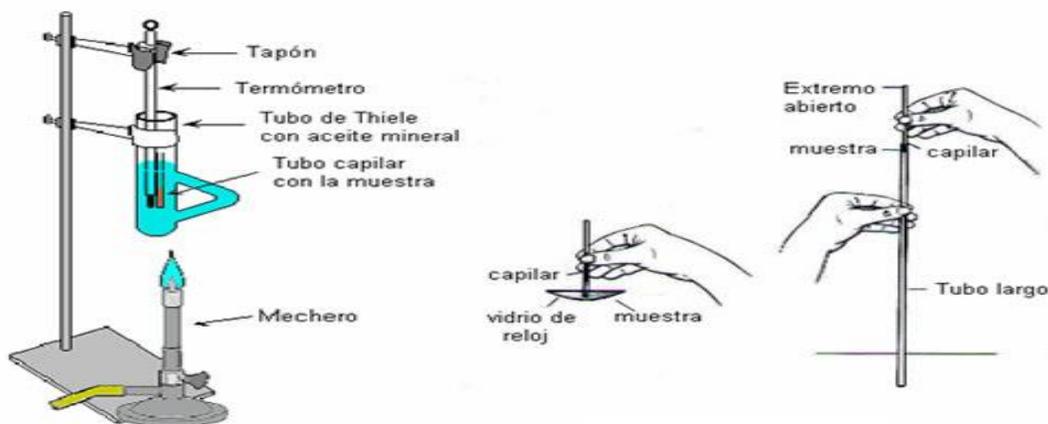


Figura No.2

ACTIVIDAD 3

1. Numera tres probetas, vacías y secas, del 1 al 3.
2. Pesa la probeta 1 y anote su masa (m_1).
3. Mide 20ml de alcohol en la probeta.
4. Vuelve a pesar la probeta, con la sustancia y anota su masa (m_2).
5. Realiza la diferencia entre $m_2 - m_1$.
6. Aplica la fórmula de la densidad y escribe en una tabla tus resultados.
7. Realiza los pasos del 2 al 6, pero ahora utilizando acetona y limpiador de piso, en las probetas 2 y 3 respectivamente.



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO



Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

CUESTIONARIO:

1. Describe las propiedades específicas de la materia demostradas en esta práctica.
2. ¿Qué importancia tiene la densidad de las sustancias en la vida cotidiana?
3. ¿Qué importancia tiene la temperatura y la presión en los cambios de la materia?

CONCLUSIONES:

BLOQUE III. Explicas el modelo atómico actual y sus aplicaciones.

Nº DE PRÁCTICA: 3-a

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **FLAMAS COLORIDAS**

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Relaciona el espectro de emisión de un elemento químico al ser calentado, con la capacidad que tienen los electrones para absorber y liberar energía.
- Relaciona las características de los elementos químicos con su configuración electrónica y los electrones de valencia.

FUNDAMENTO:

Los átomos de los elementos químicos están constituidos por partículas más pequeñas, siendo las principales los neutrones, protones y electrones. Cada átomo es capaz de absorber o emitir radiación electromagnética.

Mediante el suministro de energía, los átomos emiten radiación de cierta frecuencia la cual se traduce en un espectro. Los átomos sólo absorben o emiten luz de unas cuantas longitudes de onda, es decir los electrones sólo toman energía de determinado valor. Cada uno de los elementos químicos tiene su propio espectro de emisión, lo cual permite identificar su presencia en determinadas sustancia. Esta característica de emitir luz de cierta coloración, es aprovechada en la pirotecnia para producir hermosos fuegos artificiales, en los cuáles, la pólvora se mezcla con sales metálicas para que en la combustión se produzca la emisión de luces multicolores.

Actividad Previa:

Analiza las implicaciones económicas, sociales y ambientales en el uso inadecuado de compuestos químicos en la pirotecnia

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y descripción	Cantidad	Nombre y descripción	Fórmula Química
1	Mechero De Bunsen		2 ml	Ácido Clorhídrico 3M	HCl
1	Vaso de precipitado	100 ml	20 ml	Agua	H ₂ O

10	Vidrio de reloj	80 mm de diámetro	1 g	Cloruro de Litio	LiCl
1	Vidrio de Cobalto		1 g	Cloruro de Sodio * (sal de mesa)	NaCl
1	Espátula		1 g	Cloruro de Potasio	KCl
10	Etiquetas	pequeñas	1 g	Cloruro de Magnesio	MgCl ₂
1 caja	Lápices de colores		1 g	Cloruro de Estroncio	SrCl ₂
1	Barra de grafito o punta de lápiz*		1 g	Cloruro de Bario	BaCl ₂
			1 g	Cloruro de Cobre	CuCl ₂
			1 g	Carbonato de calcio	CaCO ₃
			1 g	Sulfato de Cobre II pentahidratado	CuSO ₄ .5H ₂ O

(*) Material proporcionado por el alumno.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

1. Utilizando una espátula, coloca una pequeña porción de sal en cada vidrio de reloj, perfectamente etiquetado y coloca en un vaso de precipitados 2ml de ácido clorhídrico 3M.
2. Humedece la punta del grafito en la disolución de ácido clorhídrico
3. Impregna las sales y llévala a la flama en la zona oxidante
4. Observa la coloración y regístrala en la Tabla 1
5. Repite la operación con cada una de las demás sales, teniendo cuidado de enjuagar perfectamente la punta de grafito antes de iniciar la operación con cada nueva sal.
6. Anota el color que produce cada catión.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

Tabla 1

COLORURO DE:	Color observado en la flama	Longitud de onda (*)	Configuración electrónica (*)
Litio			
Sodio			
Potasio			
Magnesio			
Estroncio			
Bario			
Cobre			

(*) Investiga la longitud de onda, para cada uno de los colores registrados, y la configuración electrónica de los elementos.

CUESTIONARIO:

1. ¿Sirve el espectro de emisión para identificar a los elementos?
2. ¿Cómo funciona un espectroscopio y para qué se utiliza?
- 3.- Dibuja el modelo atómico de Bohr

CONCLUSIONES:

BLOQUE IV. Interpretas la Tabla Periódica

No. DE PRÁCTICA: 4-a

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS Y TABLA PERIÓDICA.**

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Identifica la reactividad de los metales alcalinos, alcalinotérreos y algunas características de los halógenos.

FUNDAMENTO:

A finales de la década de 1770 Antoine Lavoisier recopiló una lista de los 23 elementos conocidos hasta ese momento, entre los que se encontraban oro, plata, carbono y oxígeno. John Newlands, en 1864, propuso una organización para los elementos, de acuerdo a su orden ascendente de masa atómica, demostrando que cada octavo elemento tenía relación con el primero. En 1869 Lothar Meyer y Dimitri Ivanovic Mendeleiev demostraron de forma independiente la relación de la masa atómica y las propiedades de los elementos, Mendeleiev creó la primera tabla periódica, además predecía la existencia y propiedades de los elementos no existentes.

Henry Moseley demostró que la tabla periódica de Mendeleiev tenía ubicados algunos elementos en lugares incorrectos. Este científico descubrió que cada elemento tiene un número único de protones en el núcleo, relacionando esta cantidad con el número atómico. Al acomodar los elementos en orden ascendente de número atómico se generó un claro patrón de las propiedades periódicas. De ese hecho surge la **Ley Periódica**, la cual dice lo siguiente:

“Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus números atómicos”

La tabla periódica moderna se basa en esta ley y los elementos están ordenados en grupos y periodos.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

Nota: el uso de sustancias peligrosas como el sodio, litio, potasio, etc., puede omitirse en caso de ser necesario.

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y descripción	Cantidad	Nombre y descripción	Fórmula Química
10 pzas	Tubo ensaye	16 x 150 mm	0.5 g	Sodio o Litio	Na / Li
1 Pza	Espátula		0.5 g	Potasio	K
1 pza	Cucharilla de Combustión		0.5 g	Aluminio	Al
1 Pza	Mechero de Bunsen		0.5 g	Calcio	Ca
1 pza	Lupa	Pequeña	2 cm	Cinta de Magnesio	Mg
1 pza	Pinzas para crisol		0.5 g	Cloruro de Sodio	NaCl
1 pza	Pipeta	1 ml	0.5 g	Yoduro de Sodio	NaI
1 pza	Pipeta	5 ml	0.5 g	Bromuro de Sodio	NaBr
			30 gotas	Fenolftaleína	C ₂₀ H ₁₄ O ₄
			15 gotas	Nitrato de Plata	CaCO ₃
			50 ml	Agua	H ₂ O

¡ATENCIÓN!

El sodio y potasio son de difícil manejo, no deben tocarse directamente con las manos, en caso de que entre en contacto con la piel, lavarse con una solución de carbonato de sodio al 5%. Las reacciones de sodio y potasio con el agua, deben hacerse con cuidado.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

ACTIVIDAD 1

1. Describe las características físicas del sodio, litio, potasio, aluminio, calcio y magnesio. (color, brillo, dureza y estado físico).
2. Numera los tubos de ensayo del uno al cinco y agrega 5 ml de agua y 3 gotas de fenolftaleína a cada uno.

- Utilizando unas pinzas o una espátula, agrega a cada tubo, uno de los elementos mencionados. Observa la reactividad de los metales con el agua. **¡ATENCIÓN! Cuidado las reacciones son exotérmicas y algunas muy agresivas.**
- Anota tus observaciones

ACTIVIDAD 2

- Examina con una lupa, cristales de cloruro de sodio, bromuro de sodio y yoduro de sodio, anota en tu libreta la forma y el color de cada uno.
- Coloca en tubos de ensaye por separado, 0.5g de cada una de las sustancias anteriores y agrega 2 ml de agua.
- Disuelve perfectamente y agrega 5 gota de solución de Nitrato de Plata.
- Observa el producto formado en cada tubo de ensaye.
- Anota tus observaciones

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

CUESTIONARIO:

- ¿A qué grupo y periodo pertenecen los elementos de la actividad 1?
- Indique las masas atómicas de los elementos empleados:
- ¿Qué elemento presentó la reacción más violenta?
- ¿Qué semejanzas se observa en las tres reacciones de la actividad 2?
- ¿Cuál es el elemento más electronegativo de las sales de la actividad 2?
- ¿Cuántos electrones de valencia hay en los halógenos utilizados en la actividad 2?
- Investiga qué elemento alcalinotérreo forma parte de los huesos y dientes
- ¿Qué elemento está contenido en los medicamentos que contrarrestan la acidez estomacal?
- ¿Cuál es el elemento del grupo 15 (V A) que forma cerca del 80% del aire?
- Enlista los elementos que pertenecen al conjunto de los metaloides e indica sus propiedades físicas.

CONCLUSIONES:

BLOQUE V. Interpretas enlaces químicos e interacciones intermoleculares.

Nº DE PRÁCTICA: 5-a

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **DIME CON QUIÉN TE JUNTAS Y TE DIRÉ QUIEN ERES**

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Demuestra experimentalmente las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes.
- Explica las propiedades de los metales a partir de las teorías del enlace metálico.

FUNDAMENTO

En el diario deambular por la vida estamos en contacto con infinidad de cosas que no apreciamos o que no cuestionamos, simplemente porque estamos acostumbrados a ellas. Un ejemplo claro es el teléfono. ¿Sabías que para que el timbre del teléfono suene se necesita la combinación de 42 elementos distintos? Estos elementos forman compuestos que generan una colección sonora, la que nosotros percibimos. Pero, ¿cómo se forman estos compuestos?

Sabemos que los elementos están formados por átomos y que éstos son eléctricamente neutros, es decir, tienen la misma cantidad de electrones y protones. Para que los elementos formen compuestos, tiene que haber “algo” que mantenga unido a los átomos. Ese “algo” son fuerzas fundamentalmente de naturaleza eléctrica que “enlazan” un átomo con otro. Dependiendo de la fuerza de atracción electrostática que se dé, será el tipo de enlace químico entre los átomos.

Actividad Previa

Es importante que antes de realizar esta actividad experimental investigues lo necesario para resolver lo siguiente:

1. Subraya las sustancias que se disuelven en agua. Justifica tu respuesta.
a) LiF b) Benceno c) Grafito d) NaHCO₃ e) Al(OH)₃
2. Calcula la diferencia de electronegatividades e identifica el tipo de enlace presente entre los átomos de los siguientes compuestos:
a) Na₂S b) S c) Li₂O d) H₂
3. ¿Has preparado engrudo alguna vez? Investiga que tipo de unión se presenta entre el almidón y el agua.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y descripción	Cantidad	Nombre y descripción	Fórmula Química
1	Termómetro	-20 a 110 °C	2 g	Urea	CON ₂ H ₄
1	Circuito eléctrico	Con Batería de 9V	2.5 g	Cloruro de Sodio* (sal de mesa)	NaCl
7	Vasos de precipitado	100 ml	2.5	Naftalina	C ₁₀ H ₈
12	Tubos de ensaye	16 x 150 mm	10 ml	Ácido Acético* (vinagre)	HCH ₂ COOH
1	Gradilla	Para tubos de ensaye	2 g	Vaselina o Manteca de Cerdo *	C ₂₆ H ₄₂ O ₄
6	Pipetas	5 ml	1 g	Dicromato de Potasio	K ₂ Cr ₂ O ₇
2	Barras de cobre*	10 cm aprox	1 g	Etanol	CH ₂ OH-CH ₃
1	Barra de grafito o punta de lápiz *		1 g	Metanol	CH ₃ -OH
1	Mechero de Bunsen		1 g	Agua	H ₂ O
1	Soporte universal	Con arillo metálico	2.5 g	Azúcar*	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
1	Pinza para tubo de ensaye		2 ml	Alcohol Amílico	C ₅ H ₁₁ OH
1	Cápsula de porcelana		2.5 cm	Alambre de Cobre, Hierro y latón*	Cu, Fe, (Cu/Zn aleación)
			6 pzas	Láminas de diferentes metales*	

(*) Material proporcionado con el alumno

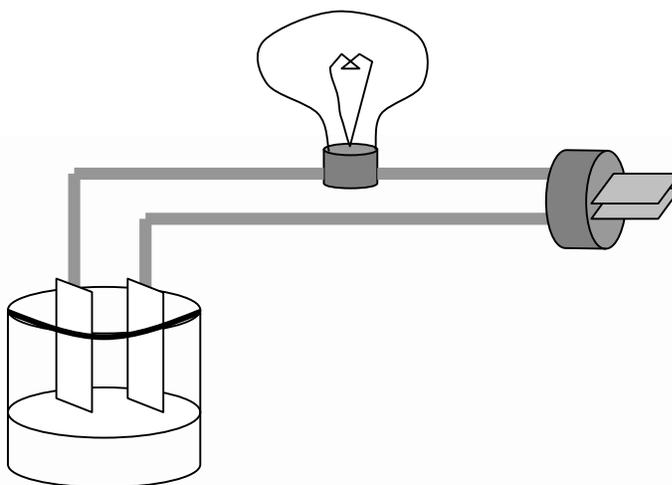
PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

ACTIVIDAD 1

CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

- Monta el aparato como se muestra en el esquema; comprueba el circuito, conecta a la corriente eléctrica, cierra el interruptor y une las barras de cobre.
- Enjuaga y seca con una toalla de papel las barras de cobre al cambiarlas de sustancias (desconecta el circuito antes de secarlas).
- No toques las barras (electrodos) con las llaves del agua ni con otro objeto metálico.
- Introduce las barras de cobre en un vaso (sin que se toquen o toquen el fondo) con 10 ml de agua destilada y observa si hay conductividad eléctrica.
- Repite esta operación con dicromato de potasio, urea y azúcar, cada una en un vaso. Los electrodos deberán de estar en contacto directo con cada una de las sustancias.
- Agrega 5 ml de agua destilada a cada vaso, introduce los electrodos y observa la conductividad.
- Viértase aproximadamente 50 ml de agua destilada en un vaso de precipitado, ahora con un gotero agrega cinco gotas de etanol al agua, agita hasta que se mezclen completamente, prueba si la solución conduce la corriente eléctrica utilizando el circuito. Enjuaga las terminales con agua suficiente, procede a verificar la corriente eléctrica con los otros líquidos etanol y acetona.
- En una cápsula de porcelana coloca 0.5 g de dicromato de potasio, calienta hasta fundir.
- Introduce las barras y observa la conductividad eléctrica.

Electrodos



REGISTRO DE OBSERVACIONES:

	Características de la conducción eléctrica			Tipo de compuesto	
	Buen conductor	Semi-conductor	Mal conductor	Iónico	Covalente
Sustancias sólidas					
Cloruro de sodio					
Dicromato de potasio					
Azúcar					
Urea					
Sustancias en solución					
Cloruro de sodio					
Dicromato de potasio					
Azúcar					
Urea					
Líquidos					
Metanol					
Etanol					
Acetona					
Dicromato de potasio fundido					

NOTA: En los sólidos puede utilizar también: Sulfato de cobre, Hidróxido de sodio, Cromato de potasio.

ACTIVIDAD 2.

CONDUCTIVIDAD DE ALGUNOS METALES.

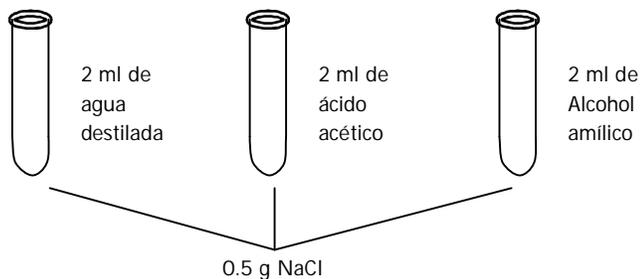
- Utiliza el aparato de la actividad 1 y observa la conductividad de las láminas de plomo, aluminio, zinc, hierro, etc.
- Enrolla un alambre de cobre en el bulbo de un termómetro, dejando libre aproximadamente 5cm del extremo inferior. Con un cerillo encendido calienta el extremo libre del alambre durante 40 segundos y observa la variación de la temperatura.
- Repite la operación con un alambre de hierro o de latón.

¡ATENCIÓN! NO PONGAS EN CONTACTO LA FLAMA DEL CERILLO CON EL BULBO DEL TERMÓMETRO

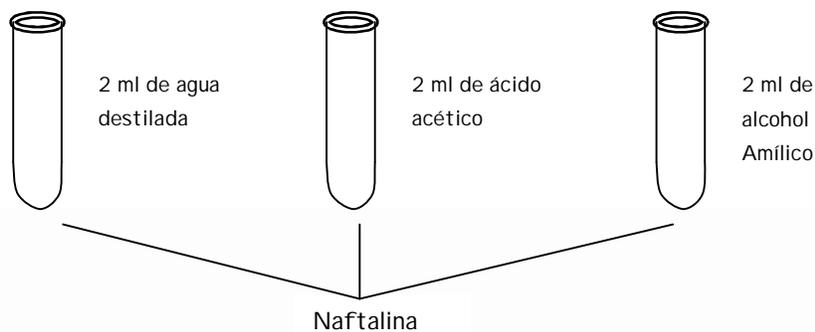
ACTIVIDAD 3.

SOLUBILIDAD DE ALGUNAS SUSTANCIAS

- a) En tres tubos de ensayo distintos coloca 0.5 g de cloruro de sodio y agrega a cada uno 2ml de diferentes solventes, como se observa en la siguiente figura.



- b) Observa la disolución que ocurre en cada tubo de ensayo
- c) En tres tubos de ensayo coloca 0.5 g de naftalina en cada uno, repite la operación anterior.



- d) Observa la disolución en cada tubo de ensayo.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

Cloruro de sodio con:	Insoluble	Poco soluble	Soluble	Tipo de enlace
Agua				
Alcohol amílico				
Ácido acético				
Naftalina con:	Insoluble	Poco soluble	Soluble	Tipo de enlace
Agua				
Alcohol amílico				
Ácido acético				

ACTIVIDAD 4

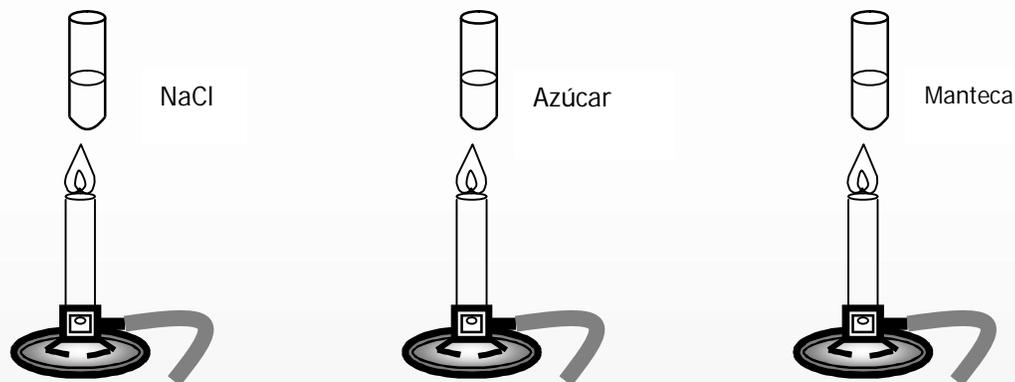
RELACIÓN ENTRE EL TIPO DE ENLACE Y EL PUNTO DE FUSIÓN.

a) En tres tubos diferentes coloca:

1. 0.5 g de cloruro de sodio
2. 0.5 g de cloruro de cobalto II
3. 0.5 g de azúcar
4. 0.5 g de manteca de cerdo sólida o vaselina.

b) Calienta en baño maría hasta que funda y toma la temperatura a la cual ocurrió

NOTA: En el caso del azúcar, calienta solo hasta que funda y no dejes que se pegue en el fondo del tubo.



REGISTRO DE OBSERVACIONES:

Sustancia	Sí fundió	No fundió	Tipo de enlace
Cloruro de Sodio			
Azúcar			
Manteca de cerdo			

CUESTIONARIO:

1. ¿En cuál de las láminas de la actividad 2, la intensidad luminosa fue mayor?
2. ¿A qué se debe la variación de la temperatura?
3. Realiza un dibujo o alguna otra forma, en la cual representes los diferentes enlaces químicos.
4. Realiza una investigación bibliográfica de qué son y cómo funcionan los superconductores y los cristales líquidos.

CONCLUSIONES:

BLOQUE V. Interpretas Enlaces Químicos e Interacciones Intermoleculares

Nº DE PRÁCTICA: 5-b

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **ENLACES QUÍMICOS**

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Relaciona el tipo de enlace que presentan algunas sustancias, al pasar del estado sólido a líquido (fusión).

FUNDAMENTO:

Un enlace químico es el conjunto de fuerzas que mantiene unidos a los átomos de un compuesto químico.

Para realizar la clasificación de los elementos que se encuentran en la naturaleza han sido consideradas dos observaciones importantes. Por un lado se ha advertido que la mayoría de los elementos, en lugar de estar puros, se hallan combinados con otros, formando una gran variedad de compuestos; y por el otro, se ha hecho notar que hay un grupo de elementos que difícilmente se combinan con los demás. Existen dos tipos principales de enlaces: el iónico y el covalente.

Enlace iónico. Se forma cuando un átomo pierde electrones y al quedar con carga positiva, forma un ión positivo o catión. Los electrones que pierden un átomo, son ganados por otro átomo, que queda cargando negativamente, convirtiéndose en un ión negativo o anión. Como los iones que resultan tienen cargas opuestas, se atraen entre sí, formando un compuesto con enlace de tipo iónico que no forma moléculas simples, sino un arreglo en el que se alternan los iones positivos y negativos, formando una red. Los compuestos de tipo iónico, a temperatura ambiente, son sólidos con puntos de fusión altos.

Enlace covalente. En algunos casos los átomos adquieren estabilidad que buscan compartiendo pares de electrones, formándose así un enlace covalente, en donde pueden unirse átomos iguales o diferentes. Los compuestos con enlaces covalentes están formados por moléculas simples, a diferencia de los iónicos, que están formados por redes de iones. Los compuestos de enlaces covalentes son más comunes que los compuestos con enlaces iónicos y a temperatura ambiente son sólidos, líquidos o gaseosos.

Actividad Previa.

Define los siguientes conceptos: enlace, átomo, punto de fusión, compuestos iónicos, compuestos covalentes, electrones de valencia, regla del octeto.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y Descripción	Cantidad	Nombre Y Descripción	Fórmula Química
1	Mechero Bunsen o lámpara de alcohol	Doble Cilindro tipo Exp.	0.1 g	Sal de mesa (Cloruro de sodio) *.	NaCl
2	Espátulas	Acero inoxidable de 8.5 cms	0.1 g.	Azúcar de mesa (sacarosa) *.	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
			0.1 g.	Bicarbonato de sodio *	NaHCO ₃
			0.1 g.	Parafina *	C ₂₄ H ₅₀ -C ₂₇ H ₅₆
			0.1 g.	Cera de abeja* (palmitato de miricilo)	C ₁₅ H ₃₁ COOC ₃ OH ₆₁
			0.1g.	Cal viva (óxido de calcio) ó cal apagada (hidróxido de calcio).	CaO ó Ca (OH) ₂

(*) Material proporcionado por el alumno.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

¡ATENCIÓN! Para efectuar este experimento debes de tomar en cuenta lo que sigue:

- Utiliza una bata abotonada.
- Después de calentar, deja enfriar suficiente tiempo la espátula, antes de utilizarla con otra sustancia. Ten cuidado de no quemarte.

ACTIVIDAD 1

1. Coloca en la punta de una espátula aproximadamente 0.1 g (una pizca) de cloruro de sodio. Observa sus características y anótalas.
2. Calienta la punta de la espátula con el sólido en la flama del mechero, y observa los cambios que muestra el compuesto por efecto del calentamiento. Registra tus observaciones en la tabla al final del procedimiento.
3. Deja enfriar la espátula y lávala con agua de la llave. Sécala y repite la prueba con cada una de las siguientes sustancias:
4. Repite el paso 1, 2, y 3 con 0.1 g de cada una de las sustancias: Azúcar de mesa; Bicarbonato de sodio; Parafina; Cera de abeja (palmitato de miricilo; Cal viva o cal apagada (óxido de calcio o, hidróxido de calcio).

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

Completa la tabla siguiente:

SUSTANCIA	ESTADO FÍSICO ANTES DEL CALENTAMIENTO	ESTADO FÍSICO DESPUÉS DEL CALENTAMIENTO	TIPO DE ENLACE
Sal			
Azúcar			
Bicarbonato de sodio			
Parafina			
Cera de abeja			
Cal			

CUESTIONARIO:

1. ¿A qué grupo de elementos (metales o no metales) pertenecen los átomos que se unen para formar compuestos iónicos?
2. ¿A qué grupo de elementos (metales o no metales) pertenecen los átomos que se unen para formar compuestos covalentes?
3. ¿Qué características presentan las sustancias que tienen enlaces de tipo iónico?
4. ¿Qué características presentan las sustancias que tienen enlaces de tipo covalente?

CONCLUSIONES:

BLOQUE VI. Maneja la Nomenclatura de Química Inorgánica.

BLOQUE VII. Representas y Operas Reacciones Químicas.

Nº DE PRÁCTICA: 6-a

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: NOMENCLATURA Y REACCIONES

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Escribe correctamente las fórmulas y nombres de los compuestos químicos inorgánicos
- Reconoce compuestos químicos inorgánicos en productos de uso cotidiano.
- Identifica y representa los diferentes tipos de reacción

FUNDAMENTO:

En la química se conocen un gran número de compuestos. A cada uno de ellos ha sido necesario asignarle un nombre para poder diferenciarlo de otros y puedan ser interpretados de igual manera en diferentes idiomas.

Para establecer las normas bajo las cuales debe darse el nombre a los compuestos, fue necesario crear un organismo que desarrollara dicha nomenclatura. Ese organismo es la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), quien se encarga de dar el nombre correcto a los compuestos químicos, nombres que deben ser lo más general y descriptivo posible.

Cuando dos o más elementos, se combinan en proporciones de masa definida forman un compuesto químico. Estos compuestos se representan gráficamente utilizando los símbolos de los elementos que se combinaron. A esta representación se le conoce como fórmula química. La formación de todo compuesto o compuestos químicos se lleva a través de un proceso llamado reacción química; mediante el cual dos o más sustancias, llamadas reactivos, se unen para formar otras diferentes conocidas como productos.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y Descripción	Cantidad	Nombre Y Descripción	Fórmula Química
1	Mechero Bunsen o lámpara de alcohol	Doble Cilindro tipo Exp.	4 cm	Cinta de Magnesio	Mg

Material Certificado ISO9000 R03/0509 IT-DOC-01 de Q.Roo. No se modificó.

1	Pinzas	Para crisol	5 gotas	Fenolftaleína	$C_{20}H_{14}O_4$
4	Tubo de ensaye	12 x 100 mm	0.3 g	Azufre	S
1	Pinzas	Para tubo de ensaye	1 pza	Papel tornasol azul	
1	Gradilla	Para tubos de ensaye	5 ml	Ácido clorhídrico 6M	HCl
4	Gotos		0.3 g	Hidróxido de Sodio	NaOH
1	Tapón de hule	Con tubo de desprendimiento	0.3 g	Sulfato de magnesio heptahidratado	$Mg_2SO_4 \cdot 7H_2O$
1	Espátula	Acero inoxidable de 8.5 cms	20 ml	Agua	H_2O
1	Agitador	De vidrio 30 cm			
1	Gafas oscuras *				

(*) Material proporcionado por el alumno

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

ACTIVIDAD 1

OBTENCIÓN DE UN ÓXIDO Y UN HIDRÓXIDO.

1.- Con unas pinzas para crisol sostén una tira de 3cm de magnesio y acércala a la flama del mechero Bunsen o lámpara de alcohol, para que al calentarse se efectúe la reacción.

¡ATENCIÓN! LA LLAMA PRODUCIDA POR ESTA REACCIÓN ES MUY BRILLANTE, NO LA OBSERVES DIRECTAMENTE, UTILIZA UNAS GAFAS OSCURAS.

2.- Una vez terminada la reacción, coloca con cuidado la nueva sustancia sobre un vidrio de reloj. Con ayuda de una varilla de vidrio tritura el producto.

3.- Agrégale 4 gotas de agua y finalmente 2 gotas del indicador fenolftaleína.

ACTIVIDAD 2.

OBTENCIÓN DE UN ANHÍDRIDO Y UN OXIÁCIDO.

1.- Coloca una pequeña cantidad de Azufre en polvo en un tubo de ensayo.

- 2.- Coloca un pedacito de papel tornasol azul humedecido con agua en la boca del tubo y calienta el tubo en el mechero hasta que el Azufre se funde y empiece a reaccionar con el oxígeno del aire.
- 3.- Observa la coloración que toma el papel tornasol cuando los óxidos de azufre formados alcanzan el papel indicador humedecido con agua.

ACTIVIDAD 3.

OBTENCIÓN DE UNA SAL BINARIA

1. En un tubo de ensayo, coloca 5ml de ácido clorhídrico 6M.
2. Introduce un trozo de cinta de magnesio y observa.

ACTIVIDAD 4.

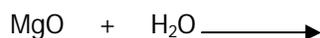
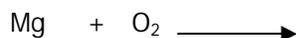
FORMACIÓN DE UN PRECIPITADO

- 1.- Pesa 0.3 g de hidróxido de sodio, agrégalo en un tubo de ensayo, añade 5 mL de agua y disuelve.
- 2.- Pesa 0.3 g de sulfato de magnesio heptahidratado, agrégalo en un tubo de ensayo añade 5 mL de agua y disuelve.
- 3.- Agrega la solución de sulfato de magnesio al tubo que contiene el hidróxido de sodio.
- 4.- Observa y anota.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

CUESTIONARIO

1.- De la actividad 1, Completa la ecuación que representa dicho cambio químico y clasifica dicha reacción, e indica a qué tipo de reacción pertenece.



2.- ¿Para qué se adiciona la fenolftaleína?

3.- De la actividad 2, completa la reacción química, considerando que el azufre se oxida a SO_2 , indica a qué tipo pertenece la reacción química y escribe el nombre del producto formado.



4.- ¿Cómo se forma un oxiácido?

5.- De la actividad 3, completa la reacción química, indica a qué tipo pertenece y escribe el nombre de los productos formados.



6.- ¿Qué cambio se produce al unirse las dos sustancias?

7.- Las burbujas formadas ¿qué gas contienen?

8.- Escribe el nombre y las fórmulas de las sustancias que se formaron.

9.- De la actividad 4, completa la reacción química, indica a qué tipo pertenece y escribe el nombre de los productos formados.



10.- Identifica las siguientes ecuaciones anotando el tipo de reacción que se produce y escribe la interpretación de las ecuaciones químicas.

Ejemplo:

$\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \rightleftharpoons \quad \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ <p><i>En esta reacción el sulfuro de sodio reacciona con el ácido sulfúrico formando un sulfato de sodio y el ácido sulfhídrico que se desprende.</i></p>	<table border="1"> <tr> <th>TIPO DE REACCIÓN</th> </tr> <tr> <td><i>Doble sustitución</i></td> </tr> </table>	TIPO DE REACCIÓN	<i>Doble sustitución</i>
TIPO DE REACCIÓN			
<i>Doble sustitución</i>			

- A) $2\text{S} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$
- B) $2\text{Na} + \text{MgCO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Mg}$
- C) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
- D) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3$
- E) $2\text{HgO} \rightleftharpoons 2\text{Hg} + \text{O}_2 \uparrow$
- F) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- G) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- H) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- I) $2 \text{Hg}_2\text{O} \rightleftharpoons 4 \text{Hg} + \text{O}_2$

CONCLUSIONES:

BLOQUE VII. Representas y operas reacciones químicas.

Nº DE PRÁCTICA: 7-a

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS**

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Demuestra experimentalmente los tipos de reacciones químicas que ocurren en su entorno.
- Interpreta, valora y actúa con responsabilidad ante las diversas reacciones químicas que ocurren en su organismo y en su entorno.

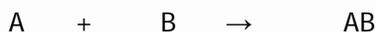
FUNDAMENTO:

Las sustancias se combinan unas con otras mediante cuatro tipos de reacciones fundamentales: síntesis o adición, análisis o descomposición, sustitución simple y sustitución doble. En cualquiera de los cuatro casos se obtienen sustancias diferentes y con propiedades distintas a las que les dieron origen. Las sustancias iniciales se les llaman reactivos y a las sustancias que se forman se les llama productos. Empleando las fórmulas de los compuestos que participan, tanto en los reactivos como en los productos de las reacciones químicas, se escriben de forma abreviada mediante una ecuación química. Además de las fórmulas de los compuestos, una ecuación química suele ir complementada con otros símbolos y abreviaciones, tales como: (g) gas, (l) líquido y (s) sólido, y otros más como ▲ (calor), ↑ (gas que se desprende), ↓ (sólido que precipita, (a c) (medio acuoso).

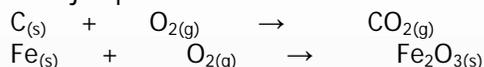
Los cuatro tipos básicos de reacciones químicas las podemos definir y abreviar de forma general de la siguiente manera:

a) Reacción de síntesis o adición.

Es la unión directa de dos o más elementos (o compuestos) para originar otro compuesto.

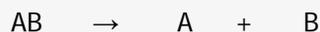


Por ejemplo:

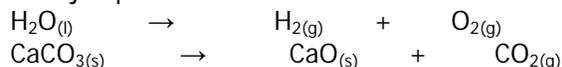


b) Reacciones de descomposición o análisis.

Puede considerarse como una reacción inversa a la de adición. En este caso, una sustancia puede descomponerse por acción de algún tipo de energía en dos o más compuestos.



Por ejemplo:

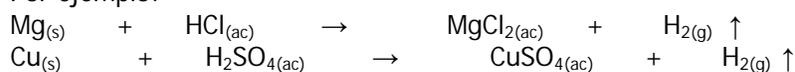


c) Reacciones de sustitución simple.

En este tipo de reacciones, un elemento que forma parte de un compuesto es desplazado por otro más reactivo.

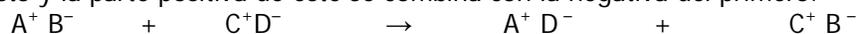


Por ejemplo:

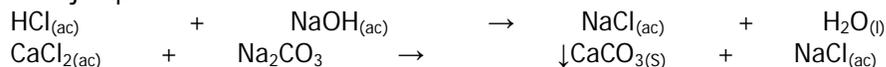


d) Reacciones de doble sustitución.

En este tipo de reacción, la parte positiva de un compuesto se combina con la parte negativa de otro compuesto y la parte positiva de este se combina con la negativa del primero.



Por ejemplo:



MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y Descripción	Cantidad	Nombre Y Descripción	Fórmula Química
1	Gradilla	Para tubos de ensaye	1.5 cm	Cinta de Magnesio	Mg
5	Tubos de ensaye	16 x 150 mm	1 g	Clorato de Potasio	KClO ₃
1	Pinza para tubo de ensaye		3 ml	Solución de Ácido Clorhídrico 1:1	HCl
1	Mechero de Bunsen		1 g	Zinc Granalla	Zn
1	Pinza para crisol		2 ml	Solución de Cloruro de Bario al 2%	BaCl ₂
1	Vidrio de reloj		1 ml	Solución de Ácido Sulfúrico al 2%	H ₂ SO ₄
1	Palillo de Madera *				
1	Gafas Oscuras *				

(*) Material Proporcionado por el alumno

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

ACTIVIDAD 1

REACCIÓN DE SÍNTESIS.

1. Toma un trozo de cinta de magnesio con las pinza para crisol y acércala a la llama del mechero hasta su combustión completa.

2. Deposita el residuo obtenido en un vidrio de reloj. Registra tus observaciones.

¡ATENCIÓN! LA LLAMA PRODUCIDA POR ESTA REACCIÓN ES MUY BRILLANTE, NO LA OBSERVES DIRECTAMENTE, UTILIZA UNAS GAFAS OSCURAS.

ACTIVIDAD 2

REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN O ANÁLISIS.

Coloca en un tubo de ensayo un gramo de clorato de potasio. Sujeta el tubo con una pinza y calienta directamente a la flama del mechero. Una vez que el clorato se funde y desprenda burbujas, acerca a la boca del tubo una pajilla en ignición (un material flamable, pequeño, encendido, pero sin hacer flama). Registra tus observaciones.

ACTIVIDAD 3

REACCIÓN DE SUSTITUCIÓN SIMPLE.

Agrega un trozo de zinc en un tubo de ensayo y se añaden 3ml de solución de ácido clorhídrico 1:1. En el momento en que se empieza a desprender un gas, coléctalo en otro tubo de ensayo invertido sobre la boca del primero. Cuando se considere que el tubo invertido está lleno de gas, en esa misma posición llévalo a la flama del mechero. Registra tus observaciones.

ACTIVIDAD 4

REACCIÓN DE DOBLE SUSTITUCIÓN.

En un tubo de ensayo coloca 2 ml de la solución de cloruro de bario y agrega con cuidado 1 ml de solución de ácido sulfúrico al 2%. Registra tus observaciones.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

- Escribe la ecuación de la reacción que se llevó a cabo en cada actividad, indica los nombres de los componentes de la misma.

CUESTIONARIO:

1. ¿Con qué sustancia reacciona el magnesio al quemarse?
2. ¿Qué gas se desprende de la reacción de la actividad 2 y de dónde proviene?
3. ¿Por qué se denomina reacción de descomposición?
4. ¿Por qué se produce la llama en el palillo?
5. ¿Quién desplaza a quién en la actividad 3 y qué gas se desprende?
6. En el cloruro de bario y en el ácido sulfúrico, identifica los cationes y los aniones.
7. ¿Quién desplaza a quién de la actividad 4? Describe las posibilidades de sustitución.

CONCLUSIONES:

BLOQUE VII. Representas y operas reacciones químicas.

Nº DE PRÁCTICA: 7-b

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: ÓXIDO REDUCCIÓN

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Reconoce que la capacidad de los átomos para perder o ganar electrones, es distinta para cada elemento.
- Determina cuáles elementos tienen una mayor facilidad para oxidarse, tomando como referencia al hidrógeno.

FUNDAMENTO:

Al formar compuestos en una reacción de óxido reducción, un átomo pierde electrones y otro gana. El que pierde electrones se oxida y por lo tanto el que gana electrones se reduce. Los metales son los átomos que ceden electrones formando cationes, mientras que los no metales son los átomos que reciben electrones y forman aniones.

Se ha tomado al hidrógeno como elemento de referencia para hacer una tabla conocida como serie electromotriz, en la que ya se ha acomodado las especies químicas en el orden de mayor o menor facilidad para reducirse cuando están en el agua.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad Y Descripción	Cantidad	Nombre Y Descripción	Fórmula Química
8	Tubos de ensaye	13 x 100 mm	8 ml.	Ácido clorhídrico 6M	HCl
1	Gradilla de madera		5 cm	Alambre de Cobre [*]	Cu
1	Jeringa sin aguja [*]	5 ml	100 cm ²	Papel aluminio [*]	Al
1	Gafas de seguridad				
	Piezas metálicas [*]	Grapas, alfileres, etc			

(*) Material proporcionado por el estudiante.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

¡ATENCIÓN! El ácido clorhídrico es sumamente corrosivo, por lo que en caso de tener contacto con la piel, lávate inmediatamente con una solución de bicarbonato de sodio saturada proporcionada por tu profesor y luego enjuaga la parte afectada por lo menos 5 minutos debajo del chorro del agua.

- Utiliza gafas de seguridad.
- Lava tus manos al terminar de trabajar, de preferencia con jabón neutro.

1. Etiqueta los tubos de ensaye con los símbolos de los metales que se van a utilizar:
Al, Cu, Ag, Fe.
2. Agrega 1 ml de solución de Acido clorhídrico 6M, a cada uno de los tubos, utilizando la jeringa.
3. Coloca una pieza pequeña de cada uno de los metales, en el tubo correspondiente
4. Repite los pasos anteriores con otros objetos metálicos tales como una grapa, un alfiler etc.
5. Observa y registra resultados.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

- De acuerdo a los resultados, ordena los elementos utilizados de acuerdo a su reactividad con el hidrógeno.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué le sucede a un átomo cuando se oxida?
2. ¿Qué le sucede a un átomo cuando se reduce?
3. ¿Cómo se define a un agente oxidante?
4. ¿Cómo se define a un agente reductor?
5. Escribe las ecuaciones balanceadas por óxido reducción que se produjeron en esta práctica.

CONCLUSIONES:

BLOQUE VIII. Comprendes los procesos asociados con el calor y la velocidad de las reacciones químicas.

Nº DE PRÁCTICA: 8-a

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: FACTORES QUE MODIFICAN LAS VELOCIDADES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

DESEMPEÑO DEL ALUMNO AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Demuestra experimentalmente los factores que modifican las velocidades de reacción.
- Interpreta las reacciones químicas que ocurren en nuestro organismo y en el medio ambiente.
- Actúa de manera responsable ante las diversas situaciones de su vida cotidiana relacionadas con las reacciones químicas.

FUNDAMENTO:

La velocidad de reacción es el cambio de concentración de reactivos a productos, en un tiempo determinado. La velocidad, depende de la naturaleza de las sustancias que reaccionan, la concentración de los reactivos, la superficie de contacto de los reactivos, la temperatura, la presión y la presencia o ausencia de agentes catalíticos. Muchas reacciones son tan rápidas que es extremadamente difícil o imposible determinar su velocidad; pero hay otras más lentas, en las que sí se puede determinar fácilmente midiendo el tiempo en el que algún cambio ocurra (desprendimiento de un gas, formación de un precipitado, aparición o desaparición de un color, cambio de conductividad de la solución, etc.). Una explosión es un ejemplo de una reacción rápida, en tanto que la formación del petróleo a partir de la materia orgánica descompuesta, es un ejemplo de reacción lenta.

Un aumento en la temperatura, generalmente aumenta la velocidad de reacción específica. Las altas temperaturas pueden originar la destrucción o descomposición de los reactivos y productos, o pueden iniciar reacciones diferentes de las que se desean.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y Descripción	Cantidad	Nombre y Descripción	Fórmula Química
3	Vaso de precipitado	50 ml	3.5 g	Sulfato de Cobre	CuSO ₄
1	Mortero		15 ml	Ácido Acético* (Vinagre)	CH ₃ COOH

4	Tubo de ensaye	16 x 150 mm	100 cm ²	Papel aluminio o tiras de lata de refresco*	Al
1	Soporte universal	Con arillo metálico	3.5 g	Bicarbonato de Sodio *	NaHCO ₃
1	Gradilla	Para tubos de ensaye	1 pza	Pastilla Efervescente *	Alka Seltzer
1	Mechero de Bunsen			Hielo *	H ₂ O
1	Probeta	100 ml			
1	Termómetro	-20 a 120 °C			
1	Cronómetro				

(*) Material proporcionado por el estudiante.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

ACTIVIDAD 1

EFFECTO DE LA CONCENTRACIÓN.

1.- Numera los tubos de ensayo y llénalos hasta las $\frac{3}{4}$ partes de agua.

2.-Agrega a cada tubo:

Tubo 1: no agregues nada

Tubo 2: 0.5 g de sulfato de cobre

Tubo 3: 1.0 g de sulfato de cobre

Tubo 4: 2.0 g de sulfato de cobre

3.- Agita los tubos hasta que se halla disuelto completamente el sulfato de cobre.

4.- Introduce 1 trozo de aluminio en cada tubo. Empieza en este momento a cronometrar el tiempo y observa cada 3 minutos que pasa en los tubos, anota tus observaciones.

ACTIVIDAD 2

EFFECTO DE LA TEMPERATURA

1.- Agrega a cada vaso de precipitado, 20ml de agua acidulada con ácido acético y numéralos.

2.- Al vaso 1, agrega hielo hasta que la solución alcance una temperatura 10°C

3.- En el vaso 2, deja la solución a temperatura ambiente

4.- Utilizando el mechero y los implementos necesarios, calienta el contenido del vaso 3 a 70°C

5.- Coloca en cada vaso al mismo tiempo, media cucharadita de bicarbonato de sodio, inmediatamente contabiliza tu tiempo con el cronómetro, cuando ya no se generen burbujas, registra el tiempo.

ACTIVIDAD 3.

EFFECTO DE LA SUPERFICIE CONTACTO.

- 1.- Tritura en el mortero media pastilla efervescente hasta obtener un polvo.
- 2.- Vierte el polvo a un vaso de precipitados seco.
- 3.- En otro vaso de precipitados seco, coloca la otra media pastilla efervescente sin triturar.
- 4.- Simultáneamente agrega a cada vaso 25ml de agua y toma el tiempo con el cronómetro, cuando ya no se generen burbujas, registra el tiempo.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

CUESTIONARIO:

- 1.- ¿De qué manera afectó la concentración de sulfato de cobre a la reacción? ¿Fue más lenta o más rápida?
- 2.- ¿Al aumentar la temperatura, las reacciones ocurren más rápido; esta condición aplica para todo tipo de reacción?
- 3.- ¿Cómo afecta la velocidad de reacción, cada uno de los factores analizados?
- 4.- Si tuvieras la posibilidad de modificar la velocidad de reacción de alguna de las reacciones estudiadas, ¿Cómo lo harías?

CONCLUSIONES:

BLOQUE VIII. Comprendes los procesos asociados con el calor y la velocidad de las reacciones químicas.

Nº DE PRÁCTICA: 8-b

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

DESEMPEÑO DEL ESTUDIANTE AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Compara el efecto que causa en la velocidad de las reacciones químicas, los diferentes factores como: temperatura, concentración y tamaño de las partículas.

FUNDAMENTO:

La velocidad de reacción es el cambio de concentración de reactivos a productos, en un tiempo determinado. Una explosión es un ejemplo de una reacción rápida. La formación del petróleo a partir de la materia orgánica descompuesta es un ejemplo de una reacción lenta. A través de una amplia experimentación, los químicos han determinado que la velocidad de una reacción depende de cuatro factores: la naturaleza de los reactivos, la concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores.

Una reacción química es el resultado de colisiones suficientemente energéticas y adecuadamente orientadas. La velocidad de reacción, en consecuencia, debe ser la velocidad a la que suceden estos impactos efectivos, el número de colisiones efectivas que ocurren, digamos durante cada segundo dentro de cada litro de espacio de reacción.

Actividad Previa.

Es importante que antes de realizar esta actividad experimental investigues lo siguiente:

1. ¿Qué estudia la cinética química?
2. ¿Cómo se define velocidad de reacción?
3. Menciona los factores que modifican la velocidad de una reacción.
4. ¿Cómo afecta el aumento en la concentración de uno de los reactantes a la velocidad de reacción?

ACTIVIDAD 1

EFFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y Descripción	Cantidad	Nombre y Descripción	Fórmula Química
4	Vaso de precipitado	100 ml	5 g	Bicarbonato de Sodio*	NaHCO_3
1	Parrilla Eléctrica		100 g	Hielo*	H_2O
1	Termómetro	0 -110 °C	50 ml	Ácido Acético* (vinagre)	CH_3COOH
1	Cronómetro				
1	Mortero	Con pistilo			
1	Probeta	100 ml			

(*) Material proporcionado por el alumno.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

1. Agrega a cada vaso de precipitado, 50ml de agua acidulada con ácido acético y numéralos del 1 al 4.
2. Agrega 3 cubos de hielo al vaso 1
3. Deja el agua a temperatura ambiente en el vaso 2
4. En los vasos 3 y 4 calienta el agua a 50°C y 70°C respectivamente.
5. Mide la temperatura real de cada vaso y anótala.
6. Coloca en el primer vaso una media cucharadita de bicarbonato de sodio, mide el tiempo con el cronometro, considera concluida la reacción cuando deje de producirse burbujas.
7. Repite la operación en los otros vasos. Anota en la tabla los tiempos.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

	Temperatura (°C)	Tiempo (min. y seg.)	Observaciones
Vaso 1			
Vaso 2			
Vaso 3			
Vaso 4			

ACTIVIDAD 2

EFEECTO DE LA CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

MATERIAL, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y Descripción	Cantidad	Nombre y Descripción	Fórmula Química
4	Matraz Erlenmeyer	250 ml	200 ml	Ácido Acético	CH ₃ COOH
1	Probeta	100 ml	4 pzas	Pastilla Efervescente*	Alka Seltzer
1	Pipeta	5 ml	100 ml	Agua	H ₂ O
4	Globos*	Medianos			

(*) Material proporcionado por el alumno.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

1.-En una serie de 4 matraces Erlenmeyer numerados, vierte las cantidades indicadas de la siguiente tabla:

Matraz	Vinagre
1	20 mL
2	40 mL
3	60 mL
4	80 mL

2.- Agrega en el matraz 1, la pastilla efervescente y simultáneamente coloca el globo en el cuello del matraz.

3.- Con un cronómetro mide el tiempo que dura la efervescencia, considera que la reacción termina cuando ya no hay burbujas. Anota tus resultados en la tabla.

4.- Repite los pasos anteriores con los otros 3 matraces.

MATRAZ	TIEMPO (min. y seg.)	OBSERVACIONES
1		
2		
3		
4		

ACTIVIDAD 3

SUPERFICIE DE CONTACTO (TAMAÑO DE LA PARTÍCULA)

MATERIAL, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y Descripción	Cantidad	Nombre y Descripción	Fórmula Química
2	Vaso de precipitado	100 ml	50 ml	Agua	H ₂ O
1	Mortero	Con pistilo	2 pzas.	Pastilla efervescente*	Alka Seltzer

(*) Material proporcionado por el alumno.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

- 1.- Numera los vasos de precipitado y agrega 50ml de agua a cada uno.
- 2.- Tritura en el mortero 1 pastilla efervescente hasta obtener un polvo.
- 3.- Agrega en el vaso 1, la pastilla triturada. Registra el tiempo con el cronómetro, cuando deje de producir burbujas, significa que ha finalizado la reacción, anota tus resultados.
- 4.- Agrega en el vaso 2 la otra pastilla efervescente sin triturar. Registra el tiempo con el cronómetro, cuando deje de producir burbujas, significa que ha finalizado la reacción, anota tus resultados.

CUESTIONARIO: DE LA ACTIVIDAD 1

- 1.- Calcula la velocidad de reacción hallando la razón temperatura/tiempo de cada proceso.
- 2.- Elabora una gráfica de la velocidad de reacción (temperatura/tiempo)
- 3.- Con base en la gráfica que elaboraste, predice la velocidad de reacción a 40°C.
- 4.- ¿Cómo se compara tu predicción sobre la velocidad de reacción a 40°C con la velocidad de reacción real?
- 5.- ¿Cuál es la relación entre la velocidad de reacción y la temperatura en esta reacción?

CONCLUSIONES:

BLOQUE VIII. Comprendes los procesos asociados con el calor y la velocidad de las reacciones químicas.

No. DE PRÁCTICA: 8-c

TÍTULO DE LA PRÁCTICA: **MECANISMOS DE REACCIÓN Y FACTORES.**

DESEMPEÑO DEL ESTUDIANTE AL CONCLUIR LA PRÁCTICA:

- Evalúa el efecto de la concentración de los reactivos en la velocidad de reacción.

FUNDAMENTO:

Una reacción química, se define como el proceso por medio del cual una sustancia se transforma en otra.

Para que una reacción se lleve a cabo, es necesario que las moléculas se encuentren y choquen entre sí, a fin de que los átomos que la forman cambien sus uniones y formen las nuevas sustancias.

Actividad Previa

Define lo siguiente:

1. ¿Qué es velocidad de reacción?
2. Describa los factores que afectan la velocidad de reacción.

MATERIALES, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

MATERIALES Y EQUIPO			SUSTANCIAS		
Cantidad	Nombre	Capacidad y Descripción	Cantidad	Nombre y Descripción	Fórmula Química
2	Vaso de precipitado	10 ml	6 ml	Agua oxigenada *	H ₂ O ₂
2	Matraz Erlenmeyer	20 ml		Solución de almidón (disuelve ½ cucharadita de almidón en polvo en 100 ml de agua hirviendo) *	
1	Probeta	10 ml		Solución de vitamina C (disuelve una pastilla efervescente de 1g (redoxón) en 60ml de agua) *	
4	Pipetas		2 ml	Solución de tintura de yodo.	I ₂

1	Cronómetro	De 24 hrs.		Agua	H ₂ O
1	Agitador de vidrio	30 cm			

(*) Material proporcionado por el alumno

Nota: las soluciones de almidón y de vitamina C, prepararlas en casa, antes de la actividad

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

ACTIVIDAD 1

1. Preparación de la Solución A: en un vaso de precipitado vierte 3ml de agua, 1ml de la solución de vitamina C, 1ml de tintura de yodo y agita con una varilla de vidrio. **¡ATENCIÓN! El yodo mancha la piel, lava tus manos al terminar de trabajar.** Anota los cambios que se observan al preparar esta solución.

2.- Preparación de la solución B: en otro vaso de precipitado vierte 3ml de agua, 1ml de agua oxigenada, 1ml de solución de almidón y agita.

3.- Preparación de la Solución C: en un matraz Erlenmeyer vierte las soluciones A y B. Agita el matraz unos segundos y utilizando el cronómetro, registra el tiempo en que tarda en aparecer el color azul oscuro.

4.- Repite los pasos del 1 al 3, utilizando ahora las siguientes cantidades de reactivos:

Solución A: 2ml de agua + 2ml de agua oxigenada + 1ml de solución de almidón.

Solución B: 1ml de agua + 3ml de agua oxigenada + 1ml de la solución de almidón.

REGISTRO DE OBSERVACIONES:

- Anota el tiempo que tarda en aparecer el color oscuro en cada procedimiento.

CUESTIONARIO:

- 1.- Define el concepto de concentración de una sustancia.
- 2.- ¿Cómo se mide la velocidad de una reacción?

3. ¿Qué relación existe entre la concentración (%) de reactivos y el tiempo que tarda en aparecer el color oscuro? Explica.
4. Explica cómo influye la concentración de los reactivos en la velocidad de reacción.
5. Explica qué indica el cambio de concentración de los reactivos con respecto al tiempo.
6. Sí en un proceso se disminuye la concentración de uno de los reactivos ¿qué ocurre con la velocidad de reacción?
7. Sí quemamos un kilo de aserrín y un trozo de kilo de madera. ¿Cuál se quemaría más rápido y por qué?
- 8.- ¿Cómo podría disminuirse la velocidad de reacción en el siguiente proceso?

$$2\text{HCl}_{(ac)} + \text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{ZnCl}_{2(ac)}$$

CONCLUSIONES:



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO



Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I



ANEXOS

1.- MÉTODO Y RÚBRICA DE EVALUACIÓN.

La rúbrica es un instrumento de medición en la cual se establece los criterios y estándares por niveles, mediante escalas, que permiten determinar la calidad de la ejecución de los estudiantes en una tarea específica del laboratorio.

Al asignar una práctica en el laboratorio se deben de establecer en forma clara y precisa los criterios que fundamenten el desempeño del alumno al inicio, durante y al final de cada práctica a realizar.

Esta forma de valorar el nivel de aprendizaje que se obtiene al realizar los experimentos en el laboratorio, es útil para el profesor para mejorar la calidad de su enseñanza, al enfatizar y precisar los detalles que en forma particular son pertinentes, para garantizar el mejor aprendizaje en sus alumnos.

La importancia de las rúbricas es que permiten a los docentes, hacer una medición más precisa tanto del producto obtenido como del proceso en el laboratorio ya que estos facilitarán en los estudiantes el desarrollo de conceptos que podrá aplicar y adquirir las destrezas necesaria en su competencia.

a) Lista de Cotejo

LISTA DE COTEJO PARA PRÁCTICA DE LABORATORIO

DOCENTE: _____ PLANTEL No.: _____
 ESTUDIANTE: _____ CLAVE: _____
 FECHA DE APLICACIÓN: _____ SEMESTRE: _____ GRUPO: _____

Aspectos a evaluar	Si	No	Observaciones
1.- Me integré con facilidad al equipo de trabajo del laboratorio y colaboré en la realización de la práctica.			
2.- Redacté una hipótesis correctamente.			
3.- Elaboré los esquemas o dibujos correctamente.			
4.- Elaboré conclusiones comprobando o rechazando la hipótesis propuesta.			
5.- Mostré interés por aprender por mí mismo y apliqué las reglas de seguridad del laboratorio.			

Autoevaluación y heteroevaluación

Escala de valor	Excelente (5)	Bien (4)	Regular (3)	Insuficiente (2 o menos)
-----------------	---------------	----------	-------------	--------------------------

Nombre y firma del profesor



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO



Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I

b) Rúbrica General:

Interpretación:

NIVEL 5: RESPUESTA EXCELENTE

- Respuesta completa.
- Explicaciones claras del concepto.
- Identifica todos los elementos importantes.
- Provee buenos ejemplos.
- Ofrece información que va más allá de lo enseñado en clase.

NIVEL 4: RESPUESTA SATISFACTORIA

- Respuesta bastante completa.
- Presenta comprensión del concepto.
- Identifica la mayoría de los elementos importantes.
- Ofrece información relacionada a lo enseñado en clase.

NIVEL 3: RESPUESTA MODERADAMENTE SATISFACTORIA

- Respuesta refleja un poco de confusión.
- Comprensión incompleta del concepto.
- Identifica algunos elementos importantes.
- Provee información incompleta de lo discutido en clase.

NIVEL 2: RESPUESTA DEFICIENTE

- No logra demostrar comprensión del concepto.
- No provee contestación completa.
- Omite elementos importantes.
- Hace mal uso de los términos.

NIVEL 1: RESPUESTA NO ACEPTABLE

- La explicación es incompleta o no se entiende.
- Omite las partes fundamentales del concepto.
- Presenta concepciones erróneas.
- Plantea incorrectamente lo planteado.
- Vago intento de contestar.



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO

COBAO
OAXACA

Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I



RÚBRICA GENERAL PARA EVALUAR EL LABORATORIO DE QUÍMICA

CRITERIOS:

- a) EXCELENTE
- b) BUENO
- c) REGULAR
- d) INSUFICIENTE

PUNTOS OBTENIDOS:

- Preparación de equipos y materiales.
 - a) Maneja y acondiciona todos los equipos, materiales y el espacio de trabajo.
 - b) Maneja y acondiciona en forma adecuada la mayoría de los equipos, materiales y el espacio de trabajo.
 - c) Maneja y acondicionan en forma adecuada la mitad de los equipos, materiales y el espacio de trabajo.
 - d) Maneja y acondiciona en forma adecuada algunos de los equipos, materiales y el espacio de trabajo.

Puntaje:

- Conocimiento y planteamiento del desarrollo de la práctica.
 - a) Desarrolla todas las etapas de la actividad con conocimiento de los pasos a seguir de cada etapa del experimento. Demuestra planeación para llevar a cabo el desarrollo de la práctica.
 - b) Desarrolla menos del 85% de las etapas de la actividad conocimiento de los pasos a seguir de cada etapa del experimento. Demuestra razonable la planeación para llevar a cabo el desarrollo de la práctica
 - c) Desarrolla menos del 75% de las etapas de la actividad con un limitado conocimiento de los pasos a seguir en cada etapa del experimento. Demuestra mediana planeación para llevar a cabo el desarrollo de la práctica.
 - d) Desarrolla menos del 50% de las etapas de la actividad con desconocimiento de los pasos a seguir en cada etapa del experimento. Demuestra poca planeación para llevar a cabo el desarrollo de la práctica.

Puntaje:

- Seguridad en el manejo de equipo.
 - a) Conoce al menos 5 normas de seguridad del laboratorio para aplicarlas en su experimento. Maneja con seguridad el 95% o más de los equipos utilizados. Utilizan al 100% las reglas de seguridad recomendadas. Mantiene durante toda la sesión del laboratorio un comportamiento adecuado al manejar equipos.
 - b) Conoce al menos 3 a 4 normas de seguridad del laboratorio para aplicarlas en su experimento. Maneja con seguridad entre el 85 y 90% de los equipos utilizados. Utiliza entre el 85 y 95% las reglas de seguridad recomendadas. Mantiene un 90% de la sesión del laboratorio, un comportamiento adecuado al manejar equipos.



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO



Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I

- c) Conoce de 2 a 3 normas de seguridad del laboratorio para aplicarlas en su experimento. Maneja con seguridad en un 70% de los equipos utilizados. Utiliza entre 75% las reglas de seguridad recomendadas. Mantiene un 80% de la sesión del laboratorio un comportamiento adecuado al manejar equipos.
- d) Conoce al menos una norma de seguridad del laboratorio para aplicarlas en su experimento. Maneja con seguridad en un 50% de los equipos utilizados. Utiliza menos de un 50% las reglas de seguridad. Mantiene entre un 60 y 70% de la sesión del laboratorio un comportamiento adecuado al manejar equipos.

Puntaje:

- Trabajo en equipo y organización
 - a) Coopera en la resolución de todos los problemas que se presentan durante el desarrollo de la práctica. Se observa una distribución equitativa de las tareas entre los miembros del equipo. Tiene apego a las normas de seguridad sugeridas.
 - b) Coopera en la resolución de la mayoría de los problemas que se presentan durante el desarrollo de la práctica. Se observa una razonable distribución equitativa de las tareas entre los miembros del equipo. Hay apego en la mayoría de las normas de seguridad sugeridas.
 - c) Coopera en la resolución de la mitad de los problemas que se presentan durante el desarrollo de la práctica. Se observa una mediana distribución equitativa de las tareas entre los miembros del equipo. Hay mediano apego en las normas de seguridad sugeridas.
 - d) Coopera en la resolución de algunos, de los problemas que se presentan durante el desarrollo de la práctica. No se observa una distribución equitativa de las tareas entre los miembros del equipo. Hay apego de algunas normas de seguridad sugeridas.

Puntaje:

PUNTAJE TOTAL:

CALIFICACIÓN:

Nota: Esta rúbrica es una de muchas estrategias de evaluación que existen , los puntajes van a ser dados por el profesor que la desee aplicar . ESTE INSTRUMENTO PUEDE MODIFICARSE SI ASI LO DESEA EL PROFESOR QUE LO APLIQUE.



c) Uve de Gowin:

UVE DE GOWIN

NOMBRE Y NÚMERO DE PRÁCTICA: _____ FECHA: _____
NOMBRE DEL ALUMNO: _____ SEMESTRE Y GRUPO: _____

Marco teórico

Principios, leyes y teorías

Escribe aquí los principios, leyes y teorías que fundamenta el trabajo a realizar.
1 punto

Conceptos

Escribe cuales son los conceptos más importantes que te permitirán obtener la respuesta, puedes enlistarlos o hacer un mapa conceptual.
1 punto

Pregunta Focal

¿?
Puede ser una o dos preguntas
1 punto

Metodología

Registros u observaciones

Escribe lo realizado durante el desarrollo del experimento
1 punto

Transformación de registros

Aquí realiza las anotaciones de los resultados obtenidos.
1 punto

Juicios de valor

Escribe aquí las conclusiones del trabajo.
2 puntos

Hechos

Escribe cuáles son los hechos o fenómenos con respecto al tema de estudio que ayudarán a contestar la pregunta.
2 puntos



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO



OAXACA

Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I



RÚBRICA PARA EVALUAR LA UVE DE GOWIN

Criterio de evaluación	Valor
De forma: <ul style="list-style-type: none"> Datos de identificación Pregunta generadora Principios leyes y teorías Mapa conceptual o conceptos Hechos Observaciones Transformación de registros Juicios de valor Limpieza Orden 	0.5 0.5 0.5 0.5 0.5 0.5 0.5 0.5 0.5 0.5
De contenido: <ul style="list-style-type: none"> Descripción del tema de la práctica Profundidad Interpretación de resultados 	1.0 2.0 2.0



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO



Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I



2.- FUENTES DE CONSULTA.

- BRESCIA, Frank. Et. Al. **"Fundamentos de Química. Métodos de laboratorio químico"**. C.e.c.s.a.
- BURNS Ralph A. **Fundamentos de Química**. Segunda edición. Prentice Hall Hispanoamericana.
- CHANG Raymond, COLLEGE Williams. **Química**. Séptima edición. McGraw-Hill.
- DAUB William G, SEESE William S. **Química**. Octava edición. Pearson Prentice Hall.
- FRITZ G. H. Jr. **Quantitative Analytical Chemistry**. 2da. Ed. Allyn and Bacon. Boston.1969.
- IBARGÜENGOITIA Cervantes Martha E. Ibáñez Cornejo J.G., García Pintor E. **Química en Microescala**. 1^a Reimpresión. 2005. Derechos Reservados. Universidad Iberoamericana.
- LAGUNA Martínez M. A. **Desarrollo Organizacional**. Cuarta Reimpresión 2004. Editorial Nueva Imagen.
- LÓPEZ Ramirez & Villarmet Framery(2010). **Química I con enfoque de competencias**. Editorial Book Mart.
- MATTSON, Bruce. **Microscale Gas Chemistry**. 2da. Edición. Educational Innovations, Norwalk, Connecticut. 2001.
- OBENDRAUF, V. **Taller de Química Instantánea**. Centro Mexicano de Química en micro-escala. Universidad Iberoamericana. Mayo 2002.
- PAULING, L. **Química General**. Aguilar S.A. de Ediciones España, 1977.
- PHILLIPS John S. **Química, conceptos y aplicaciones**. McGraw-Hill.
- RAMIREZ Regalado Victor M. **Química I**. Editorial Publicaciones Cultural, COBAO 2006.
- TROTTER Mónica. **Estrategias de Superaprendizaje**. 2000. Alfa Omega GRUPO Editor, S.A de C.V.
- ZÁRRAGA Sarmiento Juan Carlos. **Química**. McGraw-Hill.
- <http://www.fquim.unam.mx/sitio/edquim/111/111-mic1.pdf>
- http://www.blues.uab.es/~sice23/congres2005/material/comuni_orales/2_Proyectos_Curri/2_2/Garcia_Manrique_065.pdf
- <http://www.fquim.unam.mx/sitio/edquim/83/83-exp-1.pdf>



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO



Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I

TRABAJO COLEGIADO DE COMPILACION Y EDICIÓN:

CAMPECHE

QFB. JAQUELINE DEL CARMEN RAMÍREZ FLORES

CHIAPAS

QFB. JUDITH MARTÍNEZ CAMPILLO
DRA. RAQUEL DEL RAYO ÁVILA ZULETA

GUERRERO

ING. ROSALBA ANTONIO MARTÍNEZ

OAXACA

ING. ELIZABETH CABRERA LAGUNAS
LCB. MARTHA JUDITH MARTÍNEZ MEDINA
ING. PEDRO PASCACIO PACHECO JIMÉNEZ

QUINTANA ROO.

IQ. LUCÍA JUÁREZ FÉLIX
LIC. Q. C. EMILIA PREZA RÍOS

TABASCO

LQC. MARÍA DE LOURDES RIVERA HERNÁNDEZ
IIQ. ALICIA RODRÍGUEZ ALEJANDRO

VERACRUZ

LQC. MIGUEL ÁNGEL DOMÍNGUEZ RUIZ
QI. MANUEL LANDA BARRERA

DIRECCIÓN GENERAL CHIAPAS

QUIM. GILDARDO GONZÁLEZ CAMACHO
BIOL. RAFAEL SALVADOR CAMPOS FLORES
IIQ. ELISA ANGULO RUIZ



CAMPECHE



CHIAPAS



VERACRUZ



GUERRERO



QUINTANA ROO



TABASCO



OAXACA

Manual de
Actividades
Experimentales.
Química I



NOTAS