MANUAL DE LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL I

3RA EDICIÓN
2010

AUTORES:
Eladia Colón
Santana Parra
Ramona Cuevas
Maritza Martínez

Santo Domingo, R.D.
Revisado 2010

UNAPEC
1965

UNIVERSIDAD APEC

INDICE:

Introducción……3

Práctica No. 1………6

Manejo de instrumentos.

Práctica No.2………16

Manejo del Mechero de Bunsen.

Práctica No. 3………21

Medidas de volumen, masa y densidad.

Práctica No. 4………32

Calor especifico.

Práctica No. 5………38

Fenómenos físicos.

Práctica No.6………52

Fenómenos Químicos (Primera Parte).

Práctica No. 7………62

Fenómenos Químicos (Segunda Parte).

Práctica No. 8………71

Compuestos iónicos y covalentes, electrolitos y no electrolitos.

Práctica No. 9………77

Óxidos, Hidróxidos, Ácidos y Sales.

Práctica No. 10……… 81

Gases.

Bibliografía……… 95

INTRODUCCION

INSTRUCCIONES PARA EL LABORATORIO

En un laboratorio de química es absolutamente necesario establecer ciertas reglas de conducta, de cuyo cumplimiento depende el orden en el trabajo. La comodidad y la seguridad de todos los participantes.

A continuación se ofrecen algunas reglas generales que deben leerse cuidadosamente.

Cada estudiante debe traer una bata blanca. El uso de la bata es obligatorio

1. Prepárese siempre para cualquier experimento leyendo las instrucciones directrices del manual antes de ir al laboratorio. Tenga presente todas las precauciones indicadas en las guías.

2. No toque nunca los compuestos químicos con las manos a menos que se le autorice. Para manipularlos, use espátulas, cucharitas, pinzas, etc. Lávese las manos antes de salir del laboratorio.

3. Deje pasar un tiempo prudente, para que se enfríen el vidrio y los objetos calientes.

4. Todos los sólidos y papeles que sean desechados se deben arrojar a un recipiente adecuado para desechos (zafacón). No arroje al sifón cerillas, papel de filtro o sólidos poco solubles.

5. Comprueba cuidadosamente los rótulos de los frascos de reactivos antes de usarlos.

6. No devuelva nunca a los frascos de origen los sobrantes de compuestos utilizados.

7. La mesa y el equipo utilizado deben quedar limpio antes de salir del laboratorio. Los equipos se deben colocar nuevamente en sus armarios correspondientes. Cerciórese de que las llaves del gas y del agua queden perfectamente cerradas.

8. IMPORTANTE; cada estudiante debe traer su caja de cerillas (fósforos) o encendedor para su uso personal de encendido del quemador o mechero, así como un pequeño paño para auxiliarse en el mantenimiento de la limpieza en su mesa de trabajo.

9. Los estudiantes no deben tomar por su cuenta ni reactivos ni equipos, solo tomarán aquellos que el profesor les indique bajo su supervisión.

NORMAS DE SEGURIDAD Y PREVENCION DE ACCIDENTES.

Los descuidos y el desconocimiento de posibles peligros en el laboratorio pueden originar accidentes de efectos irreversibles. Es importante, por lo tanto, que el alumno cumpla todas las instrucciones que le indique el profesor acerca del cuidado que debe tener en el laboratorio. A continuación se resumen algunas instrucciones prácticas y precauciones:

Si se produce un accidente avise inmediatamente a su profesor

1. Si alguna sustancia química le salpica y cae en la piel o en los ojos, lávelos inmediatamente con abundante agua y avise a su profesor.

2. No pruebe o saboree un producto químico o solución, sin la autorización del profesor.

3. Si se derrama un reactivo o mezcla, límpielo inmediatamente.

4. Cuando se calienta una sustancia en un tubo de ensayo, dirija el extremo abierto del tubo hacia un lugar que no pueda ocasionar daño a usted ni a sus compañeros.

5. No sitúe una llama cerca de un recipiente que contenga un material volátil o inflamable.

6. Si sus vestidos alzan llama por cualquier razón, no corra; cúbrase con una manta y pida el extinguidor de CO_2.

7. Los incendios pequeños se apagan con una toalla.

8. Si hay un principio de incendio, actúe con calma, Aplique el extinguidor y evite manifestaciones alarmistas innecesarias.

9. Evite las bromas juegos en el laboratorio, así como comer y fumar.

10. No inhale los vapores de ninguna sustancia; si es necesario hacerlo, ventílelos suavemente hacia su nariz.

11. Cuando trabaje con equipos de vidrio, como tubos y termómetros, preste mucha atención, pues el vidrio es frágil y se rompe fácilmente; este es un accidente, que, con frecuencia, produce lesiones.

INFORMES DE LABORATORIO.

En este curso usted debe usar su libreta o cuaderno de laboratorio en la misma forma que lo hacen los investigadores. En la libreta debe anotar toda la información relativa a una experiencia en una forma clara, ordenada y legible.

Para sacar el máximo provecho de los datos consignados en la libreta, se aconseja seguir las siguientes normas:

1 Anote todos los datos tan pronto como sea posible, después de hacer las observaciones. Anote siempre el nombre, la fecha y el titulo de la experiencia.

2 Registre claramente todos los datos y observaciones. Use una forma tabular siempre que sea apropiada. Desarrolle el hábito de hacer diagramas claros.

3 El profesor ayudará a decidir que anotaciones son las más apropiadas para cada experiencia.

4 Indique las operaciones utilizadas, presentando un cálculo ordenado.

5 Anote las conclusiones y comentarios pertinentes. Cada informe contiene una serie de preguntas y ejercicios, los cuales se relacionan directamente con el experimento. Conteste todas las preguntas.

6 Elabore el informe inmediatamente después de la sesión de trabajo del laboratorio

PRACTICA 1

MANEJO DE INSTRUMENTOS

OBJETIVOS:

Que al finalizar la actividad el estudiante sea capaz de utilizar correctamente los instrumentos de medición de uso más común en el laboratorio.

INTRODUCCION:

Los equipos y materiales que se usan en el laboratorio de Química, constituyen los elementos, con los cuales se hacen experimentos y se investiga. Para trabajar con eficiencia en el laboratorio, es necesario conocer los nombres de los diferentes utensilios, y conocer sus usos, ya que su manejo inadecuado deriva en errores en la obtención de los resultados de los experimentos.

El material de trabajo del laboratorio lo podemos clasificar en: utensilios y aparatos

Los utensilios de laboratorio los podemos clasificar en:

1. ***Utensilios de sostén***: Estos permiten sujetar otros equipos de laboratorio.
2. ***Utensilios de recipiente***: Son usados como contenedores de sustancias.
3. ***Utensilios volumétricos***: Nos permiten la medición de volúmenes de manera exacta o aproximada.
4. ***Utensilios de uso específico***: Con ellos se realizan operaciones específicas y sólo pueden usarse para ello.

Los aparatos usados en el laboratorio, podemos clasificarlos en:

a. Aparatos basados en métodos mecánicos
b. Aparatos basados en métodos electrométricos.

NOMBRES Y USOS DE LOS UTENSILIOS Y EQUIPOS DEL LABORATORIO DE QUIMICA

1. Agitador: Es una varilla de vidrio que sirve para mover o agitar el contenido de un recipiente.

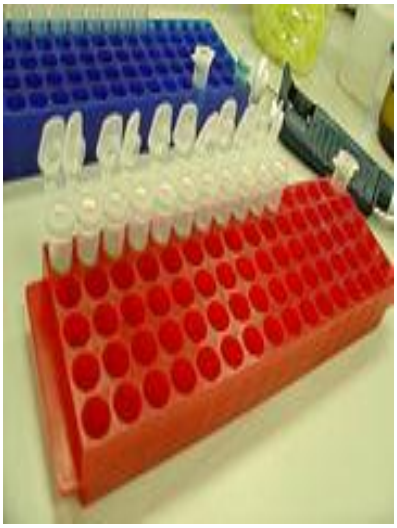
2. Arandela o Anilla de Hierro: Es un anillo circular de hierro. Se anexa con la nuez doble al soporte universal y sobre ella se coloca la parrilla de amianto, o malla de asbesto. El conjunto sirve de base para calentamiento en matraces, vasos y todo tipo de recipiente de base ancha.
3. Bureta; Es un tubo largo con una escala en milímetros que sirve para medir volúmenes exactos de líquidos; tiene su mayor aplicación en las titulaciones. Posee una llave de teflón o vidrio, que sirve para dosificar el líquido contenido en su interior.
4. Capsula de Porcelana: Tiene su importancia en la concentración y evaporación de soluciones.
5. Crisol: Recipiente pequeño de porcelana, que sirve para fundir o quemar sustancias a elevadas temperaturas.
6. Cristalizador: Recipiente grande de vidrio, donde se coloca hielo con agua y el colector de gas o liquido, para condesar y/o cristalizar respectivamente, También se usa para mantener a baja temperatura el contenido de otro recipiente dentro (baños de hielo).
7. Cucharilla de combustión o deflagración: Generalmente es de metal y en ella se calienta, quema o funde sólidos en pequeñas cantidades.
8. Espátulas: Poseen un extremo plano, que se usa para el manejo de sólidos en polvo o en grano. Pueden tener forma de cucharilla o una combinación de estas.
9. Embudo de vástago largo: Los hay en diversos tamaños y construidos de vidrio, plástico o porcelana; se emplea en el filtrado a gravedad y para pasar un liquido de un recipiente a otro de boca más estrecha.
10. Embudo de decantación o separación: Recipiente con forma de embudo, plástico o de vidrio, provisto de llave de paso en teflón o vidrio, que se utiliza para separar líquidos inmiscibles.
11. Escobillones o hisopos: Son empleados para lavar recipientes de boca estrecha.
12. Frascos: Se usan para guardar reactivos, mantener líquidos en reposo, o protegidos de la luz. Los hay transparentes o en color ámbar.
13. Frasco lavador o piseta: Frasco plástico que termina en una manguerita plástica, usado para contener agua destilada, solventes, entre otros, para lavar recipientes de boca estrecha.
14. Gradilla: Es un soporte usado para colocar tubos de ensayo, que pueden tener diferentes formas y hecho de metal, madera o plástico.
15. Matraz de destilación: Recipiente de vidrio con una o dos salidas, de fondo plano o cónico, que posee un tubo acodado. Su uso fundamental es purificar sustancias por medio de la ebullición.
16. Matraz de Erlenmeyer: Recipiente de forma cónica con fondo plano. Se usa para realizar valoraciones, titulaciones, calentamientos y otros.
17. Mechero: Los hay de de alcohol y de gas propano, este último se llama mechero de Bunsen, aunque más bien debe llamarse quemador.
18. Mortero: Consta de una base y un pistilo. Se emplea para triturar sólidos o para convertir en polvo más fino otro de grano mas grande.
19. Nuez doble: Es una pinza pequeña de metal, con cavidades y tornillos en los extremos; tiene su uso en la fijación de pinzas, arandelas, etc., que sirven de soporte al matraz u otro recipiente al armar el equipo de trabajo.

20. Pinzas de Bureta: En combinación con la nuez permite sujetar las buretas al armar un equipo de titulación.
21. Pipetas: Se usan para extraer líquidos de un recipiente y para medir volúmenes exactos de líquidos, pueden ser graduadas, volumétricas, digitales o micro buretas.
22. Probeta: Es un tubo de vidrio o plástico, ancho o estrecho y graduado que sirve para medir volúmenes aproximados de líquidos.
23. Condensador: Se usa en la destilación para condensar los vapores. Consiste de dos tubos, uno interno y delgado y el otro externo y ancho. Por el interno entran los gases producto de la evaporación y salen por el otro extremo en forma líquida. El tubo externo va colocado a una manguerita por donde entra agua constantemente y sale por otra manguerita.
24. Rejilla con amianto o asbesto: Se coloca sobre la anilla o el trípode cuando se monta un equipo de calentamiento. Permite aplicar el calor indirectamente de manera más uniforme a la superficie del recipiente y por lo tanto al contenido de este.
25. Soporte universal: Consiste en una base metálica con una varilla, donde se sostienen los instrumentos necesarios para armar el equipo de trabajo.
26. Tapones: Los hay de corcho y goma, pueden tener uno o dos hoyos por donde se introducen termómetros, uno o dos tubos de vidrio para la salida o entrada hacia o desde el recipiente que tapan. Los de un hoyo se llaman monohodorados y los de dos hoyos se llaman bihodorados.
27. Tubo acodado: Se usa para hacer conexiones al armar equipos. Se pueden doblar en el laboratorio, aplicándole calor al tubo derecho en el punto donde se quiera doblar.
28. Tubo de seguridad: Cuando se desea agregar un líquido al contenido de un recipiente tapado y se va a producir reacción durante la que hay efervescencia y escape del líquido hacia arriba, se usa este tipo de tubo.
29. Tubo de ensayo: Son de gran importancia para trabajar con cantidades pequeñas de sustancias. Los hay de diversos tamaños y volúmenes y en vidrio pirex o vidrio normal.
30. Beaker o Vaso de precipitado: Sirve para mezclar, calentar, hervir, etc. Los hay de diversos tamaños. Es uno de los recipientes de mayor uso en el laboratorio al igual que los tubos de ensayo.
31. Vidrio de reloj: Se usan para pesar sólidos, tapar recipientes, secar reactivos, etc.
32. Matraz volumétrico: es un instrumento para medir volúmenes exactos. Es de fondo plano. Se usa para preparar soluciones de concentración y volumen exacto.
33. Bomba para pipeta: Usadas para inhalar líquidos dentro de la pipeta.
34. Picnómetro: Frasco de cierre sellado de vidrio, que dispone de un capilar muy fino, usado para la determinación de la densidad de líquidos.
35. Agitador magnético/hot plate agitador: Equipo usado para la homogenización mecánica de soluciones y/o el calentamiento simultáneo de la misma de manera uniforme.
36. Gotero y Frasco gotero: Permiten contener sustancias que necesitan ser dosificadas en pequeñas cantidades.
37. Balanza de Humedad: Utilizada para la determinación del % de humedad y materias volátiles de sólido y semisólidos.
38. Termómetros: Pueden ser de mercurio o digitales; usados para la medición de temperatura. Sus escalas pueden ser Celsius o Fahrenheit, habiendo incluso termómetros que miden temperatura a distancia, usando la emisión de rayos infrarrojos.
39. pH metro: Equipo usado para la medición electrónica del pH de soluciones.

40. Cinta para pH: Usadas para la medición del pH de soluciones, mediante un cambio de color de la misma y posterior comparación contra un Standard de coloración.
41. Balanza granataria/digital. Ambos tipos se usan para la determinación de la masa de sustancias u objetos. La granataria usa métodos mecánicos. La precisión de las mismas las clasificas como ordinarias o de precisión.
42. Pinzas para Crisoles: Son metálicas y se usan para colocar o retirar crisoles de las zonas de calentamiento.
43. Trípode: Es un utensilio de hierro con tres patas, usado para sostener recipientes que van a ser sometidos a un proceso de calentamiento.
44. Triángulo de Porcelana: Utilizado para el calentamiento de crisoles.
45. Desecador: Utensilio de vidrio o plástico. Tienen paredes gruesas con forma cilíndrica; la tapa esmerilada para el caso de los de vidrio, se ajusta herméticamente para evitar que penetre la humedad ambiental. En su interior tiene una placa o plato con orificios que varían en número y tamaño y en el fondo se le coloca una sustancia secante, que permite el secado de sustancias en su interior.
46. Matraz Kitazato; Matráz de forma cónica, similar al erlenmeyer, pero con una tubuladura lateral. Están hechos de vidrio grueso para que resistan los cambios de presión. Se utiliza para realizar filtraciones al vacio.
47. Mangueras: Son tubuladuras hechas de látex, con diferentes niveles de resistencia, y se usan para realizar conexiones con los utensilios y equipos de laboratorio.
48. Pinza para tubos de ensayo: Permiten sujetar tubos de ensayo en experimentos en donde se necesite calentar o en la realización de ensayos que impliquen cierto grado de peligrosidad.

PROCEDIMIENTO:

1- El profesor mostrará a los estudiantes los diferentes equipos y utensilios disponibles en el laboratorio precisando sus nombres y sus usos específicos, también hará una demostración del uso de algunos instrumentos (tubos de ensayo, probetas, pipetas, etc.)
2- El profesor pasara por cada mesa y le preguntara a cada estudiante los nombres de los utensilios que se utilizan en los experimentos del laboratorio.
3- Los estudiantes llenaran la hoja de evaluación de la primera práctica utilizando las hojas con las figuras de los utensilios.



Gradilla

Mechero de Bunsen

Mechero de alcohol

Embudo Vástago Largo

Mortero

Nuez Doble

Matraz Volumétrico

Matraz Erlenmeyer

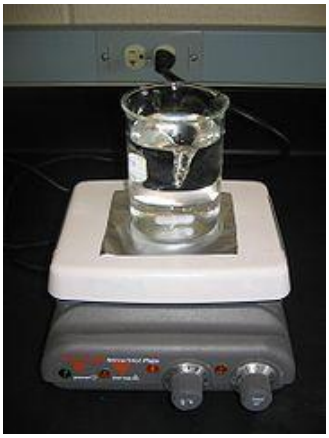
Beaker/Vaso de Precipitado

Bomba p/Pipetas

Picnómetro

Probeta

Vidrio Reloj



Hot Plate Agitador

Gotero

Tapón de corcho

Cinta de pH

Balanza de Humedad

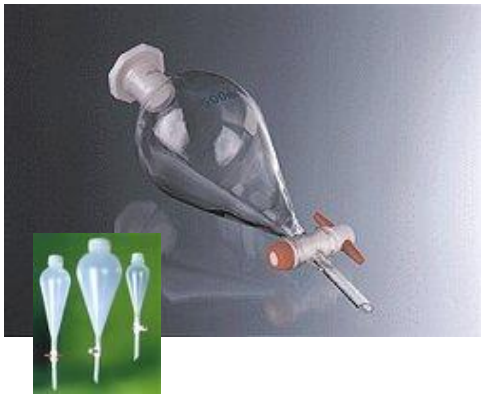
Cápsulas de vidrio

Termometro de Mercurio

Termometro Digital

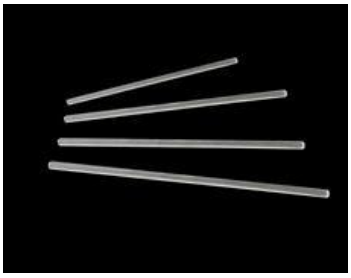
Pipieta Graduada

pHmetro

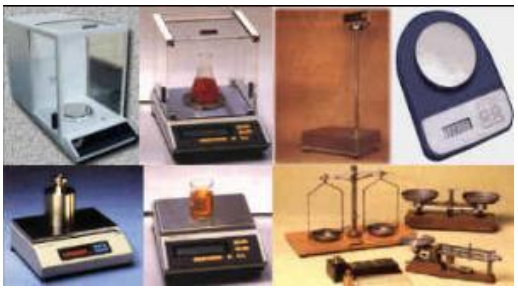


Embudos de separación o Decantación

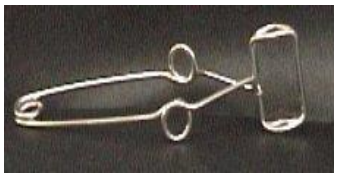
Balanza Granataria



Varilla de Vidrio



Balanzas Digitales



Pinzas para tubo de ensayo

Pipetas Digitales
Pipetas Volumétricas
Micropipetas

Cápsulas de Porcelana

Crisol (a)

Cristalizador

Piseta o Frasco Lavador

Crisol (b)

Cucharilla de Combustion

Escobillones

Tubos de Ensayo.

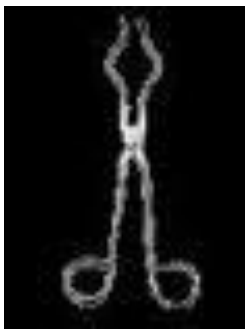
Matraz Kitasatto

Bureta

Matraz de Destilación

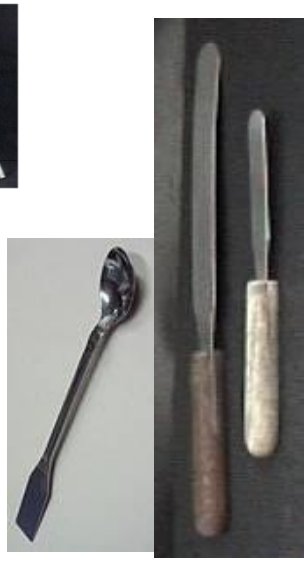
Pinzas para Bureta (a)

Tripode



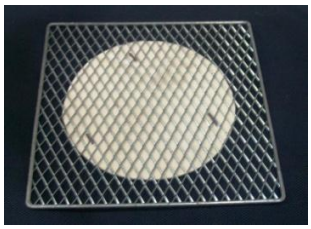
Pinza para Crisol

Pinzas para Bureta (b)



Espatula/Cucharilla

Condensador



Rejilla de amianto

Arandela de hierro

Tubo acodado

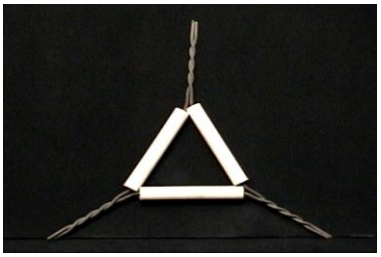
Desecadores

Soporte Universal

Frasco Gotero (a)

Frascos para reactivos

Frascos Gotero (b)



Triangulo de Porcelana

Mangueras

EVALUACION

PRACTICA No.1

MANEJO DE INSTRUMENTOS

NOMBRE_____ MATRICULA _____

GRUPO _____ PROF. _____ FECHA _____

1. Indique los doce utensilios/equipos seleccionados en su mesa y su utilidad.

2. Mencione los instrumentos que se usan para medir volúmenes.

3. Mencione los instrumentos que se usan para pesar sustancias.

4. Mencione los instrumentos usados para medir densidad.

5. Mencione los instrumentos usados para medir temperatura.

6. De los utensilios detallados en la parte teórica, ¿cuales pueden ser sometidos a calentamiento?

7. Usando como base lo detallado en el fundamento teórico de la práctica, diga el nombre de:

a. 3 utensilios de sostén.

b. 3 utensilios de recipiente.

c. 3 utensilios volumétricos.

d. 3 utensilios de uso específico.

PRACTICA No. 2

MANEJO DEL MECHERO O QUEMADOR DE BUNSEN

EQUIPOS		**MATERIALES**
Tubos de ensayo	Cronómetro ó reloj	Agua destilada
Crisol	Mechero	Palillos de madera
Pinza para crisol	Fósforos	Lámina de cobre

Objetivos:

1. Manejar el quemador de Bunsen tomando las medidas de protección adecuada.

2. Distinguir las partes de la llama. Diferenciar la más caliente de la más fría.

3. Diferenciar entre la combustión completa e incompleta utilizando su reacción en cada caso.

Introducción:
El quemador de Bunsen fue ideado por Robert Bunsen. Es un quemador de gas que arde al efectuarse la combustión de una mezcla de aire y gas. El quemador de Bunsen constituye una fuente muy rápida de calor intenso en el laboratorio y su estudio releva aspectos interesantes del proceso de combustión.

Las llamas son producidas por la combustión de dos o más gases. La llama del mechero de Bunsen es diferente del quemador ordinario de gas. Puede producir dos tipos de llama: oxidante y reductora.

Zonas del Mechero.

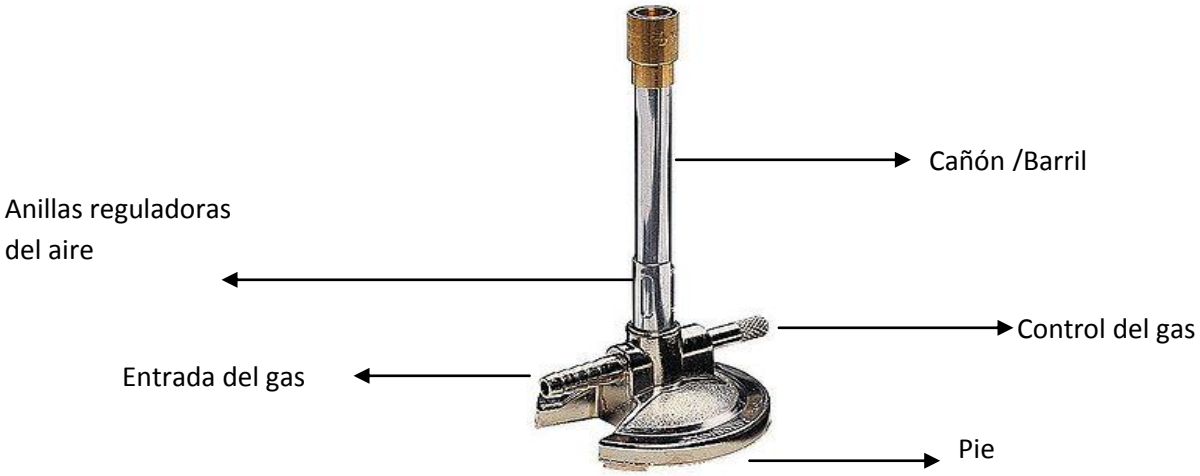
a) Es la zona azul, en la que hay la proporción adecuada de gas y aire, por lo que es en la que abunda mayor cantidad de oxigeno. Se llama zona oxidante.
b) Esta zona rosada, se halla muy lejos del aire, tiene poco oxigeno, por eso su combustión es incompleta y se le llama zona reductora.
c) Esta zona tiene menos temperatura que la anterior, no hay combustión. En ella solo se mezclan el gas y el aire. Trae como consecuencia la ausencia de calor y por eso se le llama la zona fría.
d) Esta parte es la más caliente, se le nombra también llama no luminosa. La base contiene un tubito para la entrada del combustible, esta se atornilla al tubo de combustión, el cual tiene unos orificios o toberas que permiten cerrarse o abrirse mediante la anilla corrediza que gira fácilmente.

Llamas del mechero:

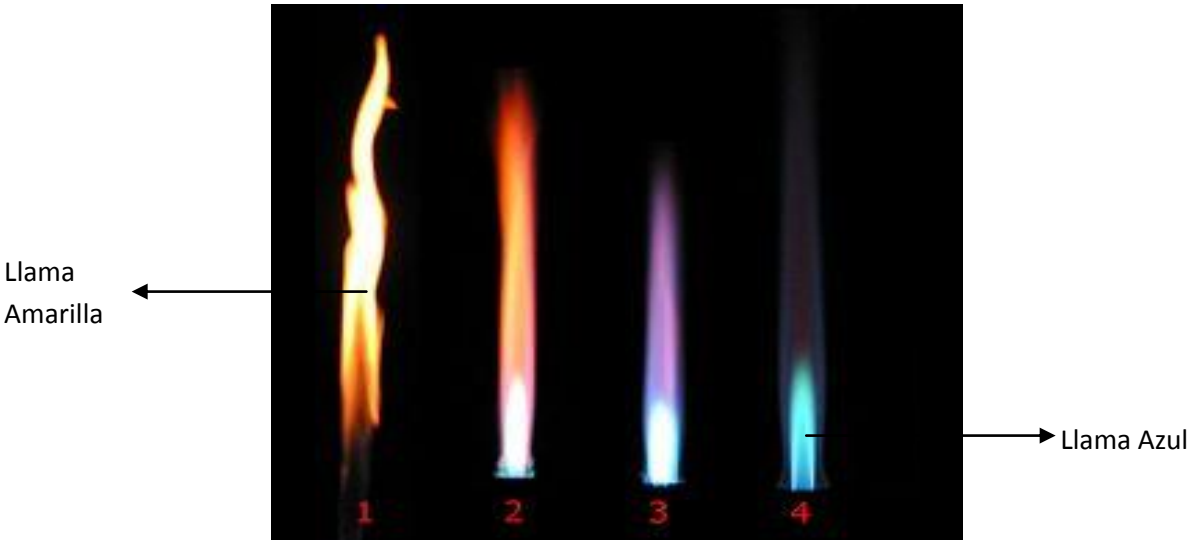
1- Con las entradas de aire abiertas se produce una combustión completa. Tienen un alto poder calorífico, no deja residuos sólidos, es color azul grisáceo. Esta llama se denomina No luminosa(azul grisáceo)
Reacción que ocurre: $C_3H_{8\,g} + 5O_{2\,g} \rightarrow 3CO_{2\,g} + 4H_2O_{\,g} + \Delta$

2- Con las entradas de aire cerradas se produce una combustión incompleta de bajo poder calorífico, se depositan residuos sólidos en la superficie externa de cualquier objeto colocado sobre esta llama debido a la producción de carbono solido. Esta llama se denomina LUMINOSA (amarilla). Reacción que ocurre: $C_3H_{8\,g} + 3O_{2\,g} \rightarrow C_{\,s} + 2CO_{\,g} + 4H_2O_{\,g} + \Delta$

PARTES DEL MECHERO



LLAMAS Y ZONAS DE LA LLAMA DEL MECHERO



Procedimiento.

Manejo del mechero de Bunsen.

1. Examine cuidadosamente un mechero de Bunsen y advierta las válvulas para el gas y aire.
2. Maneje cada válvula antes de conectar el mechero a la toma de gas. Conecte el mechero a la llave de gas por medio de la manguera de caucho.
3. Cierre la entrada de aire al mechero.
4. Sostenga un fósforo encendido en la parte superior y abra la llave del gas.
5. Encendido el mechero se regula la llama ajustando el flujo de gas y la entrada de aire.
6. En el mechero encendido con la entrada de aire cerrada.
   a) Coloque sobre la llama un crisol con la ayuda de la pinza para crisol por unos segundos. Examine el fondo del mismo. Notara la deposición de un tizne negro. Anote sus observaciones.
   b) Mida 5ml de agua en una probeta y viértalos en un tubo de ensayo. Sostenga el tubo de ensayo con una pinza de tubo de ensayo y colóquelo sobre la llama. Tome el tiempo que tardó en hervir el agua. Anote sus observaciones.
7. Manteniendo el mechero encendido, y con las entradas de aire abiertas.

a) Repita el procedimiento del punto 6 (a, b) esta vez usarás el crisol con el tizne del experimento 6a. Para el experimento b utilice un nuevo tubo de ensayo. Anote sus observaciones.

b) Sujete un pedazo de alambre de cobre con una pinza de crisol y póngalo a la llama de modo vertical que atraviese las tres zonas e identifique el lugar más caliente y más frio de la llama por la intensidad de la luz y la coloración que desprende el cobre. Anote sus observaciones.

8. Coloque un palillo de madera en la llama de modo que atraviese verticalmente las tres zonas iniciando por la zona fría, y observe por donde comienza la combustión; preste atención a la parte del palillo expuesta a la zona oscura de la llama. Anote las observaciones.

EVALUACION

PRACTICA No. 2

MANEJO DEL MECHERO O QUEMADOR DE BUNSEN

NOMBRE_____ MATRICULA _____

GRUPO _____ PROF. _____ FECHA _____

1-Mechero con las entradas de aire cerradas:

a) Tiempo que tarda en hervir el agua: _____
b) Color de la llama y nombre que recibe: _____
c) ¿Se adhirió algún sólido a la parte externa de la capsula y del tubo? Explique.

d) ¿Qué paso con el sólido negro adherido al crisol al exponerlo a la llama azul?

2-Mechero con las entradas de aire abiertas:

a) Tiempo que tarda en hervir el agua: _____
b) Color de la llama y nombre que recibe: _____
c) ¿Se adhirió algún sólido a la parte externa del tubo? Explique.

3- ¿Cuál de las dos llamas proporciona más calor?

4¿Qué conclusiones obtienes al calentar el alambre de cobre y de la combustión del palillo de madera? Explique.

5-¿Por qué es luminosa (amarilla) la llama cuando las entradas de aire están cerradas?

6- Al abrir las entradas de aire la luminosidad cambia. ¿Explique por qué?

7-¿Qué gas se usó en el laboratorio? ¿Por qué huele?

8-¿Escribe la ecuación correspondiente cuando la llama es luminosa (amarilla)?

9- Escribe la ecuación correspondiente cuando la combustión es más completa. (Llama de color azul grisáceo)

PRACTICA No. 3

MEDIDAS DE VOLUMEN, MASA Y DENSIDAD.

MATERIALES	**EQUIPOS**:	
Agua	Mechero	Probetas
Etanol	Probeta 100ml.	Tubos de ensayo
Cloruro de Sodio (Nacl)	Vaso de precipitado	Agitador de vidrio
Trozos de hierro	Balanza	Termómetro
Trozos de cobre	Pinza para tubos de ensayo	
Trozos de Zinc		

Objetivos:

a) Enunciar las técnicas adecuadas en la determinación de masa y volumen de sustancias.
b) Manejar la balanza.
c) Determinar lecturas adecuadas de volúmenes de líquidos y masa de sólidos.
d) Desarrollar destrezas para determinar densidades de sólidos y líquidos experimentalmente.
e) Valorar los conceptos teóricos sobre la densidad

Introducción:

Las propiedades básicas generales asociadas con la materia se miden con equipos que se calibran cuidadosamente por comparación con estándares definidos. Se ha establecido el sistema internacional de unidades para expresar las mediciones en los trabajos científicos.

Parte I

Volumen

Generalidades:

El volumen se define como el espacio que ocupa un cuerpo. Para los cuerpos regulares el volumen se halla multiplicando entre sí las tres dimensiones: Largo (l), ancho (a) y alto (h), V= lxaxh.

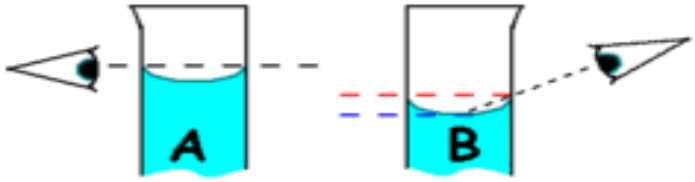
Determinación del volumen:

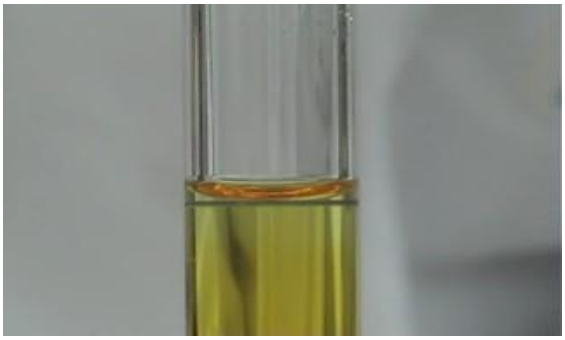
Los vasos de precipitado, probetas, matraces y balones indican solamente volúmenes aproximados. Generalmente se miden volúmenes con mayor aproximación en probetas graduadas. Debido a la tensión superficial los líquidos no forman una superficie plana cuando se colocan en recipientes estrechos, como son las probetas, sino que forman una superficie cóncava llamada menísco. Cuando se mide un volumen en una probeta, pipeta, bureta, o cualquier otro instrumento cilíndrico se debe leer el punto sobre la escala graduada que coincide con la parte más baja de esta superficie curva (menisco) del líquido, como se observa en la figura. Para ello debes levantar la probeta de manera que el menisco del líquido quede al nivel de nuestros ojos cuidando que la cabeza quede derecha.

Unidad de medida: Litro (L)

1 litro =1000 ml =1 dm^3 = 1000 cm^3

1 cm^3 = 1 ml.





Menisco Inferior

Lecturas en las diferentes probetas:

Dependiendo de las necesidades se emplean probetas de diferentes capacidades.

Cada una de de ellas tienen líneas grabadas en la superficie exterior que corresponden a los volúmenes y entre estas unas sub.-divisiones, con lo que se obtiene una lectura precisa. Cada sub.-división tiene un valor diferente dependiendo de la probeta a usar.

Ejemplos:

En las probetas 500ml las divisiones son de 50 ml. Entre cada una de ellas hay 10 sub-divisiones equivalentes a: $\frac{50ml}{10} = 5mL$

Probeta de 100ml. En este caso cada división es de 10ml. Cada sub-división equivale a 1 mL

Parte II

Masa y peso

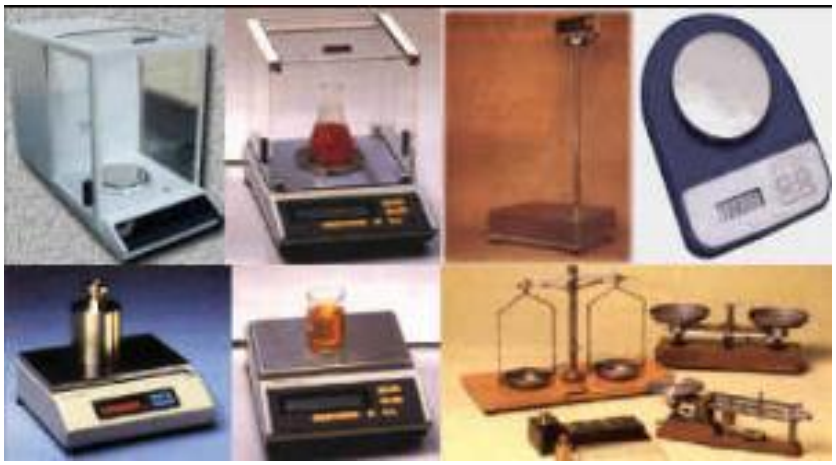
La masa es la cantidad de materia que posee un cuerpo, a menudo tiende a confundirse con el peso, que se define como la masa afectada por la fuerza de gravedad, o sea, la fuerza de atracción que ejerce la tierra sobre los cuerpos. El peso de un objeto es diferente en lugares diferentes sobre la superficie de la tierra, mientras que su masa no varía.

Determinación de la masa.

La balanza es el instrumento destinado para determinar la masa de los cuerpos, la cual se obtiene por comparación con el peso de otros objetos, conocidos como pesas.

La unidad fundamental de masa en el sistema internacional de unidades (SI) es el kilogramo; pero en el laboratorio es mas empleado el gramo (g) y el miligramo (mg), sub-unidades del mismo.

Existen varios tipos de balanzas, las cuales se emplean según la precisión que se necesite al pesar el objeto.



Ejemplos:

1- Balanza de precisión: Precisión hasta la diezmilésima de gramo (0.00001 g)

2- Balanza de semi-precisión: Precisión hasta la milésima de gramo (0.0001 g) o centésima de gramo (0.01 g)

3- Balanza ordinaria: Precisión hasta la décima de gramo (0.1 g)

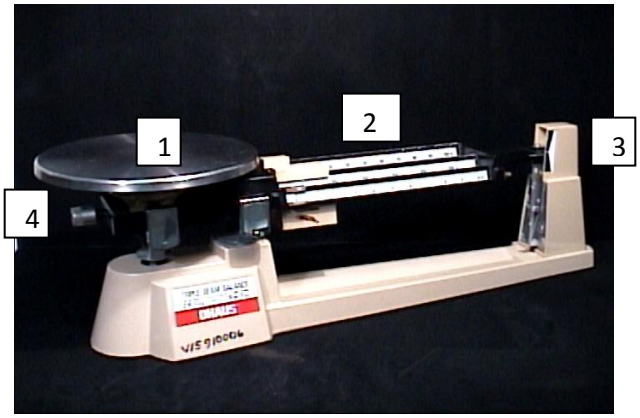
PARTES DE QUE CONSTA UNA BALANZA GRANATARIA:

1. Platillo: Parte donde se colocan los objetos que se desean pesar, los cuales deben estar limpios y secos y a temperatura ambiente.

2. Brazo: Constituido por las barras que están graduadas y poseen unas piezas corredizas llamadas pesas, las cuales al moverse deben encajar en las ranuras para lograr una pesada correcta

3. Eje o fiel: Es la aguja punta de flecha que oscila en un espacio graduado en el cual el cero es el punto de equilibro.

4. Botón calibrador o de enrase: Ubicado debajo del plato; se utiliza para llevar la balanza a cero o al punto de equilibrio, ya sea agregando o restando peso al brazo mediante el giro del botón.



Antes de usar la balanza observe las siguientes precauciones:

1. Nunca coloque las sustancias químicas directamente sobre el platillo de pesada: colóquelas primero sobre un papel de pesada o en un recipiente: así se evita la corrosión de los platillos.
2. Limpie cualquier material que quede en la balanza o cerca de ella después de pesar.
3. Antes de colocar o quitar objetos de la balanza, asegúrese de que la balanza este en posición de descanso.
4. Nunca trate de ajustar la balanza. Si se daña, infórmele a su profesor.
5. La balanza debe colocarse en una superficie plana, estable y lejos de corrientes de aire.

INSTRUCCIONES PARA EL MANEJO Y USO DE LA BALANZA:

a) Asegurarse que la balanza este en equilibrio, observando que todas las pesas marquen cero y el platillo este limpio de residuos y polvo. En caso de no estarlo tare la balanza mediante el uso del botón calibrador.
b) Colocar en el platillo el objeto que se desea pesar.
c) Mover las pesas de mayor a menor hasta que se logre restablecer el equilibrio.
d) Anotar la cantidad indicada por la pesa de cada barra en orden descendente. Hacer la suma de estas cantidades.
e) Colocar todas las pesas en el cero antes de retirar el objeto.

Nota: En un experimento que se requiera de pesadas sucesivas, estas deben hacerse en la misma balanza donde pesó por primera vez. No mover la balanza de un sitio a otro ya que se desequilibra.

TIPOS DE PESADAS:

1. Pesada directa: Es cuando se coloca un objeto en el platillo directamente y luego se encuentra el equilibrio. En este caso el objeto que se va a pesar (trozo de metal, piedra, vaso, etc.) se coloca directamente en el platillo de la balanza y su pesa se determina como se explicó anteriormente.
2. Pesada indirecta: Se emplea este tipo de pesada cuando se quiere obtener un peso determinado de alguna sustancia, requiriendo valerse de algún recipiente. Ej.: Vaso de precipitado.

Para realizar esta pesada se sigue el siguiente procedimiento:

1. Pesar el recipiente vacio.
2. Sumar al peso del recipiente la masa del reactivo que se desea pesar.
3. Se colocan las pesas de la balanza en el número que corresponde a la suma.
4. Se adiciona el reactivo poco a poco dentro del recipiente hasta que el fiel del brazo fijo coincida con el del brazo móvil.

Parte III. La densidad.

La densidad es una propiedad física y especifica de la materia, inherente a cada sustancia y es muy útil en su identificación, se define como la cantidad de masa por unidad de volumen, según la ecuación: $D = \frac{m}{v} = \frac{Masa}{Volumen}$

Para determinar la densidad de un líquido experimentalmente, se encuentra la masa empleando la balanza y el volumen empleando la probeta. Para determinar la densidad de un sólido insoluble irregular en un líquido:

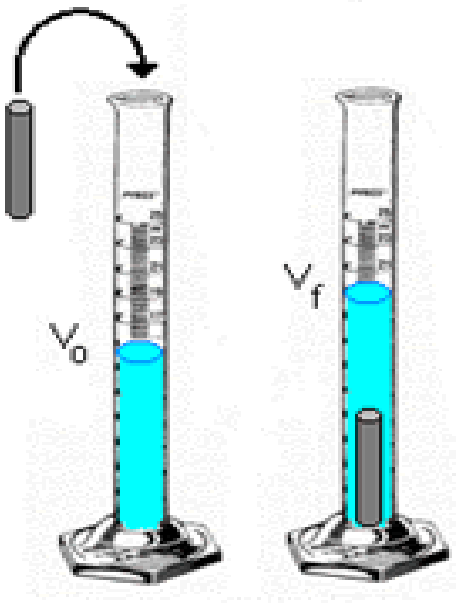
Primero se encuentra la masa y luego se sumerge en un volumen de liquido previamente determinado (V_1); el cual cambia a otro volumen (V_2), después de introducido el cuerpo. El cambio de volumen del liquido (V) corresponde ΔV volumen del sólido, según el principio de Arquímedes. $V = V_2 - V_1$ y luego se determina la densidad para ambos casos con la siguiente fórmula:

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

La densidad de líquidos y sólidos, se expresa en las siguientes unidades:

$$\frac{Gramos}{Mililitros} = \frac{g}{ml}; o \frac{Gramos}{Centimetroscubi\cos} = \frac{g}{cm^3}$$

La densidad de los gases: $\frac{Gramos}{Litros} = \frac{g}{L}$



PROCEDIMEINTO PARTE I. Medidas de Volumen.

1. Llene con agua un erlenmeyer de 250 mL y viértalo en una probeta de 300 ml o más y compare si corresponden las medidas.
2. Mida en un vaso de precipitado 25 ml de agua, luego mida el volumen en una probeta y compare.
3. Con una pipeta mida 10ml de agua, luego pase este volumen a una probeta compare que tan exacto es un utensilio de medida con relación al otro.

PROCEDIMIENTO PARTE II. Masa y Peso.

A-Pesada directa:

Determinar por separado el peso de dos objetos diferentes. Detallar la pesada indicando la cantidad leída en cada barra.

B-Pesada indirecta:
1. Pesar un vidrio de reloj. Anota la pesada. A esta cantidad sumar 5 gr de cloruro de sodio (NaCl), asignado por su profesor.
2. Marcar en la balanza el resultado de esta suma (mover las pesas), agregar la sustancia dentro del recipiente, poco a poco, hasta restablecer el equilibrio de la balanza.

PROCEDIMIENTO PARTE III. Densidad.

A-DENSIDAD DE LIQUIDOS:

a) Densidad del agua.

1. Pese un vaso vacio limpio y seco _____ g
2. Mida en una probeta de 50ml, el volumen de agua indicado por su profesor _____ ml
3. Vierta el agua dentro del vaso (sobre la balanza) y pese de nuevo _____g
4. Por diferencia entre las pesadas, obtenga el peso del agua _____ g (masa del agua)
5. Determinar la densidad del agua _____

$$D = \frac{Masa}{Volumen}$$

b) Densidad del alcohol.

1. Pese un vaso vacio limpio y seco_____ g

2. Mida en una probeta de 5Oml, el volumen de alcohol indicado por su profesor _____ ml

3. Vierta el alcohol dentro del vaso (sobre la balanza) y pese de nuevo _____ g.

4. Por diferencia entre las pesadas, obtenga el peso del alcohol _____g (masa del alcohol)

5. Determinar la densidad del alcohol _____

B-DENSIDAD DE SOLIDOS: (Cu, Fe, Zn)

El profesor asignara a cada estudiante cuál solido tomar de los arriba indicados.

1. Pese un objeto sólido (m_s) _____ g.

2. Tome una probeta de 100ml y vierta 50ml de agua de la llave, anote el volumen exacto. (V_1) _____ ml.

3. Agregue el sólido dentro de la probeta que contiene el agua medida. Anote el nuevo volumen obtenido (V_2)_____ml

1. El volumen del solido será ($V_2 - V_1$) _____ ml.

2. Determine la densidad del sólido:

$$D_{\text{Sólido}} = \frac{\text{Masa del Sólido}}{\text{Densidad del Sólido}}$$

Tabla de densidades de algunas sustancias comunes a 20ºC grados centígrados

Sustancias	Densidad en g/cm^3 g/ml
Aire seco	0.00018
Alcohol etílico	0..80
Agua	1.00
Tetracloruro de carbono	1.59
Magnesio	1.74
Aluminio	2.70
Sal	2.16
Bromo	3.4
Estaño	7.29
Hierro	7.87
Cobre	8.96
Plata	10.50
Plomo	11.50
Mercurio	13.6
Uranio	19.05
Oro	19.32
Grafito	2.2
Azufre	2.06
Caucho	1.47
Zinc	7.13

EVALUACION:

PRACTICA No. 3

MEDIDAS DE VOLUMEN, MASA Y DENSIDAD

Nombre _____ MATRICULA _____

Grupo _____ Prof. _____ Fecha_____

Parte I: VOLUMEN

1.- Volumen de agua contenido en el Erlenmeyer _____ mL y luego medido en la probeta_____ mL

2.- Volumen de agua contenido en el vaso de precipitado _____ mL. y luego medido en la probeta_____

3.-Volumen de agua medido con la pipeta _____mL y luego medido en la probeta_____ mL.

4.- ¿Que conclusión obtuvo al medir estos volúmenes con los diferentes instrumentos?

Parte II: Masa

A-) Pesada Directa.

Objeto No. 1

Barra No. 1 _____ g

Barra No. 2 _____ g

Barra No. 3 _____ g

Peso del objeto _____ g

Objeto No. 2

Barra No.1 _____ g

Barra No. 2 _____ g

Barra No. 3 _____ g

Peso del objeto _____ g

Parte III: DENSIDAD

A-DENSIDAD DE LÍQUIDOS

Densidad del agua

1. Peso del vaso vacio _____ g
2. Peso del vaso con agua _____ g
3. Peso del agua _____ g
4. Volumen del agua _____ mL.
5. Densidad del agua _____

Densidad del alcohol

1. Peso del vaso vacio _____ g
2. Peso del vaso con alcohol _____ g
3. Peso del alcohol _____ g
4. Volumen del alcohol _____ mL.
5. Densidad del alcohol _____

B-**DENSIDAD DE UN SÓLIDO**.

1. Peso del solido _____ g
2. Volumen inicial de agua (V_1) _____ mL
3. Volumen final del agua (V_2) _____ mL
4. Volumen del solido ($V_2 - V_1$) _____ mL
5. Densidad del solido _____

Preguntas:

1. En este experimento se calculo las densidades usando lo objetos a temperatura ambiente. ¿Cómo piensa usted que cambiaria la densidad del alcohol si se hubiese calentado antes del experimento?
2. Cuando un sólido no está perfectamente sumergido dentro de un liquido. ¿Cómo se vería afectado el cálculo de la densidad?
3. ¿Qué principio usted utiliza para determinar el volumen del solido? Explíquelo.

PRACTICA No. 4

CALOR ESPECÍFICO

EQUIPOS	MATERIALES
Balanza de semiprecisiòn	Agua destilada
Tubo de ensayo	Zinc en granalla
Pinza de soporte	Magnesio
Mechero con rejilla de amianto	Hierro
Beaker	
Trípode	

OBJETIVO:

Determinar el calor específico de un metal.

INTRODUCCION:

El calor específico (c) de una sustancia o sistema termodinámico es una magnitud física que se define como la cantidad de calor que hay que suministrar a la unidad de masa del sistema considerado para elevar su temperatura en una unidad (kelvin o grado Celsius) a partir de una temperatura dada; en general, el valor del calor específico depende de dicha temperatura inicial. Se representa con la letra c(minúscula).

Las sustancias pueden identificarse mediante sus propiedades físicas y químicas. El calor específico es una propiedad intensiva de la materia, por lo que es representativa de cada sustancia; por el contrario, la capacidad calorífica (C mayúscula) es una propiedad extensiva representativa de cada cuerpo o sistema particular. Cuanto mayor es el calor específico de las sustancias, más energía calorífica se necesita para incrementar la temperatura. Por ejemplo, se requiere ocho veces más energía para incrementar la temperatura de un lingote de magnesio que para un lingote de plomo de la misma masa.

La transferencia de calor ocurre cuando se ponen en contacto dos objetos con distinta temperatura, el calor va siempre del objeto más caliente a otro más frio; este fenómeno no se presenta espontáneamente en forma inversa. Cuando dos objetos que están a temperaturas diferentes se ponen en contacto, las partículas del objeto caliente que son rápidas dada la gran cantidad de

energía chocan con las partículas del objeto frío que son lentas y durante esta colisión o choque se transfiere energía. Posteriormente, los dos objetos alcanzan la misma temperatura y se dice que el sistema ha alcanzado el equilibrio térmico, cuya característica distintiva es que a escala macroscópica ya no se produce más cambios de temperatura y la temperatura de todo el sistema, en este caso (el metal y el agua) es la misma. Las unidades que se usan para medir la energía son la caloría y el julio (joule).

Unidades de calor específico

En el Sistema Internacional de Unidades, el calor específico se expresa en julios por kilogramo y por kelvin ($J \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1}$); otra unidad, no perteneciente al SI, es la caloría por gramo y por kelvin ($cal \cdot g^{-1} \cdot K^{-1}$). Así, el calor específico del agua es aproximadamente 1 cal/(g·K) en un amplio intervalo de temperaturas, a la presión atmosférica; exactamente 1 $cal \cdot g^{-1} \cdot K^{-1}$ en el intervalo de 14,5 °C a 15,5 °C, es decir, que calor especifico es la cantidad de calor necesaria para incrementar en 1 ℃ la temperatura de 1g de sustancia. Cada sustancia tiene su capacidad calorífica específica. Ver tabla.

$$q = C \times m \times \Delta T$$

Donde:

q=Calor transferido

C =Capacidad calorífica

m=Masa

$\Delta T = t_2 - t_1$ Incremento de la temperatura

Capacidad calorífica específica y transferencia de calor: La cantidad de calor que se transfiere hacia o desde un objeto, cuando su temperatura cambia, depende de tres cosas:

1. La cantidad del material

2. El tamaño del cambio de temperatura

3. La identidad del material que gana o pierde calor**.**

1Caloria=4.184 Joules

Capacidad calorífica especifica (J/g.K) Cambio de temperatura (K)

$$q = C.\ m.\ \Delta T$$

Calor transferido (J) Masa de sustancia (g)

Procedimiento:

Fundamento: En este experimento se va a calentar un metal a una temperatura alrededor de los 100ºC. El metal calentado se pone en contacto con el agua a temperatura ambiente. El estudiante notará la transferencia de energía desde el material más caliente al que tiene la temperatura ambiente.

Experimento:

1. Pesar 5 gramos de granalla de zinc.

2. Colocar el zinc dentro de un tubo de ensayo conjuntamente con un termómetro, tomando la temperatura inicial.

3. Tome un Beaker de 300 mL y agréguele 150mL de agua. Póngalo a hervir, luego coloque el tubo de ensayo con el zinc dentro del Beaker en ebullición y observe que el termómetro del tubo de ensayo alcance los 100º grados centígrados.

4. Por otro lado medir 25mL de agua, al mismo tiempo que se mide su temperatura ambiente y colocarla en un vaso foam blanco.

5. Cuando el metal alcance los 100ºC, transfiéralo inmediatamente desde el tubo de ensayo al vaso foam y al cabo de unos minutos medir la temperatura del agua. Así conocerás la energía transferida desde el metal al agua.

Ejemplo del libro Química y reactividad química de kotz y Treichel:

Determine la cantidad de calor que se debe agregar para aumentar la temperatura de una taza (250 mL) de café de 20.5℃ (293.7ºK) a 95.6℃ (368.8ºK). Suponga que el agua y el café tienen la misma densidad (1.00 g/mL) y la misma capacidad calorífica especifica.

Solución:

Paso 1. Se determina la masa de café usando la densidad del agua= (250mL)(1.00g/mL)=250g.

Paso 2. Se determina el incremento de la temperatura

Δ**T=**$T_{final} - T_{inicial}$=368.8K-293.7K=75.1K

Paso 3. Se determina la cantidad de calor transferido:

q=C x m x ΔT **=** (4.184J/g.K)(250g)(75.1K)=79000J(o 79KJ)

q(metal)=q(agua)

q= Cantidad de calor cedido por el metal o calor absorbido por el agua.

q(metal)=m(metal) x C(metal) x ΔT

q(agua)=m(agua)x C(agua) x ΔT . Haciendo q(metal)= q(agua)

Tenemos: m(metal)x C(metal)x ΔT= m(agua)x C(agua)x ΔT

Por lo que C metal= $\frac{q}{m(gr).k}$

m=masa del metal o masa del agua

C= Capacidad calorífica o calor especifico

ΔT= Diferencia entre la temperatura final e inicial.

Valores de capacidad calorífica especifica de algunos elementos, compuestos y sólidos comunes

Sustancia	**Nombre**	**Capacidad calorífica especifica (J/g.K)**
Elementos		
Al	**Aluminio**	**0.897**
C	**Grafito**	**0..685**
Fe	**Hierro**	**0.449**
Cu	**Cobre**	**0.385**
Au	**Oro**	**0.129**
Compuestos		
NH3(l)	**Amoniaco**	**4.7**
H2O(l)	**Agua (líquido)**	**4.1884**
C2H5OH(l)	**Etanol**	**2.44**
HOCH2CH2OH(l)	**Etilenglicol (anticongelante)**	**2.39**
H2O(s)	**Agua (sólida)**	**2.06**
Zn	**Zinc**	**0.0925**

EVALUACION

PRACTICA No. 4

DETERMINACION DEL CALOR ESPECÍFICO

Densidad del agua (g/mL)	
Volumen del agua (mL)	
Masa del agua (g)	
Calor especifico del agua (J/g. ºK)	
Masa del metal (g)	
Temperatura inicial del metal (ºC)	
Temperatura inicial del agua (ºC)	
Temperatura final del metal (ºC)	
Temperatura final del agua (ºC)	
Calor especifico del metal (J/g. ºK)	

PRACTICA No. 5

Cambios físicos de la materia

I

EQUIPOS		MATERIALES
Termómetros	Balón de destilación	Aceite vegetal
Mechero	Probetas	Iodo granulado
Vidrio reloj	Embudo de separación	Alcohol etílico
Soporte universal	Cloruro de sodio	Hielo
Pinzas para crisoles	Pinza de tubo de ensayos	
Vasos de precipitado	Condensador	
Rejilla de amianto		
Varilla de vidrio		

Medidas de protección física:

a) Debe utilizarse la mascarilla de protección de gases en la experiencia con el yodo.
b) Deben utilizarse las pinzas correspondientes cuando se manipulen objetos calientes.
c) Los recipientes que contengan que contengan alcohol deben ser manipulados lejos de las fuentes de calor (quemador o lámparas de alcohol).
d) Para el montaje del equipo de destilación debe utilizarse un baño de calentamiento para evitar el calentamiento directo de la solución alcohólica.

Objetivos:

a) Realizar experimentos relacionados con diversos cambios físicos.

b) Preparar mezclas homogéneas y heterogéneas.

c) Usar diferentes métodos de separación de mezclas.

Introducción:

Se considera que ocurre un fenómeno o cambio físico cuando solo son modificadas las propiedades físicas de la materia, pero su naturaleza interna, o sea su composición química, permanece invariable

Debemos tener presente que los fenómenos físicos nunca se representan mediante ecuaciones químicas, puesto que las sustancias iniciales y finales son las mismas. Se consideran cambios reversibles porque podemos recuperar las sustancias en sus condiciones originales, generalmente a través de otros cambios físicos y aprovechando las propiedades físicas de los componentes de la mezcla.

Entre los fenómenos físicos tenemos los siguientes tipos:

1. Cambios de tamaño y de forma.
2. Cambios de estado.

Los cambios de estados siempre ocurren por la introducción de variaciones de temperatura. Estos pueden ser:

Progresivos (aumento de temperatura) $\left\{ \begin{array}{l} \text{Fusión: (solido a líquido)} \\ \text{Ebullición o evaporación: (liquido a gas)} \\ \text{Sublimación progresiva: (solido a gas)} \end{array} \right\}$

Regresivos (disminución de temperatura) $\left\{ \begin{array}{l} \text{Condensación (gas a líquido)} \\ \text{Solidificación (líquido a sólido)} \\ \text{Sublimación regresiva (gas a sólido)} \end{array} \right\}$

3. Preparación de mezclas.

Una mezcla es la unión física de dos o más sustancias, o sea, las mismas al juntarse no reaccionan entre sí. Pueden ser homogéneas o heterogéneas, según se distingan o no las partes que las constituyen. Las características generales de las mezclas son las siguientes:

a) Las partes que las forman no pierden sus propiedades originales.
b) Durante su formación no hay variaciones apreciables de energía.
c) La proporción de los componentes es variable.
d) Sus componentes se pueden separar por medios físicos.

En las mezclas heterogéneas podemos detectar fácilmente, a simple vista o con ayuda de una lupa o microscopio, dos o más partes componentes de la misma, o sea, se observan varias fases en ella. (Fase es la parte homogénea de un sistema que aunque está en contacto con otras partes del mismo, está separada de esas partes por límites bien definidos).

Son ejemplos de mezclas heterogéneas:

a) Leche b) Sangre c) Una batida de frutas d) La arena

e) Fango o lodo f) La tierra g) El humo h) El granito i) Agua y aceite.

Las mezclas homogéneas también son llamadas soluciones. En ellas no podemos distinguir sus partes componentes, o sea, solo podemos apreciar una fase, inclusive al microscopio. Sus partes componentes son: Soluto: es la sustancia que se encuentra en menor cantidad (y que generalmente es la sustancia que se disuelve). Solvente: es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad (y generalmente es la sustancia que disuelve al soluto).

Las soluciones se pueden clasificar según el estado físico de sus componentes:

a) Sólido disuelto en liquido (azúcar en agua)
b) Líquido disuelto en líquido (alcohol en agua).
c) Gas disuelto en líquido (CO_2 en bebidas carbonatadas)
d) Gas disuelto en gas (aire).
e) Sólido disuelto en sólido (las aleaciones de metales como bronce, acero, latón, las amalgamas de mercurio con otros metales).

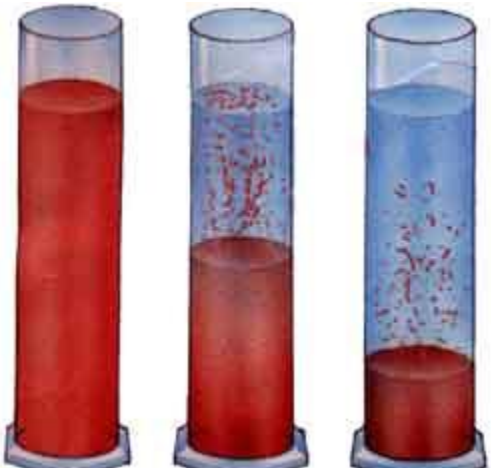
Los métodos para la separación de las mezclas son numerosos y su uso depende de las características de los componentes que las forman. En la práctica presente abordaremos diferentes métodos de separación de mezclas.

Métodos para la separación de mezclas.

I. ***Mezclas heterogéneas***

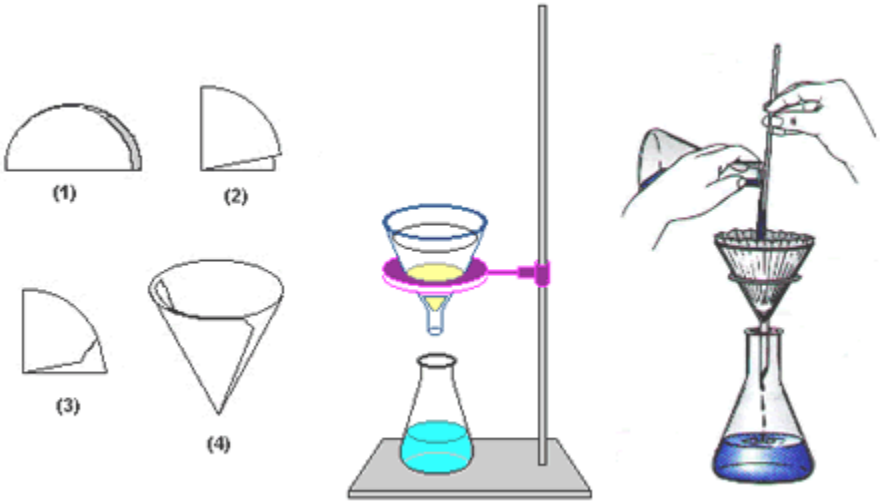
***I.1. sólido en líquido*:** Estos métodos aprovechan la diferencia de densidad de sus componentes.

I.1.1 Decantación: En este método se deja reposar durante cierto tiempo una mezcla de componentes sólidos y líquidos para que la acción de la gravedad los separe. Si el sólido es más denso que el líquido, se depositará en el fondo del recipiente. Entonces se inclina suavemente el vaso y se hace deslizar el líquido que sobrenada sin permitir que salga el sedimento.



Proceso de decantación en mezclas heterogéneas sólido-líquido

I.1.2 Filtración: Se aplica para separar un sólido de un líquido, a través de ciertos medios porosos que retienen el sólido o la suspensión en la superficie filtrante; el líquido pasa a través de los poros. Los filtros se pueden construir a partir de tejidos de tela, amianto, papel de filtro, carbón de madera o polvo, etc. Hay otras clases de filtros, como el filtro prensa, muy utilizado en la industria y los filtros al vacío para líquidos muy turbios; estos últimos se utilizan con mayor frecuencia en los laboratorios.



El equipo de filtración en el laboratorio consta de un embudo de filtración a gravedad, al que se le coloca un papel de filtro (medio poroso) debidamente doblado, como lo muestra la figura, un porta embudo que puede ser sustituido con una anilla anexa a un soporte universal y un beaker o erlenmeyer que recibe el filtrado. Después de la operación de filtrado en el papel queda el residuo sólido.

I.1.3 Centrifugación: Con el objeto de ayudar a que la decantación sea más rápida, se somete la mezcla a la acción de la fuerza centrifuga; se coloco la mezcla en recipientes que se ubican en el equipo de centrifugación y se hacen girar a gran velocidad. Luego de la centrifugación, se deposita el sólido en el fondo, donde queda un tanto adherido; en la fase liquida quedan las sustancias disueltas, la cual se extrae por decantación.

I.2 Mezclas líquido-líquido

I.2.1 Separación de líquidos inmiscibles:

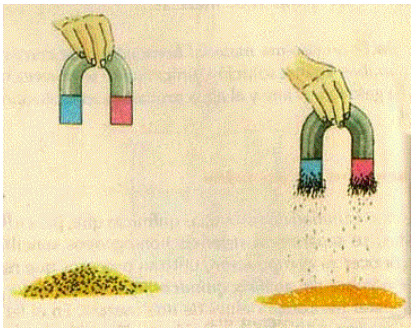
Para ello se utiliza el embudo de decantación: Es un embudo cuya rama terminal está provista de una llave de paso. Al introducir la mezcla dentro del embudo por algún tiempo, esta se separa por la diferencia de densidad en sus componentes; por la llave del embudo se extrae el liquido más denso, cuidando dejar una pequeña cantidad que comprenderá la línea interfase de los componentes, la cual se desecha posteriormente, también por la llave. El resto de la mezcla se extrae por la boca del embudo separador. Este método no hace una separación total de los componentes de la mezcla, siendo necesario otros métodos posteriores para purificarlos totalmente.

I.3 Mezclas sólido-sólido

I.3.1 El tamizado: Se utiliza para la separación de mezclas sólidas con partículas de diferentes tamaños. Para ello se utilizan diversos tamices que difieren en el tamaño de los poros. Este es un método muy utilizado en toda industria de la cerveza y de la malta, así como la preparación de mezclas con cemento en la construcción. También es muy utilizado en el estudio de suelos, así como en la industria de la harina.

I.3.2 El magnetismo: Es una propiedad física que solo la poseen los metales hierro, níquel y cobalto y sus aleaciones.

Si en una mezcla uno de sus componentes posee esa propiedad específica se hace posible su separación de los demás. Por ejemplo, en una mezcla de hierro en virutas con cualquier otra sustancia, ese metal puede separarse aprovechando sus propiedades magnéticas

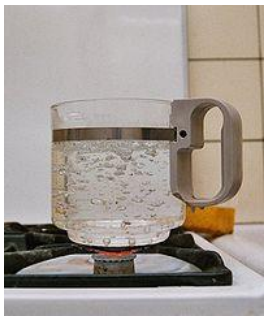


II. Separación de mezclas homogéneas. Es este tipo de mezclas se aprovechan los diferentes puntos de ebullición de cada uno de los componentes.

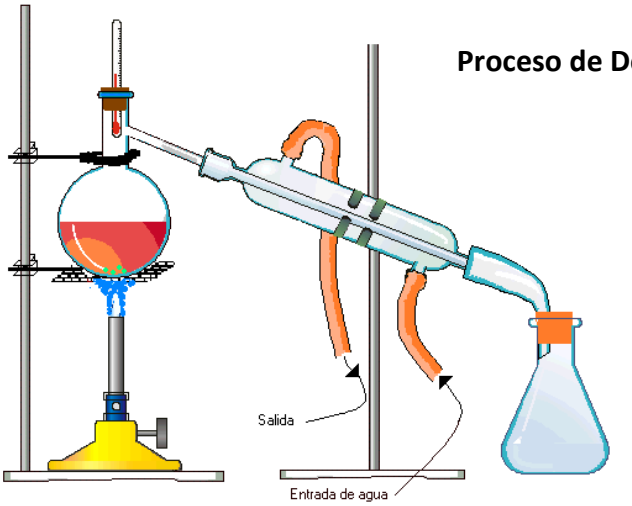
II.1. Sólido en líquido:

II.1.1 Evaporación: Este método se emplea para separar sólidos que se encuentran disueltos en un líquido en una mezcla homogénea y que se quiere recuperar solo el sólido. En este caso se aprovecha los diferentes puntos de ebullición de los componentes.

Se calienta la mezcla en un recipiente que tenga gran superficie de evaporación, como un vaso de precipitados o una cápsula de porcelana; al evaporarse el componente liquido, en el recipiente solo queda el sólido. Así puede separarse, por ejemplo, una mezcla de sal y agua.



II.1.2 Destilación: Usada para separar mezclas que constituyen un sistema homogéneo y transparente de líquidos miscibles entre sí o de sólidos disueltos en líquidos. Se basa en separar los componentes de la mezcla utilizando la diferencia de sus puntos de ebullición. Para este procedimiento se utiliza un equipo de destilación que consta de un matraz de destilación, un refrigerante o condensador y un termómetro, colocados como se muestra en la figura siguiente.



Proceso de Destilación.

Este método consta de dos etapas fundamentales:

1. Evaporación (paso de líquido a gas) y

2. Condensación (paso de gas a líquido).

Mediante este método se puede separar un líquido de un sólido (sal y agua) evaporando el agua cuando hierve a 100ºC y luego condensando su vapor al pasar por el condensador. También se puede separar una mezcla de dos líquidos miscibles como alcohol y agua, aprovechando sus diferentes puntos de ebullición: Hierve primero al que tiene menor temperatura de ebullición y mientras ese componente se está vaporizando se mantiene constante la temperatura de ebullición de la mezcla, cercana a la temperatura de ebullición de ese componente, con lo que se garantiza que sólo este se separe, con alto grado de pureza.

Una vez que este haya pasado totalmente a gas, comienza a aumentar la temperatura del sistema nuevamente, por lo que para hacer una completa separación de los componentes el recipiente receptor del primer destilado debe ser cambiado por otro, el cual va a recoger una mezcla de los componentes hasta que nuevamente se estabilice la temperatura de ebullición, correspondiente al componente que queda en el matraz de destilación. En este momento debe cambiarse el recipiente receptor del destilado, el cual puede desecharse. El nuevo receptor de destilado recoge el último componente de la mezcla, purificado.

Existen otros métodos de separación de mezclas, ya más específicos que dependen de características muy particulares de los componentes, citamos algunos:

III. Separación por solubilidad: Este otro procedimiento combina los ya descritos. Si por ejemplo, queremos separar una mezcla cuyos componentes sean sal y carbón en polvo, se le agrega agua, que disolverá únicamente la sal y posteriormente la mezcla se filtra para separar el carbón. El filtrado (agua salada) se somete a una destilación o una evaporación para separar el agua de la sal, según se quiera o no recuperar ambos componentes.

IV: Separación por sublimación: En mezclas donde se encuentre un componente que se sublime fácilmente como el yodo, se puede aprovechar esta propiedad para separarlo del resto. Al calentarse la mezcla el yodo pasa a gas y se condensa cuando se acerca a una superficie fría.

Procedimiento:

A. **Cambios de estados**.

1. Fusión del hielo:

a) Se toman dos vasos de precipitado y se colocan trozos de hielo:

b) Con el termómetro se mide la temperatura hasta que llegue a 0.5ºC

c) Uno de ellos se tapa con un vidrio de reloj y al cabo de cinco 5 minutos se observan las paredes internas más altas del vaso de precipitado; el vidrio de reloj se separa y se voltea para observar la parte que tapaba al vaso.

d) Se coloca el otro vaso de precipitado en un sistema de calentamiento compuesto por un trípode, una tela de amianto y el mechero de Bunsen; cuando el hielo se haya derretido, se anota la temperatura del agua cuando alcanza el estado líquido.

e) Ebullición: Se continúa calentando el recipiente con agua hasta que el agua hierva, se mide la temperatura y se anota.

2. Evaporación: Se continúa calentando el agua hasta que llegue a un punto fijo; se mide la temperatura y se anota.

3. Condensación: Se tapa el vaso de precipitado que contiene el agua hirviendo con un vidrio de reloj; al cabo de unos minutos se apaga el mechero, se toma el vidrio de reloj y se observa por el lado que tapaba el vaso. ¿Qué se observa?

4. Sublimación del yodo (utilice la mascarilla de protección): Adicione una pizca de yodo (un granito) a un beaker o a un balón o matraz plano y tápelo con otro recipiente, preferiblemente un crisol. Acerque el balón al quemador y caliéntelo suavemente hasta observar unos vapores de color violeta. Deja enfriar el balón sin destaparlo y al cabo de 5 minutos observe las paredes superiores del balón, así como el fondo del recipiente que le sirve de tapa. Identifique el cambio físico que ha ocurrido. Lave de inmediato el balón y el recipiente usado como tapa, añadiendo previamente solución de yoduro de potasio que permite disolver el yodo, mezcle fuertemente ayudándose con el hisopo de fregar. Luego friegue con agua de jabón y enjuague con suficiente agua.

5. Calentamiento del vidrio: Tome una varilla pequeña de vidrio (que no sea un agitador); sujétela con las pinzas por ambos extremos y caliéntela en el mechero. Cuando se observe el vidrio al rojo vivo presione suavemente la varilla con las pinzas. Observe y anote. ¿Qué clase de cambio ha ocurrido?

B. Preparación y separación de mezclas:

B.1. Preparación de una mezcla homogénea sólido- líquido y su separación por evaporación: En un vaso de precipitado agregue unos cristales de cloruro de sodio y un poco de agua. Agite con un agitador y observe el cambio.

Trasvase la mezcla anterior a una capsula de porcelana y colóquela sobre una rejilla de amianto que esté colocada sobre un trípode con el mechero de bunsen encendido; caliente la mezcla hasta que el agua se evapore totalmente. Observe la sustancia que queda en la cápsula.

B.2. Preparación de una mezcla homogénea liquido-liquido y su separación por destilación: (cuidado con la fuente de calor y el alcohol):

Mida con una probeta adecuada 20 ml de alcohol y 20 ml de agua. Mida la temperatura de ambos componentes separadamente. Agregue la mezcla anterior a un matraz de destilación y observe la apariencia de la mezcla resultante. Mida la temperatura de la mezcla y observe las variaciones de temperatura. Si existen las condiciones en el laboratorio, instale un equipo de destilación como el de la figura y realice la separación de la mezcla. Debe introducir el balón del matraz de destilación dentro de un vaso de precipitado con agua y calentarlo a modo de baño de maría, para que el alcohol no se evapore tan rápidamente, ya que es una sustancia volátil y combustible.

Cuando recoja el alcohol, que es el primer componente que se separa por ser el de menor punto de ebullición, mida su volumen lejos del quemador encendido; cuando haya recogido alrededor de 15 ml cambie el receptor de destilado y recoja la siguiente porción de destilado correspondiente a un aumento de temperatura variable, hasta que nuevamente se mantenga constante la misma. En este punto cambie nuevamente el receptor de destilado para recoger el agua pura. Al final de la destilación queda algo de solución en el matraz de destilación que se conoce como cola del destilado y que contiene algunas impurezas solubles.

B.3 Preparación de una mezcla de aceite- agua y separación por decantación: Tome 10 ml de aceite vegetal y 30 ml de agua. Agréguelos a un embudo separador. Tápelo, agite un poco y destape el embudo, déjelo reposar hasta que se observe que la mezcla de agua y aceite se haya separado. Recoja cada uno de los líquidos en recipientes separados: el más denso se extrae abriendo la llave del embudo separador. La unión de las dos fases se desecha en el lavadero y también se extrae por la llave del embudo separador. La fase menos densa se extrae por arriba. Observe y anote.

B4. Preparación de una mezcla de arena y agua y separación por decantación y filtración: Mezcle arena y agua en un vaso de precipitado, agite la mezcla con una varilla de vidrio fuertemente luego déjela reposar hasta que el líquido sobre nadante se separe bien del sólido. Observe a trasluz dicho liquido una vez separado concluya acerca de la separación efectiva de una mezcla mediante este método. Separe con cuidado el líquido ayudándole con el agitador.

Filtración: Monte un equipo de filtración a gravedad y ponga un papel de filtro debidamente doblado en el embudo. Ubique debajo de este un vaso de precipitado para recoger el filtrado. Eche en el embudo el líquido decantado en el experimento anterior. Observe el filtrado recogido así como el residuo que queda en el papel de filtro. Compare el aspecto del líquido decantado en el experimento anterior con el filtrado obtenido.

B.5 Separación de una mezcla por Centrifugación: coloque en un tubo para centrífuga pequeño la solución coloidal que le proporcione el profesor. Coloque en la centrifuga el tubo de ensayo, teniendo en cuenta que en el lado opuesto debe haber otro tubo de centrífuga lleno, y que la centrifuga se encuentre sobre una superficie estable donde no se desplace al moverse. Encienda la centrifuga dejándola que se mueva de 30 a 60 segundos y apague al cabo de ese tiempo. Separe el líquido que sobrenada por decantación y compárelo con los resultados obtenidos en la decantación anterior.

B.6 Separación de una mezcla de hierro y azufre: Tome una muestra de azufre pulverizado en un papel y en otro papel una de hierro en polvo. Coloque las dos (2) sustancias en un mortero. Mézclelas y observe la apariencia de la mezcla. Pase un imán (forrado con papel) cerca de la mezcla. Observe como el hierro es atraído por el imán.

B.7 Separación de una mezcla heterogénea de sólidos por Tamizado: Eche en el tamiz la mezcla de arena que el profesor le proporcione. Mueva (zarandee) suavemente el tamiz para lograr el tamizado de la mezcla. Separe los tamices y observe el tamaño de las partículas que han quedado en cada uno de ellos.

C. Separación de una mezcla compleja: Su profesor le proveerá de una mezcla que contiene varios compuestos, los cuales usted deberá separar de acuerdo al tipo de mezcla que se forme entre ellos. A continuación le damos una guía del proceso a seguir para lograr la separación efectiva de los componentes de la mezcla.

1. Formule un plan para separar los componentes de dicha mezcla.

2. Desarrolle este plan por etapas y finalmente muestre al profesor el mismo antes de proceder a su ejecución.

3. Desarrolle este plan por etapas y finalmente muestre al profesor el mismo antes de proceder a su ejecución.

4. Desarrolle su plan y muestre a su profesor los diferentes componentes separados.

5. Entregue al profesor el plan escrito, lo que será parte de la evaluación de esta práctica.

EVALUACION

PRACTICA No. 5

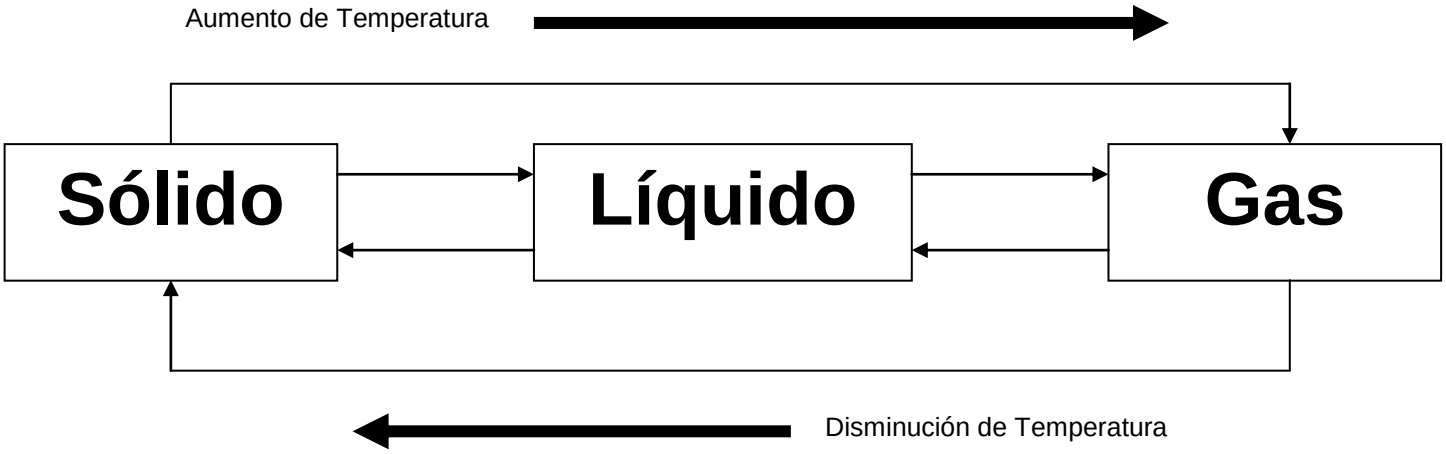
FENOMENOS FISICOS

NOMBRE _____ MATRICULA_____

GRUPO _____ PROF._____ FECHA _____

1. Completa el siguiente diagrama de estado escribiendo sobre las flechas los cambios de estado que tienen lugar:

DIAGRAMA DE CAMBIOS DE ESTADO



2. Responde las siguientes preguntas:

a) ¿Por qué los cambios de estado son cambios físicos?

b) ¿Cuál es la diferencia entre vaporización (ebullición) y evaporación?

c) ¿Cuáles son los cambios de estados que están asociados al aumento de temperatura?

d) ¿Cuáles son los cambios de estados que están asociados a la disminución de temperatura?

e) ¿Por qué, durante la destilación, la temperatura constante de la mezcla es una indicación de que se está separando uno de los componentes de la mezcla?

f) ¿Por qué los cambios físicos son reversibles?

3. Enumere los cambios físicos observados durante la práctica.

4. Acerca de las mezclas y los métodos de separación responda:

a) ¿Que cambio físico ocurre al agregar agua al Nacl?

b) ¿Que cambio físico ocurre al calentar la mezcla de Nacl y agua?

c) Explique las razones por las que el aceite y el agua no se mezclan. Señale el utensilio donde se realiza la separación.

d) Enumere los métodos de separación de mezclas utilizadas en la práctica y los utensilios utilizados en cada caso.

e) Destaque las propiedades físicas de los componentes de las mezclas estudiadas que se aprovechan durante la separación de las mismas.

5. Entregue al profesor el plan elaborado por su grupo de trabajo para la separación de la mezcla compleja así como los productos de la separación.

6. Responda las siguientes preguntas:

a) ¿Cómo se clasifican los diferentes procedimientos realizados, físicos o químicos?

b) ¿Cuál es la propiedad de los componentes de la mezcla en la que se basa cada uno de los procedimientos siguientes?

1. Filtración
2. Decantación
3. Evaporación
4. Centrifugación
5. Tamizado

c) ¿Como usted clasifica el cambio que se produce durante la separación de mezclas?

d) Se tiene un poco de leche cortada. ¿Cuál sería el método más adecuado para separar correctamente los componentes de la leche?

e) Explique ¿En cuáles casos se deben utilizar la decantación, la centrifugación y la filtración?

f) ¿Cuál es el efecto del imán sobre la mezcla de hierro y azufre?

g) Desarrolle un plan para separar una mezcla de agua, sal y tierra.

PRACTICA No. 6

FENOMENOS QUIMICOS (PRIMERA PARTE)

EQUIPOS	MATERIALES
Tubos de ensayo	Agua destilada
Gradilla	Calcio (Ca)
Pinzas para tubos de ensayo	Bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)
Pinza tijera	Magnesio (Mg)
Mechero de Bunsen	Zinc (Zn)
Beaker	Solución de sulfato de cobre ($CuSO_4$)

MEDIDAS DE PROTECCIÓN FISICA.

1. Aleje del quemador encendido cualquier material combustible.
2. No observe directamente la cinta de magnesio encendida.
3. Utilice lentes protectores en la reacción de combustión del magnesio.
4. Evite el derrame de líquidos y utilice guantes desechables.
5. Debe tener cuidado durante la manipulación del sodio o del potasio.
6. No debe haber agua en las cercanías del frasco que los contiene; la pinza o espátula que se utilice debe estar seca.

OBJETIVOS:

1. Diferenciar los cambios físicos de los químicos.
2. Observar las evidencias que demuestran la ocurrencia de cambios químicos.
3. Señalar los reactivos y los productos de una reacción.
4. Escribir las ecuaciones balanceadas de los cambios químicos observados en las reacciones químicas de combinación, descomposición y sustitución.
5. Identificar el tipo de reacción a partir de la ecuación química escrita.
6. Clasificar las reacciones químicas según el criterio energético.
7. Distinguir las reacciones de oxidación-reducción.

INTRODUCCION:

Los fenómenos químicos, son aquellos donde se modifica la naturaleza o composición de la materia, transformándola en otra con propiedades químicas, distintas de las anteriores. Es decir; a partir de porciones de materiales llamados reactivos, se obtienen materiales distintos denominados productos, por medio de una reacción química:

$$A+B \rightarrow C+D$$

Reactivos Productos

Los cambios químicos tienen las siguientes características:

1. Se pierde o se gana calor, luz u otra forma de energía.

2. Se pueden usar para descomponer o formar nuevos compuestos.

3. La sustancia original se cambia por otra con nuevas propiedades.

Las evidencias observables a simple vista de que ha habido una reacción química son las siguientes:

1. Producción de gas (efervescencia).

2. Formación de un sólido o precipitado (precipitación).

3. Desaparición de un precipitado por disolución.

4. Cambio de color

5. Cambio de temperatura.

6. Desprendimiento de luz.

Los cambios químicos siempre ocurren con importantes variaciones de energía. La cantidad de calor involucrado en un proceso químico se conoce como entalpia de reacción y se representa por ΔH , lo cual indica las variaciones de entalpia (calor) antes y después del proceso químico: $\Delta H = H_2 - H_1$

Las reacciones desde el punto energético se pueden clasificar de la siguiente forma:

Exotérmicas: Son las reacciones que al producirse generan calor. El calor se considera como parte de los productos. $A+B \rightarrow C+calor(\Delta H < O)$

Endotérmicas: Son las reacciones que para producirse necesitan calor: $D + calor \rightarrow E + C(\Delta H > O)$

En este tipo de reacción se suele representar el calor con un triangulo encima de la flecha:

$$D - - - \Delta - - - \rightarrow E + C$$

Existen varios tipos de reacciones químicas, que se clasifican de acuerdo a las trasformaciones que tienen lugar entre las sustancias cuando reacciona ente sí. En esta práctica desarrollaremos las cuestiones concernientes a las reacciones de combinación o síntesis, de descomposición o análisis y a las de sustitución o desplazamiento.

Tipos de reacciones químicas.

<u>Reacciones de combinación:</u> Cuando dos o más sustancias se unen para formar otra más compleja. $A + B \rightarrow AB$

Ejemplo: $2Zn\ \ s\ \ + O_2\ \ g\ \ - - \Delta - \rightarrow 2ZnO\ \ s$

Zinc + Oxigeno ⟶ Oxido de Zinc

<u>2. Reacciones de descomposición</u>: Es una reacción en la cual un solo compuesto reacción para dar dos o mas sustancias.

$$ABC \rightarrow A + BC$$

Con frecuencia estas reacciones ocurren cuando se eleva la temperatura. Un ejemplo de esto es el método común para preparar oxigeno en el laboratorio, que consiste en calentar clorato de potasio con oxido de manganeso (IV) como catalizador:

$$2KCLO_3\ \ S\ \ \frac{\Delta}{MnO_2} 2KCL\ \ S\ \ + 3O_2\ \ g$$

Compuesto ⟶ Compuesto + elemento

En esta reacción, un compuesto se descompone en otros compuestos más simples.

3-Reacciones de desplazamiento o sustitución: (También llamada reacción de sustitución sencilla) es una reacción en la cual un elemento reacciona con un compuesto desplazando un ion de esta.

$$A + BC \longrightarrow AC + B$$ (A desplaza a B en el compuesto)

Un ejemplo es la reacción que ocurre cuando se introduce una tira de zinc metálico en una solución acida: se forman burbujas de hidrogeno que escapan de la solución.

$Zn\ s + 2HCL\ ac \rightarrow ZnCl_2\ ac + H_2\ g$ (El zinc desplaza al hidrógeno del acido)

Se produce cloruro de zinc y gas hidrogeno. La ecuación iónica neta es:

$$Zn\ s + 2H^+\ ac \rightarrow Zn^{2+}\ ac + H_2\ g$$

La actividad de los metales frente a otras sustancias se puede interpretar en función de su actividad química. En la tabla siguiente se presenta la serie de actividades de los metales en orden decreciente de su reactividad, que permite predecir las posibilidades de un metal de desplazar a un ion de su compuesto.

TABLA **Serie de actividad de los metales.**

Reaccionan vigorosamente con las soluciones acidas para dar H_2	Li K Ba Ca Mg NA	Reaccionan vigorosamente con el agua líquida para dar H_2
Reaccionan con los ácidos para dar H_2	Al Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb	
No reaccionan con agua ni con ácidos	H Cu Hg Ag Au	

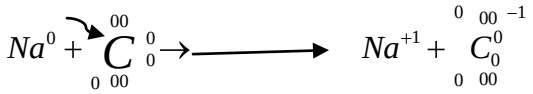
El Cu, Hg y Ag reaccionan con HNO_3, pero no producen H_2. En estas reacciones, el metal es oxidado al ion metálico, y el ion NO_3^- es reducido a NO_2 o a otras especies de nitrógeno

4-Reacciones de de oxidación – reducción.

La mayor parte de las reacciones se pueden clasificar como óxido – reducción (redox), pues hay transferencia de electrones entre los reactivos. Por ejemplo:

$$2Na^0 \ s + 2Cl_2^{\ 0} \ g \rightarrow 2Na^{+1}Cl^{-1} \ s$$

Como puede observarse en la reacción anterior, el sodio, el sodio (Na) aumenta su valencia debido a que cede electrones al cloro, el cual disminuye su valencia porque acepta electrones. Esto podemos observarlo a continuación donde analizamos la formación del compuesto Nacl mediante los símbolos de Lewis:



El sodio cede su electrón de valencia al cloro, en este caso decimos que se oxida; el cloro disminuye su número de oxidación al aceptar el electrón del sodio, en este caso se reduce. Como el sodio al oxidarse cede el electrón al cloro, el cual se reduce, entonces el dio esta actuando como agente reductor; así mismo, el cloro al reducirse acepta el electrón del sodio, el cual se oxida, entonces el cloro actúa como agente oxidante.

Muchas reacciones de descomposición, así como las reacciones de sustitución y de combinación ocurren mediante procesos redox.

Para determinar los números de oxidación de cada átomo en moléculas de sustancias simples y compuestas, tenga en cuenta las siguientes reglas:

1. En toda sustancia simple los átomos tienen estado de oxidación cero (0)
2. El hidrogeno (H) tiene numero de oxidación +1 en ácidos, hidróxidos e hidruros volátiles. En hidruros metálicos tiene estado de oxidación -1
3. El oxigeno tiene estado de oxidación en los óxidos, hidróxidos, oxácidos y oxisales -2.
4. La suma de las cargas de los átomos en una molécula neutra es cero (O)
5. Los metales alcalinos (grupo IA) tienen números de oxidación +1.
6. Los del grupo IIA tienen estado de oxidación +2.
7. El aluminio (IA) tiene estado de oxidación +3.
8. Para determinar los números de oxidación de todos los elementos se puede utilizar la tabla periódica en donde también aparecen como valencia.

Ejemplos: En el compuesto $KCLO_3$ determina el número de oxidación del cloro.

$K^{+1}C^{x}O_3$ La suma de las cargas de los átomos en una molécula neutra es cero (o).

1(1)+1(x)+3(2)=O (De modo que el numero de oxidación del cloro es +6)

En el compuesto $Fe_2(SO_4)_3$ determina el número de oxidación de azufre (S).

$\overset{+3}{Fe}_2(\overset{X}{S}\overset{-2}{O}_4)_3$

2(+3)+3X+12(-2)=O

6+ 3X -24 = O
3X = 18
X=6 (El numero de oxidación del azufre es +6)

PROCEDIMIENTO:

1. Reacciones de combinación:

a. Combustión del Magnesio:

Observe la apariencia de un fragmento de cinta de magnesio. Sujételo por un extremo con las pinzas y caliente el otro extremo directamente en una llama del quemador de Bunsen. ¡No mire la llama! Recoja el producto de la combustión en una capsula de porcelana. Describa el cambio y el producto.

b. **Obtención de hidróxido de magnesio**: Agregue unas gotas de agua al producto y dele calor hasta ebullición. Ensaye el pH con papel tornasol rojo o con solución de fenolftaleína. ¿Por qué podemos afirmar que ha ocurrido un cambio químico?

2. Reacciones de descomposición.

a. Descomposición del peróxido de hidrogeno:

1. Se coloca una pequeña cantidad de oxido de manganeso (IV) (MnO_2) en un tubo de ensayo.

2. Se prepara un palillo o astilla de madera a punto de ignición esto es, prenda el palillo y luego apáguelo, pero manteniendo la punta del mismo encendida pero sin llama.

3. Se agrega 3 ml de peróxido de hidrogeno [agua oxigenada (H_2O_2)]. Al tubo de ensayo con el MnO_2

4 .Se sostiene de inmediato y con cuidado el palillo de madera en la boca del tubo y se observa lo que sucede.

PRECAUCION: La reacción se efectúa rápidamente y con violencia, por lo que es necesario trabajar de prisa y tener mucho cuidado al realizar este experimento. Además, se debe sujetar el tubo de ensayo con una pinza para tubos de ensayo.

b. Descomposición térmica del bicarbonato de sodio:

Coloque en un tubo de ensayo una pequeña muestra de bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y caliéntelo en la llama, sosteniéndolo con una pinza para tubo de ensayo. Compruebe la presencia CO_2 acercando un cerillo encendido a la boca del bubo. Si el cerillo se apaga, indica la presencia del gas que es incomburente (CO_2).

3. Reacciones de sustitución:

a. Introduzca dentro de un tubo de ensayo una granada de Zinc con la ayuda de una espátula limpia; agregue luego solución de ácido clorhídrico hasta cubrir la granalla de cinc. ¿Que se observa? Toque el tubo de ensayo para notar el cambio de temperatura y clasifique la reacción desde el punto de vista energético.

b. En un tubo de ensayo vierta varios mililitros de solución de sulfato de cobre $(CuSO_4)$. Agregue un trozo o granalla de zinc (Zn) y espere unos minutos. Luego observe la superficie de la granalla de cinc y la variación de temperatura en la superficie del tubo de ensayo.

c. Coloque un trocito de calcio (Ca) o sodio (Na) en un tubo de ensayo conteniendo unos mililitros de agua destilada. Observe el gas que se desprende. Añada unas gotas de fenolftaleína y toque las paredes del tubo de ensayo con los dedos. ¿Cómo se explica el cambio que se observa? Clasifique la reacción desde el punto de vista energético.

Evaluación

PRACTICA No. 6

FENOMENOS QUIMICOS (Primera parte)

NOMBRE_____ MATRICULA _____

GRUPO_____ PROF. _____ FECHA _____

I.COMPLETE LAS ECUACIONES Y ESCRIBA LAS EVIDENCIAS OBSERVADAS DE QUE OCURRIO UN FENOMENO QUIMICO

Reactivos	**Productos**	**Evidencia observada**	**Clasificación de la reacción**
$Mg + O_2 \rightarrow$			
$H_2O_2 \xrightarrow[MnO_2]{}$			
$NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta}$			
$HCl + Zn \rightarrow$			
$CuSO_4 + Zn \rightarrow$			
$Ca + H_2O \rightarrow$			

II. Según los resultados experimentales observados, clasifica las reacciones observadas desde el punto de vista energético y de acuerdo a las clasificaciones estudiadas: síntesis, descomposición, desplazamiento.

III. En las reacciones anteriores analiza la transferencia electrónica basado en los cambios de los números de oxidación y determina cuales de ellas son procesos redox.

IV. En aquellas reacciones que resulten de oxidación reducción señala las sustancia que se oxidan y reducen; los agentes oxidantes y reductores.

PRACTICA No. 7

FENOMENOS QUIMICOS (Segunda parte)

EQUIPOS	MATERIALES
Tubos de ensayo	Agua destilada
Pinza tijera	Solución de acido clorhídrico diluido 6N
Mechero de Bunsen	Solución de cloruro de bario ($Bacl_2$)
Pinzas para tubos de ensayo	Zinc (Zn)
	Solución de hidróxido de sodio (NaOH)
	Solución de fenolftaleína
	Solución de sulfato de sodio (Na_2SO_4)
	Solución de ácido sulfúrico

MEDIDAS DE PROTECCION FISICA:

1. Evitar el contacto directo con los reactivos, para lo que debe usar guantes desechables.
2. Utilice las pinzas para tubos de ensayos cuando caliente en dichos utensilio.

Objetivos:

1. Diferenciar los cambios físicos de los químicos.
2. Nombrar las evidencias observadas durante un cambio químico.
3. Escribir ecuaciones balanceadas de los cambios químicos observados en los cinco principales tipos de reacciones químicas.
4. Señalar los reactivos y los productos en las reacciones químicas.
5. Identificar el tipo de reacción a partir de la ecuación química escrita.
6. Evaluar las reacciones de doble descomposición desde el punto de vista redox.

Introducción:

En la práctica anterior se estudiaron las reacciones de combinación, descomposición y sustitución o desplazamiento, se analizaron los procesos de oxidación-reducción y se comprobaron las variaciones energéticas así como las evidencias que acompañan a los cambios químicos. En el presente laboratorio se trataran las reacciones de doble descomposición o intercambio iónico. De modo que todo lo tratado sobre las generalidades de las reacciones químicas deberá ser revisado previamente.

TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS (Continuación).

Reacciones de doble desplazamiento, intercambio iónico o metátesis: Son aquellas reacciones en las cuales las disoluciones acuosas de dos sustancias iónicas, que en disolución se ionizan, o sea sus iones se separan (disocian) y se intercambian entre sí formando nuevos compuestos, como se muestra en el esquema hipotético de la siguiente reacción:

$$AB + CD \rightleftarrows AD + CB$$

Observa que ocurre un intercambio de iones

Las sustancias que intervienen en estas reacciones de doble descomposición generalmente son: los ácidos, hidróxidos, óxidos y sales.

Para que estas reacciones se produzcan apreciablemente, es necesario que durante el intercambio de los iones ocurra una de las siguientes situaciones, las cuales se describen como las fuerzas motoras o impulsoras de la reacción:

1. Formación de una sustancia menos soluble que las reaccionantes.

2. Formación de una sustancia menos disociada.

3. Formación de una sustancia más volátil.

Se usan tres tipos de ecuaciones para describir las reacciones en solución:

1. La ecuación molecular, en la que se muestran las fórmulas completas de todos los reactivos y productos.
2. La ecuación iónica completa, en la cual se indican en forma iónica todos los reactivos y productos que son electrolitos fuertes.

3. La ecuación iónica neta, en la que solo se incluyen los iones de la solución que intervienen en el proceso neto, formando las sustancias que pueden ser sólida, un electrolito débil (poco disociado) o un gas y que determinan la efectividad de la reacción. Los iones espectadores (iones que permanecen sin cambio durante la reacción) no se incluyen en la ecuación iónica neta.

Formación de una sustancia menos soluble.

En sentido general, clasificaremos como poco solubles a las sustancias que tienen un coeficiente de solubilidad (a la temperatura ambiente) inferior a uno aproximadamente, es decir, un gramo en cien gramos de agua.

Para saber cuáles son las sustancias que por su escasa solubilidad pueden obtenerse por precipitación son útiles las siguientes reglas de solubilidad:

1. Prácticamente todos los compuestos de sodio, potasio y amonio son solubles.

2. Todos los nitratos, acetatos y cloratos son solubles.

3. Todos los cloruros son solubles, excepto los de plata, plomo y mercurio (I)

4. Todos los sulfatos son solubles excepto los de plomo, bario, calcio y estroncio.

5. Todos los sulfuros, óxidos e hidróxidos son insolubles excepto aquellos de los metales de los grupos IA, y IIA de la Tabla periódica (metales alcalinos y alcalinotérreos). Los hidróxidos alcalinotérreos son poco solubles.

6. Todos los carbonatos y fosfatos son insolubles excepto los metales del grupo IA (metales alcalinos); las sales de litio son ligeramente solubles.

¿Cómo predecir la formación de precipitados al mezclar soluciones de dos compuestos iónicos?

Paso 1: Escribir los reactivos en la forma en que existen en realidad antes de que se produzca la reacción. Recuerda que cuando se disuelve una sal sus iones se separan.

Paso 2: Considerar los diversos sólidos que se pueden formar. Para ello simplemente se intercambian los aniones de las sales que se añadieron.

Paso 3: Consultar las reglas de solubilidad para decidir si se forma un sólido y en caso afirmativo predecir su identidad.

Ejemplo: Mezcla de una disolución de nitrato de plata y una de cloruro de sodio

a) Ecuación molecular: $AgNO_3\ ac + Nacl\ ac \rightarrow Agcl\ s + NaNO_3\ ac$

Como la reacción se verifica entre iones pudiera indicarse más apropiadamente en la siguiente forma:

b) Ecuación iónica total: $Ag^+\ ac - + NO_3^-\ ac + Na^+\ ac + cl^-\ ac \rightarrow Agcl\ s + Na^+\ ac + NO_3^-\ ac$

Eliminando los iones que aparecen en ambos miembros y que realmente no intervienen en la reacción (iones espectadores), tendremos la ecuación simplificada que representa la formación del solido Agcl, el cual constituye la fuerza motriz de la reacción, pues es lo que determina que la reacción tenga lugar:

c) Ecuación iónica neta: $Ag^+\ ac + cl^-\ ac \rightarrow Agcl\ s$

Toda reacción que produce un precipitado se puede representar por la unión directa de los iones que originan el precipitado. A este tipo de reacción se les llama de precipitación. Las reglas generales de solubilidad ayudan a predecir si se formará un sólido al mezclar dos soluciones y su identidad.

<u>Formación de una sustancia menos disociada (electrolito débil)</u>

Si hacemos reaccionar acido clorhídrico e hidróxido de sodio, se formara una sustancia poco disociada, el agua; quedan en disolución los iones de cloruro de sodio:

$$HCl\ ac + NaOH\ ac \rightarrow NaCl\ ac + H_2O$$

En forma iónica:

$$H^+\ ac + Cl^-\ ac + Na^+\ ac + OH^-\ ac \rightarrow Na^+\ ac + Cl^-\ ac + H_2O$$

Simplificando la ecuación tendremos que la única reacción efectiva que ha tenido lugar es:

$$H^+\ ac + OH^-\ ac \rightarrow H_2O$$

Este tipo de de reacción de intercambio o doble desplazamiento reciben el nombre de reacción de **neutralización.**

Formación de una sustancia más volátil

Si al unir dos sustancias no gaseosas se forma una sustancia más volátil se produce una reacción química, por ejemplo, en la siguiente ecuación se desprende el gas CO_2:

$$2HCl\ \ ac\ +Na_2CO_3\ \ ac\ \rightarrow 2NaCl\ \ ac\ +H_2O+CO_2\ \ g$$

En forma iónica:

$$2H^+\ \ ac\ +2Cl^-\ \ ac\ +Na^+\ \ ac\ +CO_3^{-2}\ \ ac\ \rightarrow 2NaCl\ \ ac\ +2Cl^-\ \ ac\ +H_2O+CO_2\ \ g$$

La reacción neta es:

$$2H^+\ \ ac\ +CO_3^{-2}\ \ ac\ \rightarrow H_2O+CO_2\ \ g$$

3-Reacciones de neutralización: Estas son reacciones de doble descomposición que tienen lugar entre los ácidos y las bases o hidróxidos, los cuales se neutralizan entre sí. El resultado es un compuesto iónico y posiblemente agua. El compuesto iónico es una sal. Por ejemplo, en las siguientes reacciones:

$$HCl\ \ ac\ +NaOH\ \ ac\ \rightarrow NaCl\ \ ac\ +H_2O\ \ l$$

Acido + Base ⟶ Sal + Agua

$$HCN\ \ ac\ +KOH\ \ ac\ \rightarrow KCN\ \ ac\ +H_2O\ \ l$$

Acido + Base ⟶ Sal + Agua

La fórmula de la sal formada en una reacción de neutralización contiene un catión que proviene de la base y un anión que proviene del ácido. En el primer ejemplo, la base es NaOH, el cual proporciona cationes Na^{1+}; el acido es HCl, que suministra aniones Cl^-. La sal (NaCl) contiene iones $Na^{+1}y\ \ Cl^-$.

La primera reacción comprende un ácido fuerte HCl (ac) y una base fuerte, NaOH (ac) y una base fuerte. NaOH (ac). Ambos NaOH y el producto NaCl, al ser compuestos iónicos solubles, son electrolitos fuertes. La ecuación iónica completa de estos electrolitos fuertes muestra la disociación de estos compuestos $H^+\ \ ac\ +Cl^-\ \ ac\ +Na^+\ \ ac\ +OH^-\ \ ac\ \rightarrow Na^+\ \ ac\ +Cl^-\ \ ac\ +H_2O\ \ l$

Al cancelar los iones que se combinan en la formación de las sales y al dividir entre2 se tiene la ecuación iónica neta que determina la formación de agua:

$$H^{+}\ ac\ + OH^{-}\ ac\ \rightarrow H_2O\ l$$

Nótese la transferencia de un protón del ion hidrogeno (o ion hidronio, H_3O^{+}) al ion hidróxido.

La segunda reacción comprende HCN (ac), un acido débil, y KOH (ac), una base fuerte: el producto es KCN, un electrolito fuerte. La ecuación iónica neta es:

$$HCN\ ac\ + OH^{-}\ ac\ \rightarrow CN^{-}\ ac\ + H_2O\ l$$

Obsérvese la transferencia de protón, característica de una reacción acido-base.

En cada uno de estos ejemplos, el ion hidróxido sujeta fuertemente los protones para formar agua, una sustancia muy estable. Esto proporciona efectivamente la fuerza conductora de la reacción.

Aunque el agua es uno de los productos en la mayor parte de las reacciones de neutralización, la reacción de un acido con la base amoniaco (NH_3) proporciona una excepción importante. Considere la reacción del acido sulfúrico con amoniaco:

$$H_2SO_4\ ac\ + 2H_3N\ ac\ \rightarrow (H_4N)_2SO_4\ ac$$

Acido + Base $\longrightarrow$ Sal

La ecuación iónica neta es:

$$H^{+}\ ac\ + H_3N\ ac\ \rightarrow H_4N^{+}\ ac$$

Note la diferencia de protón, señal de una reacción acido-base. En este caso, las moléculas H_3N, sujetan el protón y forma iones NH_4^{+}, relativamente estables.

Para evidenciar la ocurrencia de estas reacciones se suelen usar los indicadores (sustancias orgánicas que tienen la propiedad de cambiar bruscamente de color cuando la solución en que se encuentran alcanza un pH determinado).

PROCEDIMIENTO:

1-Reacciones de doble desplazamiento.

a) Vierta en un tubo de ensayo varios mililitros de solución de sulfato de sodio (Na_2SO_4) y agregue varias gotas de solución de cloruro de bario ($BaCl_2$). Deje reposar unos minutos. Anote lo observado.

b) Vierta en un tubo de ensayo unos mililitros de solución de sulfato de cobre ($CuSO_4$) y agregue varias gotas de solución de hidróxido de sodio (NaOH). Anote lo observado.

c) Vierta en un tubo de ensayo unos mililitros de solución de nitrato de plata ($AgNO_3$) y agregue varias gotas de solución de cloruro de sodio (NaCl). Anote lo observado.

2-Reacciones de Neutralización.

a) En un tubo de ensayo vierta unos mililitros de solución de hidróxido de sodio (NaOH). Agregue unas gotas de fenolftaleína. Agregue poco a poco unas gotas de solución de acido clorhídrico (HCl) hasta que el color desaparezca.

b) Ponga unos mililitros de acido sulfúrico (H_2SO_4) en un tubo de ensayo. Agregue unas gotas de fenolftaleína. Agregue poco a poco unas gotas de solución de hidróxido de sodio (NaOH) hasta que observe un cambio de color permanente.

EVALUACION

PRACTICA No. 7

FENOMENOS QUIMICOS

MATRICULA _____ NOMBRE _____

GRUPO _____ PROF. _____ FECHA _____

1. COMPLETE LAS ECUACIONES Y DIGA LAS EVIDENCIAS OBSERVADAS

Reactivos	Productos	Evidencia Observada	Clasificación de la Reacción
$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$			
$CuSO_4 + NaOH \rightarrow$			
$NaOH + HCl \rightarrow$			
$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow$			
$AgNO_3 + NaCl \rightarrow$			

II. Evalúa si las reacciones formuladas anteriormente son redox.

III. Clasifica las siguientes reacciones según su tipo y carácter redox:

1. $Na\ \ s\ + Br_2\ \ l\ \rightarrow NaBr\ \ s$

2. $S_8\ \ s\ + O_2\ \ g\ \xrightarrow{\Delta} SO_2\ \ g$

3. $HgO\ \ s\ \xrightarrow{\Delta} Hg\ \ l\ + O_2\ \ g$

4. NaCl (l) $\xrightarrow{Electricidad} Na + Cl_2\ \ g$

5. $K\ \ s\ + HCl\ \ l\ \rightarrow H_2\ \ g\ + KCl\ \ l$

6. $Na + H_2O \rightarrow H_2 \ \ g \ \ + Na_2O \ \ l$

7. $K_2CrO_4 \ \ ac \ \ + Ba(NO_3)_2 \ \ ac \ \ \rightarrow BaCrO_4 \ \ s \ \ + KNO_3 \ \ ac$

8. $Pb(NO_3)_2 \ \ ac \ \ + 2KI \ \ ac \ \ \rightarrow PbI_2 \ \ s \ \ + 2KNO_3 \ \ ac$

9. $H_2SO_4(l) + 2KOH \ \ l \ \ \rightarrow K_2SO_4(l) + H_2O \ \ l$

10. $H_3PO_4 \ \ l \ \ + Ca(OH)_2 \ \ l \ \ \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \ \ l \ \ + H_2O \ \ l$

PRACTICA No. 8

COMPUESTOS IONICOS Y COVALENTES:

ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

EQUIPOS

Aparato de conductividad eléctrica

Vasos de precipitados pequeños

Agitador

Frasco lavador con agua destilada

MATERIALES

1. Para la Primera Parte:

ACIDO ACETICO(CH_3COO)

Sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$

Cloruro de sodio NACL

Agua destilada

Agua de la llave

2. Para la segunda parte

(soluciones preparadas por el profesor)

Jugo de limón

Hidróxido de sodio NaOH

Vinagre.

Alcohol etílico C_2H_5OH Y yodo I_2

Amoniaco NH_3

Acido clorhídrico HCL

Sulfato de cobre $CuSO_4$

Medidas de protección física:

1. Deben utilizarse guantes desechables para esta práctica.
2. En ningún caso deben tocarse los electrodos del equipo con las manos.
3. Deben enjuagarse los electrodos del equipo con abundantes agua valiéndose del frasco lavador cada vez que se haya utilizado el equipo. Para ello previamente debe desconectarse el mismo de la electricidad.
4. Las soluciones utilizadas deben ser desechadas, nunca devueltas al frasco.

Objetivos:

1. Comprobar la presencia de iones de sustancias en solución.
2. Determinar si una sustancia es electrolito fuerte, débil o no electrolito.
3. Observar la relación que existe entre la conductividad eléctrica y el tipo de enlace en los compuestos estudiados.

Introducción:

Aquellas sustancias que disueltas en agua o fundidas conducen la electricidad, se denominan "electrolitos". Estas sustancias en contacto con el agua se disocian o sea, que se separan en partículas cargadas eléctricamente llamada iones (cationes y aniones). Las sustancias que en solución no conducen la corriente electica se llaman "no electrolitos"

El movimiento de estos iones da lugar a la conducción de la corriente eléctrica. La corriente (electrones en movimiento) penetra en la disolución por el cátodo. Los electrones que entran son recogidos por los iones positivos (cationes). Los electrones abandonan la disolución la por el ánodo. Los iones negativos (aniones son los que ceden estos electrones. Cuando todos los iones que había al principio se hayan transformado en partículas neutras, la corriente cesara de circular.

De acuerdo al grado de disociación, los electrolitos se dividen en:

a. **Fuertes**: disociación completa.

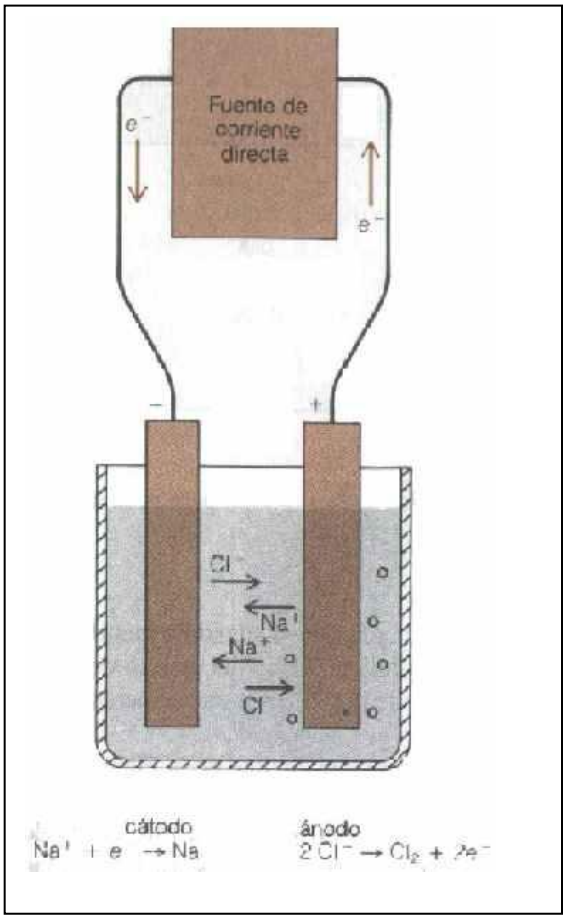
b. **Débiles**: disociación incompleta.

De acuerdo al tipo de enlace químico presente, los compuestos se clasifican en:

IONICOS: Aquellos que tienen por lo menos un enlace iónico (enlace por transferencia de electrones). Todos los compuestos iónicos al estar fundidos o disueltos se disocian y por lo tanto son electrolitos.

COVALENTES: Aquellos que sus enlaces son todos covalentes (pareja de electrones compartidos). Estos pueden ser polar o covalente no polar; son covalentes polares aquellos que tienen pareja de electrones compartidos por átomos cuya diferencia de electronegatividades sea menor de 1.7, s i no hay diferencia entre sus electronegatividades, serán covalentes no polar.

Los compuestos iónicos y los covalentes polares en solución acuosa, se disocian y por lo tanto son electrolitos. Esto no es así con los compuestos covalentes no polares por lo que son no electrolitos. (Fig. N°1) (Fig. No. 2)



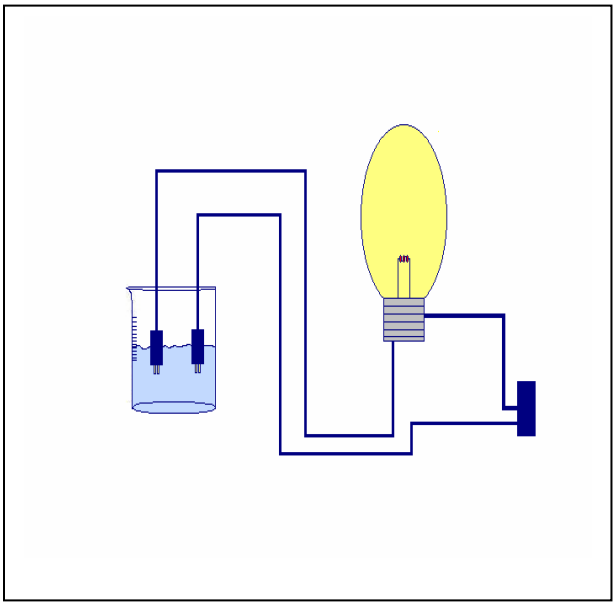


Figura No. 2: Equipo de Conductividad eléctrica

Fig. N°1. Disociación de la sal en iones de sodio y en iones cloruro.

En este experimento se comprobara la conductividad usando un aparato llamado de conductividad eléctrica (ver figura N° 2). Los terminales de grafito sirven de electrodos.

Si los electrodos están inmersos en una solución fuertemente conductora, el circuito se completa produciendo una fuerte luz en el bombillo. Un electrolito débil tiene pocos iones en solución y produce solo una pequeña luz en el bombillo. Un no electrolito no conduce la corriente y por tanto el bombillo no enciende (Fig. N°2).

PROCEDIMIENTO:

Primera parte

Comprobar la presencia de iones.

1.1 coloque unos mililitros de agua destilada en un vaso de precipitado. Compruebe su conductividad.
1.2Compruebe la conductividad del agua de la llave.

Nota: Después de comprobar la conductividad de las sustancias químicas siguientes lave los electrodos con agua destilada. Anote sus observaciones en el cuadro No.1, indicando si son electrolitos fuertes o débiles o no electrolitos.

2.1. Ponga unos mililitros de acido acético concentrado ($CH_3 - COOH$) en un vaso de p.p. Pruebe su conductividad.

2.2. Agregue despacio y con cuidado mililitros de agua destilada mientras continua probando la conductividad.

3.1 Ponga unos cristales de cloruro de sodio (NaCl) en un beaker limpio y seco. Pruebe la conductividad.

3.2 Agregue unos mililitros de agua destilada, agite hasta disolver. Pruebe de nuevo la conductividad

4.1 Ponga unos cristales de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en un beaker limpio y seco. Pruebe la conductividad.

4.2 Agregue unos mililitros de agua destilada, agite hasta disolver. Pruebe de nuevo la conductividad.

Segunda parte.

Compruebe la conductividad de cada una de las soluciones indicadas por su profesor. Lave los electrodos con agua destilada después de cada comprobación.

Anote sus observaciones llenando el cuadro N°2.

EVALUACION

PRACTICA No. 8

COMPUESTOS IONICOS Y COVALENTES: ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

NOMBRE _____ **MATRICULA**_____

GRUPO_____ PROF. _____ FECHA_____

Primera parte

Comprobar la presencia de iones y realizar la clasificación eléctrica de los mismos.

CUADRO No. 1

Sustancia	**Observación** **(Observación de la luz)**	**Electrolito fuerte** **Electrolito débil** **No electrolito**
H_2O **Destilada**		
Agua de la llave.		
$CH_3 - COOH$ *concentrada*		
$CH_3 - COO$ *solucion*		
NaCl (Sólido)		
NaCl (solución)		
$C_{12}H_{22}O_{11}$ *solido*		
$C_{12}H_{22}O_{11}$ *solucion*		

¿En cuales de los casos anteriores hay iones?

Segunda Parte

CUADRO No. 2

Soluciones	Tipo Conductividad Eléctrica			Tipo de Enlace		
	Electrolito Fuerte	**Electrolito Débil**	**No electrolito**	**Polar**	**No polar**	**Iónico**
Jugo de limón						
I_2						
Vinagre						
NaOH						
C_2H_5-OH						
NH_3						
$CuSO_4$						

Marque la respuesta correcta según lo observado:

1.-Los ácidos, bases y sales son:

a) Electrolitos b) No electrolitos c) Ninguna

2.- Los compuestos covalentes no polares son:

a) Electrolitos débilmente b) No electrolitos c) Encienden

3.- Los compuestos iónicos y los covalentes polares son:

a) Electrolitos b) No electrolitos c) Ninguna

PRACTICA No. 9

ÓXIDOS, HIDROXIDOS, ACIDOS Y SALES.

MATERIALES Y EQUIPOS:

Mechero de Bunsen o de alcohol

Capsula de porcelana

Varilla del vidrio (agitador)

Cucharilla de deflagración

Papel indicador

Pinzas para crisol

Erlenmeyer

Tubo de ensayo

Cinta de magnesio

Solución de fenolftaleína

Azufre en polvo

Objetivos:

1. Ilustrar la propiedad que tiene el oxigeno de combinarse con metales y los no metales.

2. Determinar el carácter acido y básico de algunos compuestos, utilizando indicadores.

3. Obtener pequeñas cantidades de óxidos, hidróxidos, ácidos y sales.

Introducción:

Los óxidos: Son combinaciones binarias del oxigeno con cualquier elemento de la tabla periódica, metales o no-metales. Algunos de los óxidos de los metales al reaccionar con el agua originan soluciones de carácter básico, razón por la cual también se les conoce como óxidos básicos. Los óxidos de los no-metales al reaccionar con el agua originan soluciones de carácter acido, por lo cual se les emplean los llamados indicadores, que son generalmente sustancias orgánicas que tienen la propiedad de cambiar de color en presencia de ácidos o bases.

Los hidróxidos o bases: Son compuestos formados por un metal y el radical hidroxilo con número de oxidación (-1). Los óxidos básicos o metálicos al reaccionar con el agua forman hidróxidos o bases.

Su formula general es M(OH)x, donde M=metal, OH= radical hidroxilo y x= numero de oxidación del metal o valencia.

Ejemplo: $MgO + H_2O \Rightarrow Mg\ \ OH\ _2$**.** 2 es la valencia del metal magnesio.

Los hidróxidos son resbalosos al tacto, tienen sabor amargo y neutralizan los efectos de los ácidos, colorean de azul el papel tornasol y tornan de rojo purpura la solución de fenolftaleína.

Ejemplos:

a)-NaOH hidróxido de sodio o soda caustica

b)-KOH hidróxido de potasio o lejía.

Estos hidróxidos o bases se utilizan en la fabricación de jabones duros y blandos y como materias primas en la fabricación de desrizados.

Los ácidos: Son sustancias que al disolverse en el agua producen iones hidrogeno (H^+), tiene sabor agrio, producen una sensación punzante en la piel, cambian a rojo el color del papel tornasol, disuelven ciertos metales y neutralizan las bases e hidróxidos.

Hay dos tipos de ácidos que son: Hidrácidos y Oxácidos

a) Los hidrácidos: Son aquellos que no contienen oxigeno en su estructura y se forman cuando un elemento de los grupos VI y VIIA, con su menor número de oxidación, se combina con el hidrogeno en medio acuoso.

Ejemplos:

Grupo VIIA: a) HF=HF acido fluorhídrico

b) HCL- acido clorhídrico

Al HCL se le conoce comercialmente como acido muriático.

Grupo VIA: a) $H^{+1}S^{-2} - H_2S$ acido sulfhídrico

Este acido es muy toxico, se encuentra en los huevos podridos.

b) Los Oxácidos: Son aquellos ácidos que contienen oxígeno dentro de su fórmula molecular.

Ejemplo:

Acido Sulfúrico: H_2SO_4

Acido Nítrico: HNO_3

Las sales: Son compuestos químicos formados por la reacción de un acido mas una base o hidróxido. La reacción es llamada de neutralización, ya que las soluciones ácidas y básicas neutralizan mutuamente sus efectos.

La ecuación general para dicha reacción es:

Acido+ base$\Rightarrow$ sal + agua

Ejemplo: Cloruro de Sodio: NaCL

Procedimiento:

Parte a: **Obtención de un óxido básico**
Tome una cinta de magnesio con una pinza tijera, quémela por completo en la llama del mechero. Una vez terminada la combustión de toda la cinta, deposítela en un vaso de precipitado. Anote sus observaciones.

Parte b: Obtención de un hidróxido.

Agregue 5 mL de agua al vaso del procedimiento a), agite con una varilla de vidrio tratando de disolver. Introduzca una tirilla de papel indicador; observe y anote. Agregue tres gotas de fenolftaleína. Observe el cambio de color en el hidróxido. Anote sus observaciones.

Parte c: Obtención de un oxido ácido (anhídrido)

1. Llene una cucharilla de deflagración con azufre y caliente en el mechero hasta que se encienda.

2. Coloque un tapón monohodorado en el palo de la cucharilla con el azufre encendido e introdúzcala en el matraz Erlenmeyer de tal manera que quede herméticamente cerrado. El matraz debe contener unos 15ml de agua para recoger el gas producido (Ver figura).

Obtención de un ácido:

3. Tape el matraz y agite suavemente para que el gas producido se combine con el agua. Luego de unos movimientos retire la cucharilla, introduzca una tirilla de papel indicador. Observe el cambio de color y anote el grado de acidez alcanzado en la escala del PH.

Parte d: Obtención de una sal

Vierta unas gotas del ácido que obtuvo en la parte c) sobre el hidróxido con fenolftaleína (tres gotas) que había reservado en la parte b). Observe el cambio producido en el color. Anote sus observaciones.

EVALUACION

PRACTICA No. 9

OXIDOS, HIDRÒXIDOS, ÀCIDOS Y SALES.

NOMBRE _____ **MATRICULA** _____

GRUPO_____ **PROF.** _____
FECHA_____

1. ¿Cuál fue el valor de pH indicado por la tira de papel indicador al ser introducida en la cápsula de porcelana que contenía la solución de óxido de magnesio? ¿Por qué?
2. Escriba la ecuación de la reacción del óxido de magnesio (MgO) con el agua.
3. ¿Qué color tomó la fenolftaleína con la solución del óxido de magnesio (MgO)?
4. ¿Qué color tomó la tira de papel indicador al introducirse en el Erlenmeyer que contenía la solución de dióxido de azufre? ¿Por qué?
5. Escriba la ecuación de la reacción del dióxido de azufre (SO_2) con el agua.
6. ¿Qué color tomó la solución de fenolftaleína con la solución de dióxido de azufre (SO_2)? ¿Por qué?
7. Escriba la fórmula y los nombres de cinco óxidos básicos y cinco óxidos ácidos
8. ¿Cuál es la evidencia de que el oxígeno se une con el magnesio y el azufre?
9. Explique si la reacción del magnesio y del azufre sería más rápida o más lenta en aire o en oxígeno puro
10. Escriba la ecuación de la reacción química que ocurre en la obtención de una sal del experimento realizado.
11. ¿Que tipo de sal se ha formado?
12. Investigue el uso de esta sal.

PRACTICA No. 10
GASES

Materiales y Equipos:

Soporte de hierro con anilla

2 globos

Hielo

2 Beaker

Termómetro

Quemador de Bunsen o estufa

OBJETIVO:

Comprobar de forma experimental las leyes de los gases.

Introducción:

El estado gaseoso es un estado disperso de la materia, es decir, que las moléculas del gas están separadas unas de otras por distancias mucho más grandes que el diámetro real de las moléculas. Resulta, entonces, que el volumen ocupado por el gas (V) depende de la presión (P), la temperatura (T) y de la cantidad o numero de moles (n), de ahí que lo denominemos parámetros que determinan el estado de un sistema.

PRESION: La presión se define como la fuerza por unidad de área:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{fuerzaqueactuaperpendicularauna\sup erficie}{areaenlaqueestadistribuidalafuerza}$$

Presión (en N/ m^2 **)=** $\frac{fuerza(ennewtons)}{area(enmetroscuadrados)}$

La unidad SI de presión es newtons por metro cuadrado (N/ m^2) denominada pascal y abreviada Pa. Frecuentemente las medidas científicas están relacionadas con la presión que ejerce una columna de fluido y es más conveniente medir la presión en términos de la altura de dicha columna, por ejemplo, milímetros de mercurio (MmHg)

Esta magnitud es independiente de la forma de la columna.

La presión se mide normalmente en milímetros de mercurio o en atmosferas. Hay $1{,}013 \times 10^5$ pascales en una atmosfera.

La presión atmosférica normal es la presión media de la atmosfera al nivel del mar. La atmosfera es equivalente a la presión que ejerce el peso de una columna de mercurio de 760mm de altura a 0ºC.

Las condiciones normales (C.N) se refieren a una temperatura de 0 ºC (273ºk) y una presión atmosférica normal (760 mmHg o 1 atm.)

La presión de un gas es la fuerza que este ejerce, por unidad de área, sobre el recipiente que lo contiene.

TEMPERATURA: La temperatura de los gases generalmente se mide en grados centígrados (ºC), o grados Celsius. Cuando se usan las leyes de los gases ideales, la temperatura centígrada se debe convertir a la escala absoluta o temperatura Kelvin de acuerdo con la siguiente relación:

ºK=273+ºC

CANTIDAD: La cantidad de un gas se puede medir en unidades de masa, usualmente gramos. De acuerdo con el sistema de unidades SI, la cantidad también se expresa mediante el número de moles de sustancia; esta puede calcularse dividiendo el peso del gas por un peso molecular.

$n = \frac{m(x)}{M(X)}$ Donde n= N° de moles; m(x)= cantidad de sustancia; M(x)=Masa molar de la sustancia=PM

VOLUMEN: Como un gas llena completamente el recipiente, el volumen de un gas es igual al volumen del recipiente que lo contiene. El volumen de un gas es igual al volumen del recipiente que lo contiene. Las unidades de volumen más usadas son el litro (L) y su submúltiplo el mililitro (mL) o cm^3. (V=22.4L/mol)

En un gas ideal (es decir, el gas cuyo comportamiento queda descrito exactamente mediante las leyes que plantearemos más adelante), el producto PV dividido por nT es una constante, la constante universal de los gases, R. El valor de R depende de las unidades utilizadas para P, V, n y T.

A presiones suficientemente bajas y a temperaturas suficientemente altas se ha demostrado que todos los gases obedecen las leyes de Boyle, Charles y Gay Lussac, las cuales relacionan el volumen de un gas con la presión y la temperatura. En estas condiciones se considera que los gases reales se comportan como gases ideales.

$R = \frac{PV}{nT}$ R=0.082 y sus unidades son: atm* L / Mo l* ºK

LEY DE BOYLE, PRESION Y VOLUMEN DE UN GAS

Se ha comprobado experimentalmente que el volumen de una determinada cantidad de gas ideal, cuando la temperatura se mantiene constante, es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre el gas. Esto se expresa matemáticamente así: $V \alpha \frac{I}{P}$

La ecuación PV=K se conoce como ley de Boyle y se presenta gráficamente en la figura 1. Como el producto PV es siempre igual al mismo número, cuando uno de los dos factores aumenta, el otro debe disminuir o viceversa. Esta es la característica de una proporcionalidad inversa.

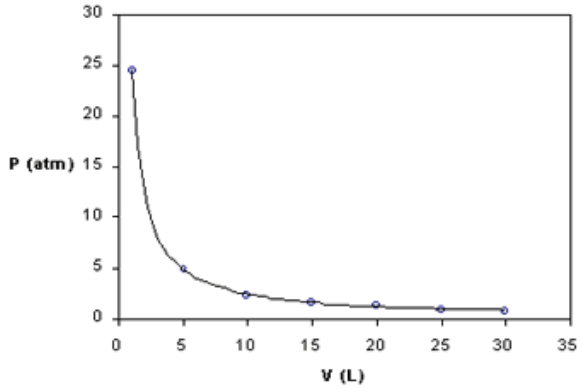


Fig.1

Representación Grafica de la Ley de Boyle

La relación matemática se puede ampliar para mostrar que:

PiVi=K=PfVf

LEY DE CHARLES, TEMPRATURA Y VOLUMEN DE UN GAS

Si se dibuja el eje vertical del grafico de volumen contra temperatura (Fig. 2) el grafico será una línea recta. Este es el gráfico de una proporcionalidad directa. La expresión completa de esta relación se conoce como ley de Charles:

A presión constante, el volumen de una masa dada de gas varía directamente con la temperatura absoluta.

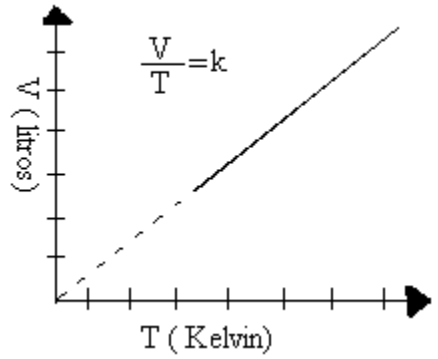


Fig.2. Representación grafica de la ley de Charles.

Matemáticamente, esta ley se expresa Vα T. Introduciendo una constante de proporcionalidad K tenemos: V=KT

Dividiendo ambos lados por T, $\frac{V}{T} = K$

Esta relación se expresa gráficamente en la figura 2.

Si el cociente V/T permanece constante, un momento en V deberá estar acompañado de un aumento en T y viceversa. Siguiendo el mismo procedimiento usado con la ley de Boyle.

$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

Donde los subíndices i y f se refieren a las condiciones inicial y final del volumen y la temperatura. Resolviendo para el volumen final, Vf:

$$V_f = V_i x \frac{T_f}{T_i}$$

LEY DE GAY-LUSSAC, PRESION Y TEMPERATURA DE UN GAS.

A volumen constante, la presión de un gas varía proporcionalmente con la temperatura absoluta. Esta ley relaciona la variación de la presión con la temperatura cuando se mantienen constantes el volumen y la cantidad de sustancia. Matemáticamente se puede expresar así:

$$P \alpha T$$

Introduciendo la constante de proporcionalidad K: P=KT

Dividiendo ambos lados por T**:** $\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$

La representación grafica de esta ley es similar a la figura 2; basta con cambiar el volumen por la presión en el eje vertical.

LEY COMBINADA DE LOS GASES

En un experimento ordinario es raro que se mantengan constantes la presión y la temperatura. Por tanto, es importante tener una ley que nos indique como cambia el volumen con P y T. Las leyes de Charles y Boyle se combinan en una sola ley para producir:

$\frac{PV}{T} = K$ **o** $\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$ **(ley combinada de los gases)**

Es decir, que a partir de la ley combinada (ec. 5-8) podemos calcular la forma como cambia el volumen o presión o temperatura si se conocen las condiciones iniciales (Pi, Vi, Ti) y se conocen dos de las condiciones finales, es decir, dos o tres cantidades Pi, Vi, Ti.

LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES-MEZCLA DE GASES

Dalton estableció que en una mezcla de gases que no reaccionan químicamente, la presión total es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases ejercería si los otros no estuvieran presentes. Esta ley se conoce como la ley de Dalton de las reacciones parciales y se expresan matemáticamente.

$$P_{total} = p_1 + p_2 + p_3 + ...$$

Donde P total es la presión ejercida por la mezcla y p es la presión parcial de los componentes1, 2, 3, etc.

La presión ejercida por un gas es proporcional el numero de moléculas presentes del gas e independiente de su naturaleza. En general, la presión parcial de cualquier componente en una mezcla se encuentra multiplicando la presión total por la fracción del número total de moles representados por ese componente.

Esta relación es expresada mediante la ecuación: $P_A = X_A P_{total}$

Donde el subíndice A se refiere al componente A y x el número fraccionario, llamado fracción molar. La fracción molar se define como el número de moles de un componente dividido por el número total de moles de todos los componentes.

$$X_A = \frac{molesdecomponenteA}{MolesdeA + molesdeB + molesdeC} = \frac{molesdeA}{molestotales}$$

EL PRINCIPIO DE AVOGADRO Y EL VOLUMEN MOLAR:

Avogadro propuso una explicación para la ley de Gay-Lussac, que se conoce como el principio o hipótesis de Avogadro, la cual establece que volúmenes iguales de todos los gases en las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas. De este modo, la relación que existe entre los volúmenes de los gases debe ser la misma que hay entre las moléculas. Así, un litro de oxigeno contiene el mismo número de moléculas que un litro de nitrógeno contiene el mismo número de moléculas que un litro de nitrógeno o de cualquier otro gas.

Se ha encontrado experimentalmente que a condiciones normales (OºC y 1.0 Atm.) un mol de cualquier gas ocupa aproximadamente 22.4 litros por mol, se denomina volumen molar o volumen molecular-gramo de un gas ideal en condiciones normales. Obsérvese que este valor se cumple únicamente para un gas (nunca un sólido o un liquido) medido en condiciones normales.

Un mol de cualquier gas contiene un número de Avogadro de moléculas, es decir, $6.02x10^{23}$ moléculas. En condiciones normales el volumen ocupado por estas $6.02x10^{23}$ moléculas es igual a 22.4 litros, sin importar su tipo, siempre que su comportamiento sea ideal.

Tomemos como ejemplo el oxigeno, Un mol de O_2 pesa 32 gramos en condiciones normales. Empleando el signo≈ (equivalente a) podemos escribir:

1 mol de O_2 ~22.4 litros en C.N > ~ $6.02x10^{23}$ moléculas de O_2

El valor más exacto del volumen molar normal es 22.414 litros. Debido a las desviaciones del comportamiento ideal que muestran los gases reales, el volumen molar real observado de un gas en condiciones normales puede ser ligeramente diferente de 22.414 L bien sea más alto o más bajo, no obstante, utilizaremos el valor 22.4 L para todos los gases reales.

LEY DE LOS GASES IDEALES, LA ECUACION DE ESTADO

Se ha demostrado que la presión ejercida por un gas es proporcional a la temperatura absoluta del gas e inversamente proporcional a su volumen. La presión también depende de otra variable: la cantidad presente de gas (n). Si n es el número de moles del gas, entonces,

$$P \ \alpha \ n$$

Combinado esta proporcionalidad P & T y P & 1/V, entonces

$$P \ \alpha \ n\frac{T}{V}$$

Introduciendo la constante de proporcionalidad, R, conocida como constante universal de los gases,

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Esta ecuación puede escribirse en su forma más común: PV=nRT

La ecuación recibe el nombre de ley de los gases ideales o ecuación de estado. La constante universal de los gases, R, se puede controlar partiendo del hecho que un mol de gas (n =1) a condiciones normales ocupa 22.4 litros. La ecuación anterior para R y sustituyendo por los valores conocidos, tenemos:

R=0.0821

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1atm}{Lmol} x \frac{22.41}{273K} = 0.0821 \frac{atmxL}{molK}$$

Nota: Cuando se utiliza el valor R=0.0821Litro. Atm/mol. K

P debe estar en atmosferas, V en litros, T en Kelvin y n en moles.

Se puede derivar otra forma útil de la ley de los gases ideales como sigue: si la masa de cualquier sustancia química, expresada en gramos(g), se divide por el peso molecular,PM, el cociente es el numero de moles:

$$\frac{g}{M} = \frac{gramos}{gramos / mol} = moles = n$$

Sustituyendo este valor g/M en la ecuación de los gases ideales:

PV = nRT= g/M RT

DIFUSION DE LOS GASES, LEYES DE GRAHAM

La efusión es el proceso por el cual las moléculas de un gas se escapan a través de un pequeño orificio. La difusión es el movimiento cinético de translación de un grupo de moléculas dentro de otro grupo. Aunque los mecanismos de los dos procesos difieren, experimentalmente se ha comprobado que las velocidades de ambos procesos son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de la densidad del gas, así para dos gases, A y B:

$$\frac{r_B}{r_A} = \sqrt{\frac{d_A}{d_B}}$$

El símbolo r representa la velocidad de difusión o efusión de las moléculas o moles por unidad de tiempo; d representa la densidad. La ecuación 5-22 se conoce como la ley de Graham.

Como los pesos moleculares de los gases son proporcionales a sus densidades a cualquier temperatura y presión, la ecuación anterior puede escribirse:

$$\frac{r_B}{r_A} = \sqrt{\frac{M_A}{M_B}}$$ Donde M representa el peso molecular.

Procedimiento

Parte I.- Ley De Boyle: Relación Entre Presión Y Volumen

1. Tome una jeringuilla y hale su embolo hacia fuera para llenarlo de aire (V_1)

2. Ponga el dedo índice sobre la salida de la jeringuilla fuertemente.

3. Aplique toda la fuerza posible sobre el émbolo de la jeringuilla y anote el volumen que ocupa ahora el aire dentro de la jeringuilla (V_2)

4. Tome como presión inicial (P_1) la atmosférica (760mmHg) y calcule la presión ejercida por su mano (P_2) sobre el aire usando la expresión de la ley de Boyle: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

Parte II. Ley de Charles: Relación entre volumen y temperatura.

1. Prepare dos recipientes, uno con hielo y otro con agua, este último póngalo a calentar. Anote las temperaturas en cada caso.

2. Hale el embolo de una jeringuilla de inyectar hacia fuera y ponga a continuación una vejiga en el extremo de la misma.

3. Luego, empuje el embolo de la jeringuilla vaciando el aire dentro de la vejiga. El volumen máximo de la jeringuilla será el del aire vaciado dentro de la misma. (V_1).

4. Amarre fuertemente el globo por la boca cerciorándose que no haya escape de aire.

5. Llene otro globo en la forma descrita anteriormente.

6. Ponga uno de los globos en el hielo y el otro en el recipiente con agua caliente continúe calentando el agua y tome la temperatura en ambos recipientes al cabo de 10 minutos, esta serán las temperaturas final en cada experimento T_2.

7. Realiza los cálculos de volúmenes finales en cada experimento con la expresión:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

En frío

V_1= (el volumen de la jeringuilla)

T_1= el medio ambiente

V_2=?

T_2=recipiente con hielo

En caliente

V_1= el de la jeringuilla

T_1=el medio ambiente

V_2=?

T_2= la del agua caliente

Parte III. Ley de Gay-Lussac: Relación entre presión y temperatura

1. Utilice los datos de temperatura de la parte II, para el hielo y el agua caliente.

2. Suponga que P_1 es la ambiental, 760mm de Hg, y calcule la presión final en el gas en frio y en caliente, usando la ley de Gay-Lussac: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$

Realice el cálculo para obtener P_2 tanto para el experimento en frío como en caliente.

Parte IV. Ecuación general del estado gaseoso: Relación entre presión, volumen y temperatura.

1. Utiliza los resultados de la parte II para calcular la variación de la presión en ambos experimentos, usando como

P_1=760mmHg

V_1= (el de la jeringuilla)

V_2= resultados en ambos casos

T_1= la del medio ambiente

T_2= (medidas en el agua caliente y en le agua fría) en la expresión

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

3. Compara estos resultados con los obtenidos en la parte III.

Parte V. Ecuación de los gases ideales

Calcula el número de moles que hay ocupado el volumen de la jeringuilla suponiendo:

P=760 mmHg

V= (el de la jeringuilla)

T= la del medio ambiente

R= 0.082 Atm * L/Mol * ºK

Y con la expresión: PV=nRT.

EVALUACION

Práctica No. 10

GASES

NOMBRE_____ **MATRICULA**_____

GRUPO_____ **PROF.** _____

FECHA _____

Parte I. LEY DE BOYLE $P_1V_1 = P_2V_2$

1. Volumen de aire contenido en la Jeringuilla (V_1)_____ mL.

2. Volumen de aire en la jeringuilla luego de la compresión (V_2)_____ mL.

3. Presión atmosférica (P_1)_____ mmHg.

4. Calcule la presión ejercida sobre el aire contenido en la jeringuilla (P_2)_____ mmHg.

Parte II. Ley de Charles $V_1/T_1 = V_2/T_2$

a) *En Caliente*:

1. Temperatura del agua en ambiente (T_1) _____ ºC.

2. Volumen de aire introducido en la jeringuilla (V_1) _____ mL.

3. Temperatura del agua después de 10 minutos de calentamiento (T_2) _____ºC.

4. Volumen de aire contenido en el globo luego del calentamiento (V_2) _____ mL.

b) *En frío:*

1. Temperatura del hielo en ambiente (T_1)_____ ºC.

2. Volumen de aire introducido en la jeringuilla (V_1) _____ mL.

3. Temperatura del hielo después de 10 minutos (T_2) _____ºC.

4. Volumen de aire contenido en el globo luego 10 minutos sobre el hielo (V_2) _____ mL.

Parte III. Ley de Gay- Lussac $P_1/T_1 = P_2/T_2$

a) *En Caliente*:

1. Presión ambiental (P_1)_____ ºC.

2. Temperatura del agua en ambiente(T_1)_____ mL.

3. Temperatura del agua después de 10 minutos de calentamiento (T_2)_____ºC.

4. Calcule la presión del aire dentro del globo luego del calentamiento (P_2)_____ mL.

b) *En frío*:

1. Presión ambiental (P_1)_____ ºC.

2. Temperatura del hielo en ambiente(T_1)_____ mL.

3. Temperatura del hielo después de 10 minutos (T_2)_____ºC.

4. Calcule la presión del aire dentro del globo luego de 10 min. en el hielo (P_2)_____ mL.

Parte IV. Ley General del estado gaseoso $P_1(V_1)/T_1 = P_2(V_1)/T_2$

Usando los datos de las partes II y III determine el valor de P2 para caliente y frío y compare los resultados obtenidos con la parte III

1. ¿Obtuvo resultados diferentes en la comparación? En caso de una respuesta afirmativa, ¿A que atribuye la diferencia?.

Parte V. Ecuación de los gases ideales P*V = n*R*T

1. Presión atmosférica _____ mmHg.

2. Volumen de aire contenido en la jeringuilla_____ mL.

3. Temperatura ambiente _____ºC ; temperatura absoluta_____ºK.

4. Usando el valor de R, determine el número de moles correspondiente a la cantidad de aire contenida en la jeringuilla.

Bibliografía Consultada:

1. Química. Raymod Chang, 2da ed.

2. Química Zundhal, 2da ed.

3. Química y reactividad química por John Kotz y Paul Treichel

Bibliografía Electrónica Consultada:

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/gases.htm

http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico

http://es.wikipedia.org

http://www.tareasya.com.mx

http://quimicaparatodos.blogcindario.com

http://www.construaprende.com/

http://quimicalibre.com/metodos-de-separacion-de-mezclas

http://www.mysvarela.nom.es/quimica/practicas_eso/destilacion.htm

http://www.monografias.com