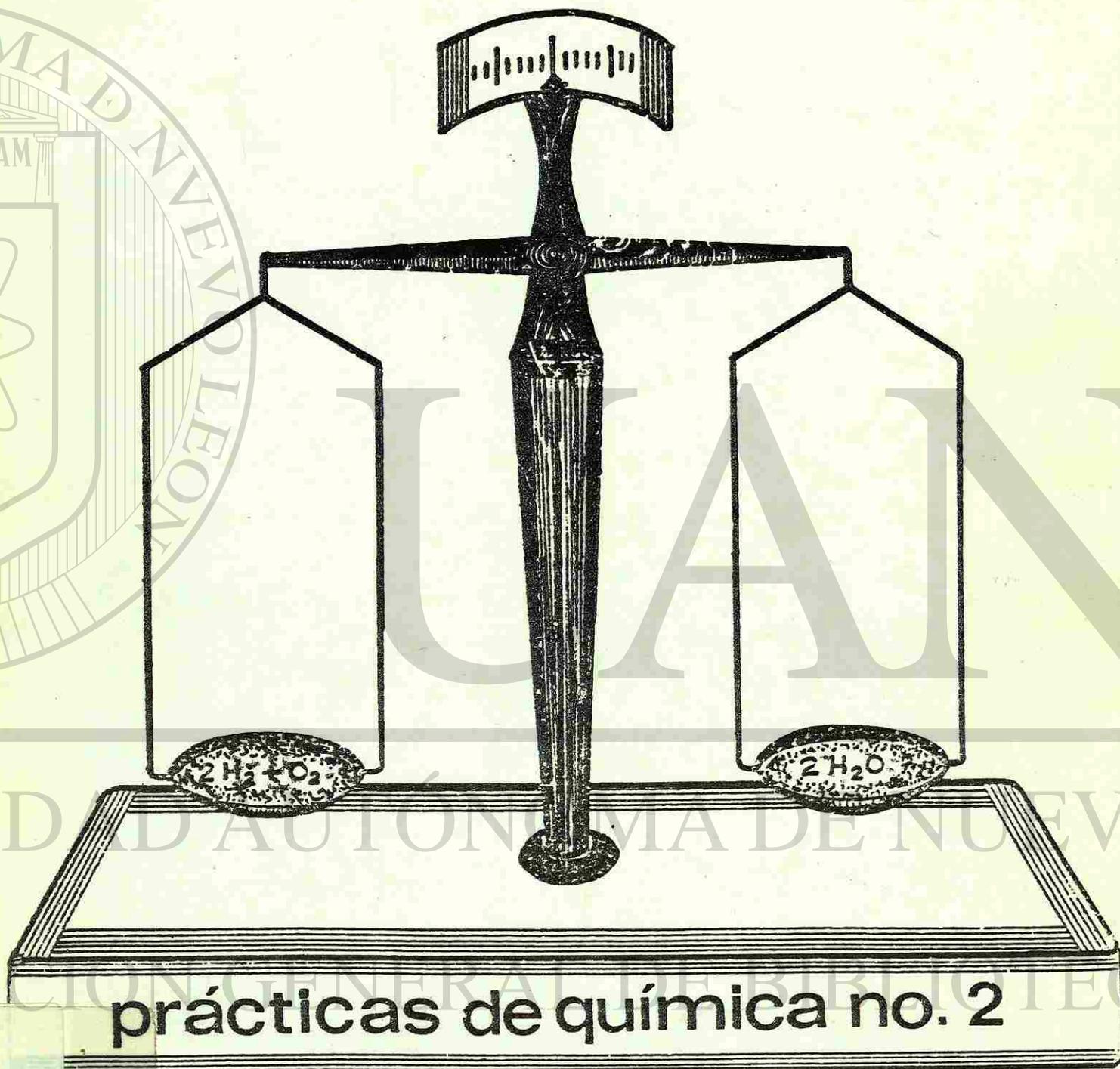


UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

PREPARATORIA No. 2



prácticas de química no. 2

Profr. José Angel Moreno López
Profr. Leocadio Sánchez Gracia

QD1
S2
199

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
ESCUELA PREPARATORIA NO. 2



U A N L

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

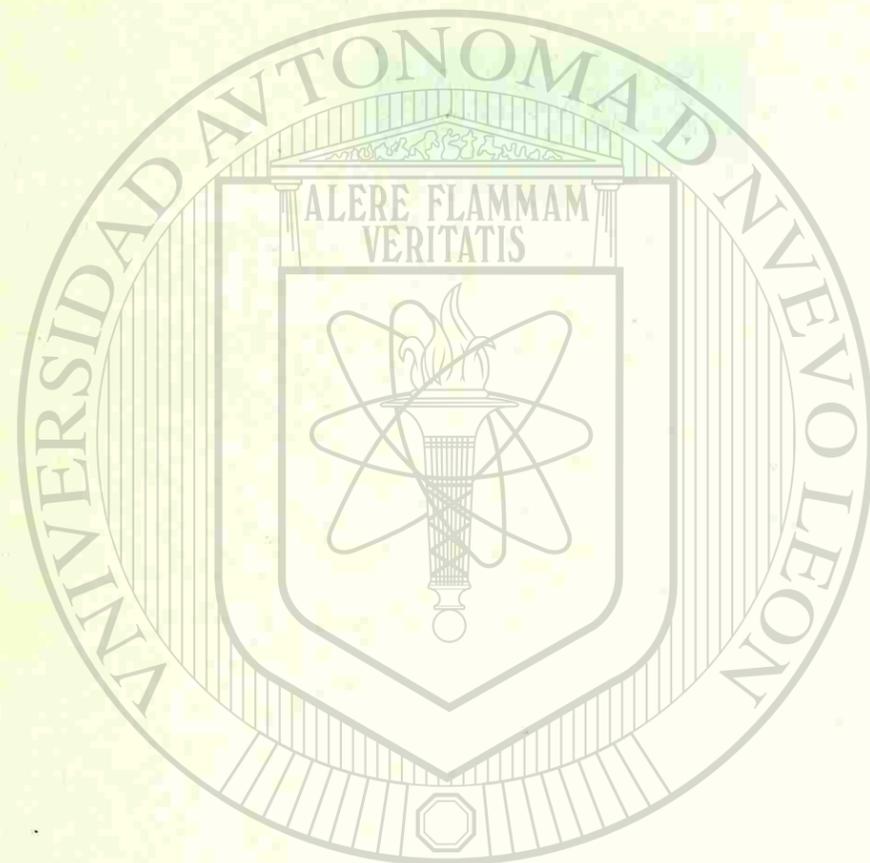


DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PROF. LUCASIO SANCHEZ BRAGTA

PROF. JOSÉ ANGEL FERRAS LOPEZ

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON - 2
ESCUELA PREPARATORIA No. 2



U A N L

LIBRO DE PRACTICAS DE LABORATORIO

QUIMICA II

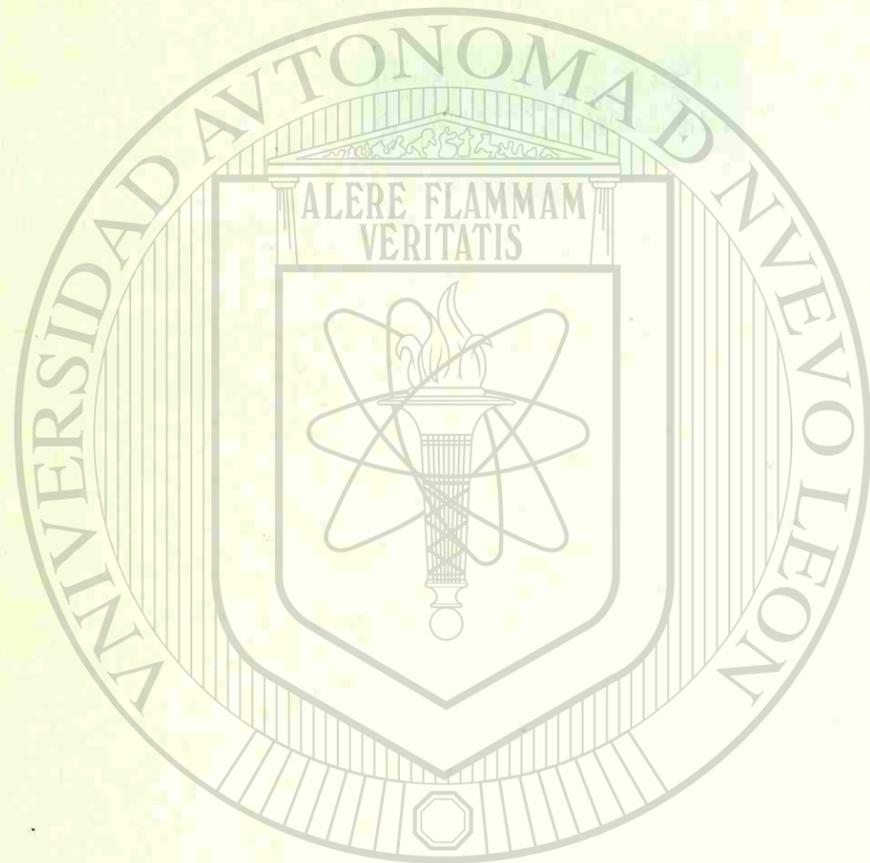
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PROFR. LEOCADIO SÁNCHEZ GRACIA

PROFR. JOSÉ ANGEL MOERNO LÓPEZ

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON - 2
ESCUELA PREPARATORIA No. 2



U A N L

LIBRO DE PRACTICAS DE LABORATORIO

QUIMICA II

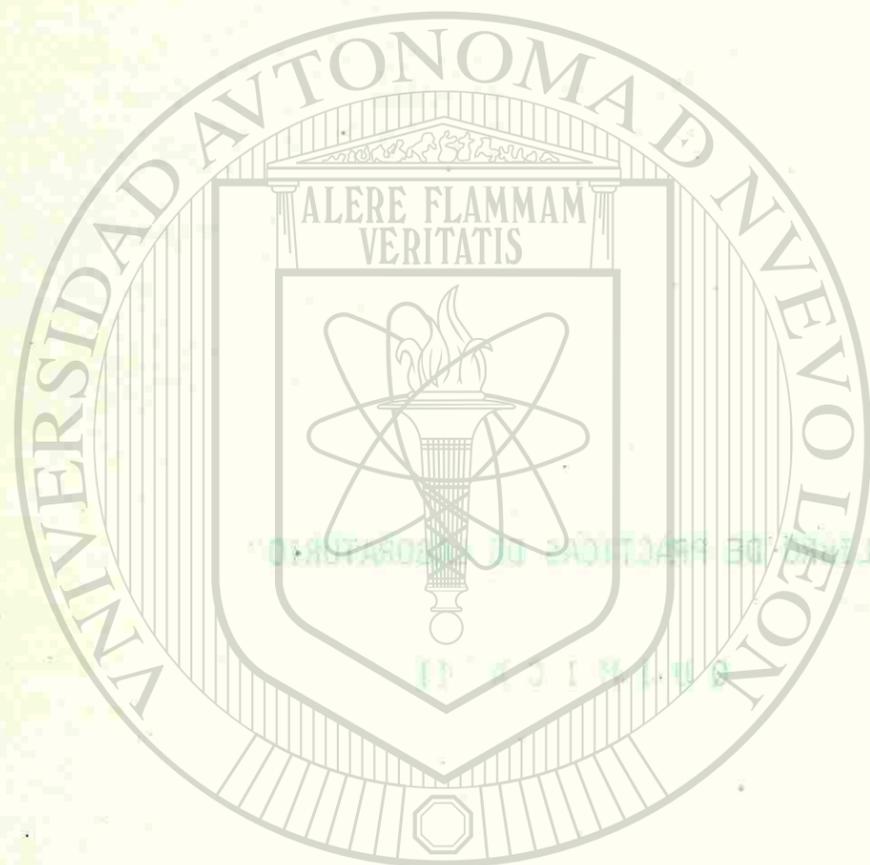
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PROFR. LEOCADIO SÁNCHEZ GRACIA

PROFR. JOSÉ ANGEL MOERNO LÓPEZ

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
ESCUELA PREPARATORIA NO. 2



AGRADECIMIENTO

Nuestra más sincera gratitud al Sr. Director de la Preparatoria No. 2 de la U.A.N.L., DR. ROGELIO GONZALEZ CASTILLO, por brindarnos la oportunidad y el apoyo necesario - para la elaboración del presente libro.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

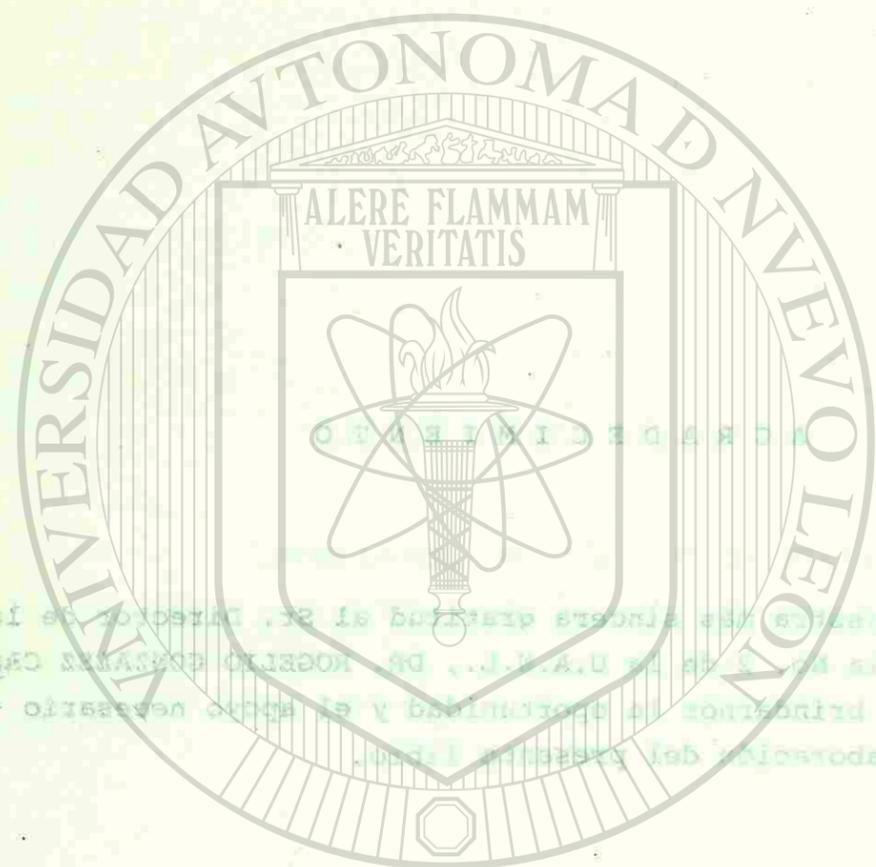
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PROFR. LEOCADIO SÁNCHEZ GRACIA

PROFR. JOSÉ ÁNGEL MORENO LÓPEZ

Profr. Leocadio Sánchez Gracia

Profr. José Ángel Moreno López



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

La presente edición fué elaborada para los alumnos de la -
Universidad Autónoma de Nuevo León, de acuerdo al programa apro-
bado por la Comisión Académica del H. Consejo Universitario, en
Julio de 1982.

10a. Edición - Enero, 1991. ³

Ediciones Preparatoria No. 2 ²

Monterrey, N.L.

Elaborado por: Profr. Leocadio Sánchez Gracia.
Profr. José Angel Moreno López

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

Mecanografía : Ma. del Carmen Valadez C.

Dibujos: Arq. Oscar Estrada Elizondo.

Arq. Horacio González Cavazos.

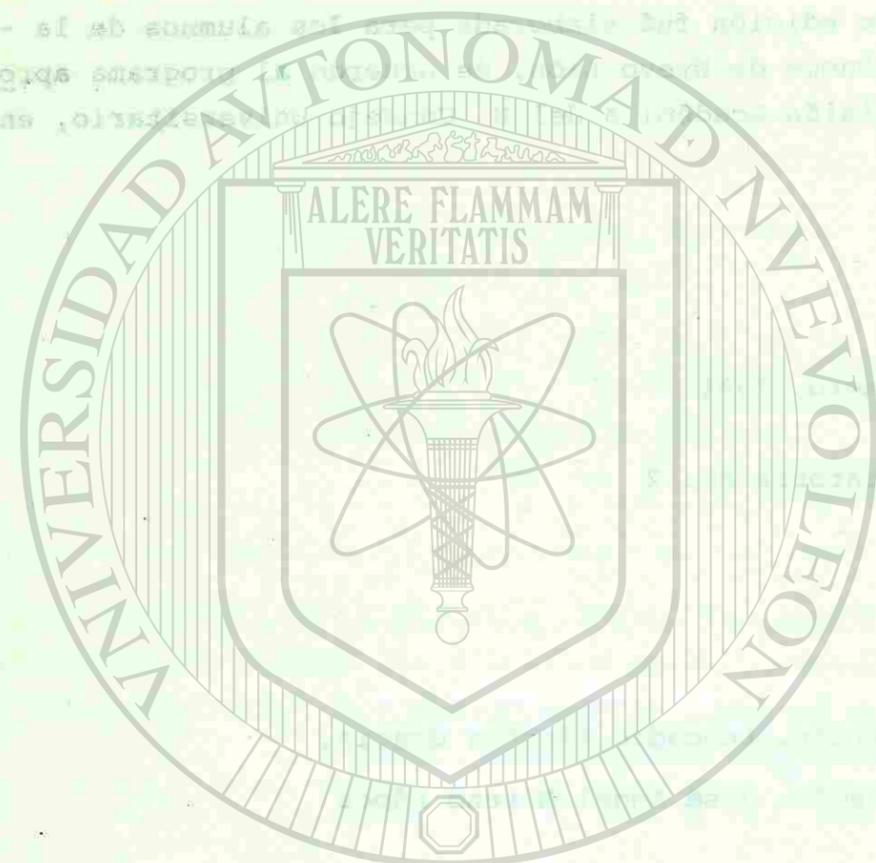
Revisión Pedagógica: Lic. Liliana Cadena Treviño. ®



QD155

S2

1991



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



FONDO UNIVERSITARIO

36783

CONTENIDO

Pag.

Comentarios generales para el empleo del laboratorio----	VI
Primeros Auxilios y Recomendaciones en el laboratorio---	VIII
Recomendaciones para una mutua seguridad de todos los -- que participan en el trabajo de laboratorio-----	X

TITULO DE PRACTICAS

Práctica No. 1 RECONOCIMIENTOS DE ACIDOS Y BASES-----	1
Práctica No. 2 NEUTRALIZACION-----	6
Práctica No. 3 LOS OXIDOS COMO FORMADORES DE ACIDOS Y-- BASES-----	11
Práctica No. 4 REACCIONES QUIMICAS-----	14
Práctica No. 5 TIPOS DE REACCIONES-----	16
Práctica No. 6 ALGUNOS FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCI-- DAD DE REACCION-----	20
Práctica No. 7 FENOMENOS DE OXIDACION Y REDUCCION-----	23
Práctica No. 8 UN MOL EXPRESADO EN GRAMOS-----	25
Práctica No. 9 ESTEQUIOMETRIA (DETERMINACION DEL No. DE m. LES DE O ₂ EN UNA MUESTRA DE KclO ₃ ----	28
Práctica No.10 SINTESIS DE UN COMPUESTO (CALCULAR LA -- FORMULA MINIMA)-----	30
Práctica No.11 CALCULAR LA CANTIDAD DE COBRE FORMADO---	32

APENDICE A GLOSARIO DE TERMINOS-----	XX
APENDICE B LISTA DE ACIDOS-----	XXIV
APENDICE C COMPOSICION DE ACIDOS Y BASES DE USOS -- MAS COMUN-----	XXVI
APENDICE D USO Y MANEJO DE ACIDOS Y BASES COMUNES-- EN EL LABORATORIO-----	XXVII
APENDICE E NOMBRES, FORMULAS Y CARGAS DE IONES-----	XXIX
APENDICE F SERIE ELECTROMOTRIZ DE LOS ELEMENTOS----	XXX
CONTROL DE ASISTENCIA-----	XXXI
BIBLIOGRAFIA-----	XXXII

REPORTES DE LAS PRACTICAS

	Pág.
Práctica No. 1	35
Práctica No. 2	36
Práctica No. 3	37
Práctica No. 4	38
Práctica No. 5	39
Práctica No. 6	40
Práctica No. 7	41
Práctica No. 8	43
Práctica No. 9	44
Práctica No. 10	45
Práctica No. 11	46

"El experimento es el interprete de la naturaleza. Los experimentos - nunca decepcionan, es nuestro juicio el que a veces engaña a sí mismo por que espera resultados que - el experimento rechaza. Debemos - consultar al experimento variando - las circunstancias hasta que haya - mos deducido reglas generales, ya - que sólo el experimento puede pro - porcionar reglas confiables".

LEONARDO DA VINCI.

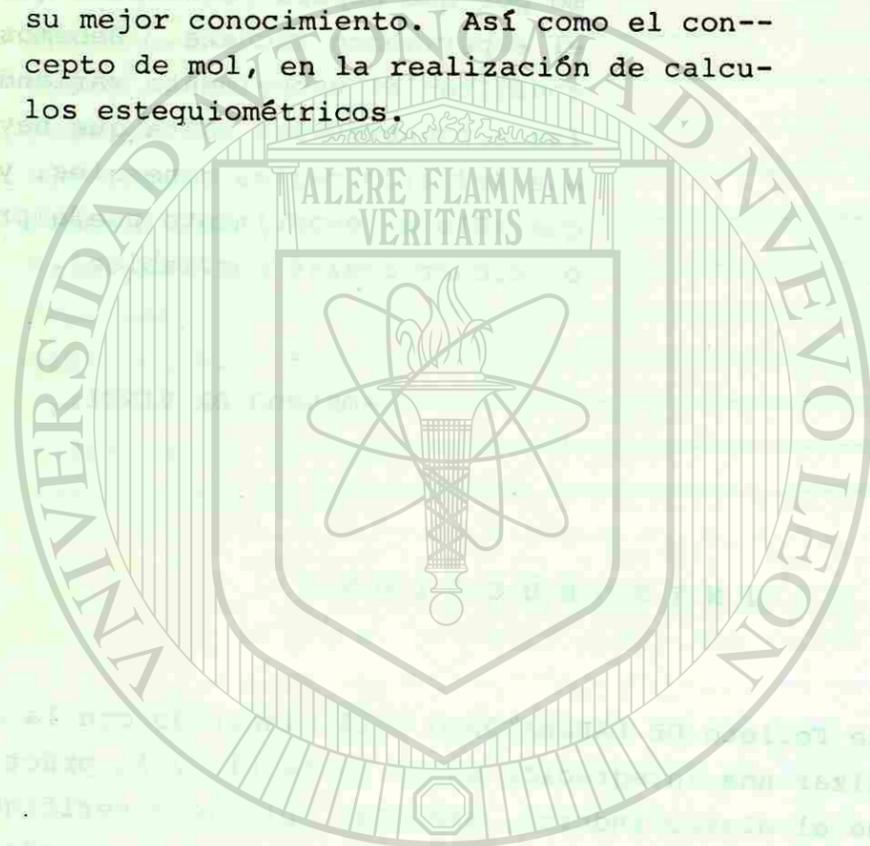
INTRODUCCION

El presente Folleto DE LABORATORIO está elaborado con la intención de realizar una integración entre la teoría y la práctica de tal forma que el alumno induzca, deduzca, aplique o verifique - leyes, teorías y conocimientos generales que se han presentado en forma secuencial, siguiendo los programas actualizados y vigentes.

Este trabajo de ninguna manera pretende ser una presentación completa del material de estudios por aplicar experimentalmente; - más bien intenta ser una demostración didáctica de los aspectos - más sobresalientes que motivan tanto a maestros como alumnos de - preparatoria, interesados en manejar, como parte de su labor, el - material que aquí se presenta.

OBJETIVO GENERAL

El alumno aplicará en el laboratorio las propiedades de las sustancias, para su mejor conocimiento. Así como el concepto de mol, en la realización de cálculos estequiométricos.



OBJETIVO TERMINAL

Al término del curso el estudiante, acrecentará una mayor comprensión de los cambios, de la naturaleza interna de la materia. Adquirirá conocimientos que le permitirán poseer las bases necesarias para subsiguientes cursos de laboratorio.

COMENTARIOS GENERALES PARA EL EMPLEO DEL LABORATORIO

Un químico profesional emplea un laboratorio para obtener datos experimentales relativos a un sistema o proceso químico dado. El empleo adecuado de los recursos del laboratorio le permiten observar de primera fuente muchos tipos diferentes de fenómenos químicos. Tu conducta en el laboratorio debe ser siempre la de un Químico Profesional.

Si vas a realizar una investigación de laboratorio de significación, deberás ser consciente en todo momento de cuales son los procedimientos y técnicas aceptables de laboratorio. Esto requerirá de tu parte una atención especial pues en este curso se espera que tu hagas algo más que duplicar un conjunto establecido de operaciones. Necesitarás estar completamente familiarizado con el equipo de laboratorio y las operaciones más comunes con objeto de realizar exitosamente los experimentos planteados.

En varias ocasiones tu maestro te dará información complementaria de tal forma que puedes tener conocimiento de precauciones específicas de seguridad adicionales. Deberás tomarlas en cuenta mientras trabajas en el laboratorio. El éxito de tu trabajo de laboratorio será determinado en alto grado por tu disposición a seguir las sugerencias y explicaciones de tu maestro.

En este programa de laboratorio emplearás muchos reactivos químicos. Recomendaciones generales te serán dadas por tu maestro en relación a la obtención y manejo de los reactivos químicos.

En todo momento emplearás sustancias químicas, que cuando no se manejan adecuadamente, pueden considerarse peligrosas.

Tu maestro te informará acerca de precauciones necesarias que deberás observar cuando uses dichos reactivos. Cuando no estes familiarizado con alguna sustancia en particular que requieras utilizar, consulta a tu maestro con respecto a cualquier información adicional que necesitarás. CUANDO TENGAS ALGUNA DUDA SIEMPRE PREGUNTA.

Uno de los aspectos más gratificante de tu trabajo en el laboratorio lo constituye sin duda tu habilidad para compartir tus datos experimentales con tus compañeros. En algunos experimentos el procedimiento que emplearas debe ser idéntico al empleado por otros que trabajan al mismo tiempo, de manera que los datos son recolectados bajo condiciones lo más semejantes posibles.

Esto requiere una completa colaboración de todos los participantes que conducen la investigación.

Para mantener una relación fraternal con tus compañeros de trabajo, deberás abstenerte de realizar aquellas prácticas que puedan ser causa de disturbio, irritación o molestia para ellos. Cuando dispongas o utilices sus aparatos en su mesa de trabajo deberás siempre evitar en lo posible el usurpar los derechos de tus vecinos. La cooperación entre tus compañeros creará una atmósfera en el laboratorio conducente a una experimentación exitosa.

Profr. Leocadio Sánchez Gracia.

Profr. José Angel Moreno López.

PRIMEROS AUXILIOS

1. Inhalación de vapores de HCl , H_2SO_4 o ácido acético.
La persona deberá salir del área de vapores, descansar y mantenerse caliente.
2. Derrame de HCl , H_2SO_4 o ácido acético sobre la piel.
Lavar con abundante agua y aplicar una pasta hecha de: glicerina 240 ml y 20 g de óxido de magnesio, si no se tiene la pasta lávese con una solución amoniacal (50 ml de amoníaco en un litro de agua) hasta que el malestar desaparezca, en seguida lavar con agua y jabón.
Si la ropa fue afectada deberá lavarse con abundante agua y jabón o detergente.
3. Boca afectada por HCl , H_2SO_4 o ácido acético.
Enjuagarse rápidamente con abundante agua, en seguida tomar un vaso de agua y un poco de leche de magnesia para neutralizar el ácido que se pudiera haber ingerido.
4. Piel afectada por hidróxido de sodio o potasio.
Lavar el área con bastante agua y en seguida aplicar jugo de limón o ácido acético al 1% y posteriormente lavarse con agua. Si la ropa es afectada, lavarla con bastante agua.
5. Boca afectada por hidróxido de sodio o potasio.
Enjuagarse la boca con abundante agua; acto seguido, tomar agua, luego un poco de limón o ácido acético al 1%.
6. Derrame de agua oxigenada concentrada sobre la piel o ropa.
Lavar el área afectada rápidamente con toda y ropa, usar bastante agua.
7. Boca afectada por agua oxigenada.
Enjuagarse rápidamente con bastante agua, tomar unos sorbos de la misma.
Si la quemadura es grave, acudir al médico.
8. Inhalación de cloro.
Salir del área de exposición, descansar y mantenerse caliente, consiga atención médica si el caso es serio.

9. Inhalación de sulfuro de hidrógeno.

Salir al área de exposición, descansar y mantenerse caliente, - en casos serios consiga atención médica. Si se suspende la -- respiración, aplique respiración artificial.

10. Quemaduras causadas por objetos calientes (tubos, carillas, -- etc.).

El dolor se alivia aplicando glicerina, clara de huevo o picra to de butesine compuesto.

11. Los efectos producidos por inhalar sulfuro de hidrógeno (H_2S).

Se anulan respirando con precaución cloro obtenido de una mezcla de hipoclorito de calcio y ácido acético. Esta operación se hace al aire libre.

12. Si el HNO_3 afecta la boca.

Enjuaga con abundante agua, toma unos sorbos de la misma y luego leche de magnesia o claras de huevo en agua.

13. Si el amoníaco afecta la boca.

Enjuaga rápidamente, toma algo de agua y jugo de limón, si no se consigue, toma una bebida de cola.

14. Si se inhala amoníaco.

La persona debe salir del área de exposición y tomar aire puro y mantenerse caliente.

RECOMENDACIONES PARA UNA MUTUA SEGURIDAD DE TODOS LOS QUE PARTICIPAN EN EL TRABAJO DE LABORATORIO.

1.- Siempre que ocurra un accidente en el laboratorio, notifica de inmediato a tu maestro.

2.- Cuando calientes unas sustancias en un tubo de ensayo, no dirijas el extremo abierto del tubo hacia ninguno de tus compañeros ni a ti mismo.

3.- Cuando investigues el olor de un reactivo procede con extrema precaución. Mantén tu cara a una buena distancia de la sustancia incógnita y emplea tu mano abierta para hacer llegar hacia tu nariz los vapores.

4.- Nunca pruebes una solución o un reactivo sin la autorización de tu maestro.

5.- Evita tocar objetos calientes tales como el cañón de un mechero.

6.- Cuando diluyas ácidos con agua, siempre vierte cuidadosamente y agitando los ácidos al agua. No viertas agua en los -- ácidos.

7.- Antes de efectuar cualquier cambio en los reactivos que vasa utilizar en el procedimiento a seguir, siempre discute los cambios con tu maestro.

8.- Lee la etiqueta del frasco de reactivo con atención antes de usar la sustancia del frasco .

9.- Nunca utilices una mayor cantidad de sustancia que el máximo sugerido.

10.- Cuando se derrame una sustancia, límpiala y recogela inmediatamente.

11.- Siempre calienta una sustancia inflamable, en baño maría. -- Nunca uses llama directa.

12.- No arrojes agua sobre los metales alcalinos, porque estos se descomponen violentamente liberando hidrógeno, pudiendo producirse una explosión.

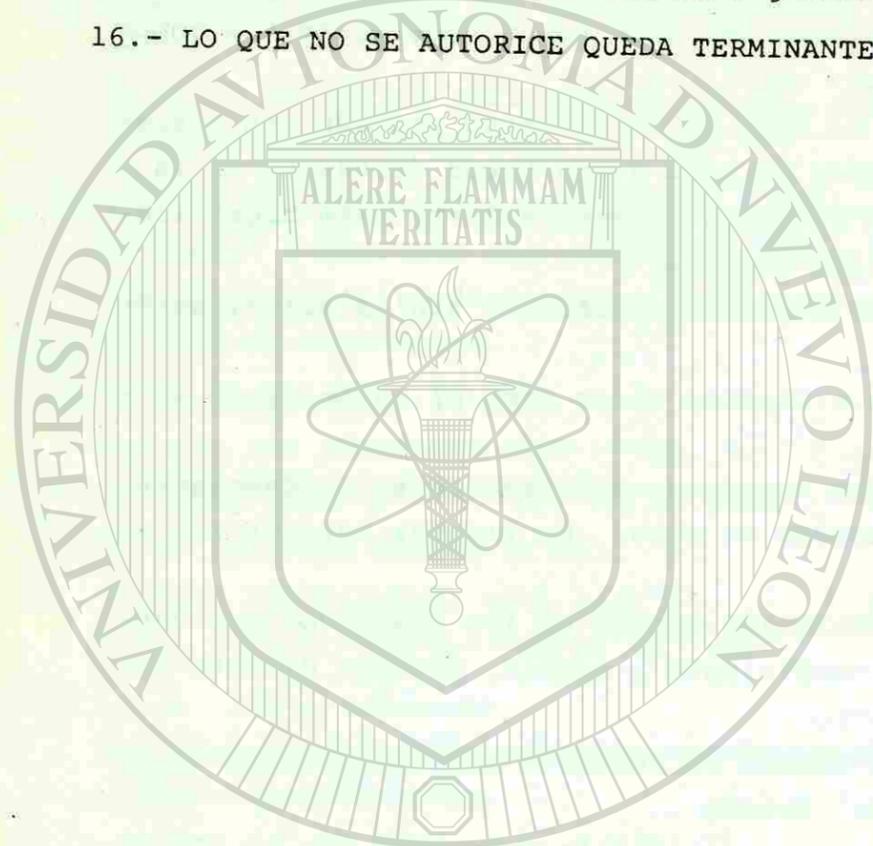
13.- Los restos de sodio y potasio se deberán destruir agregando un poco de alcohol etílico o metílico. No se arrojen en los caños o resumideros.

14.- El sodio y el potasio hay que conservarlos en petróleo, benceno o gasolina ya que a la interperie se oxidan inmediata--

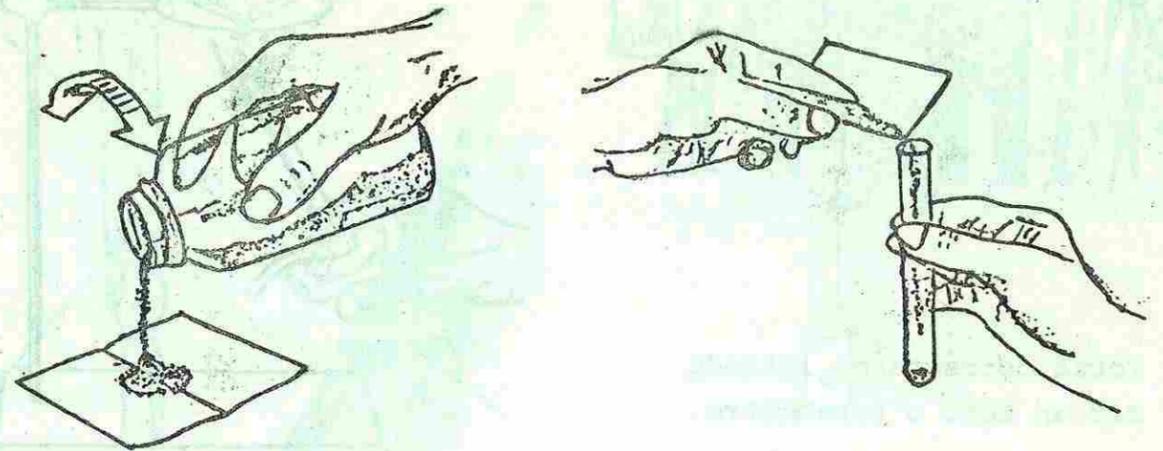
mente. Al manipularlos, usa tenazas para evitar quemaduras.

15.- Ten precaución al introducir tubos, varillas de vidrio y termómetros en tapones de hule, para facilitar esta operación - lubricalos con agua, vaselina o glicerina.

16.- LO QUE NO SE AUTORIZA QUEDA TERMINANTEMENTE PROHIBIDO HACERLO.



ALGUNAS TECNICAS



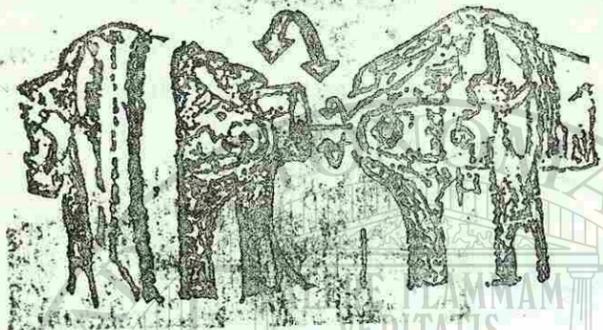
Forma de verter un sólido de un frasco a un tubo de ensayo.



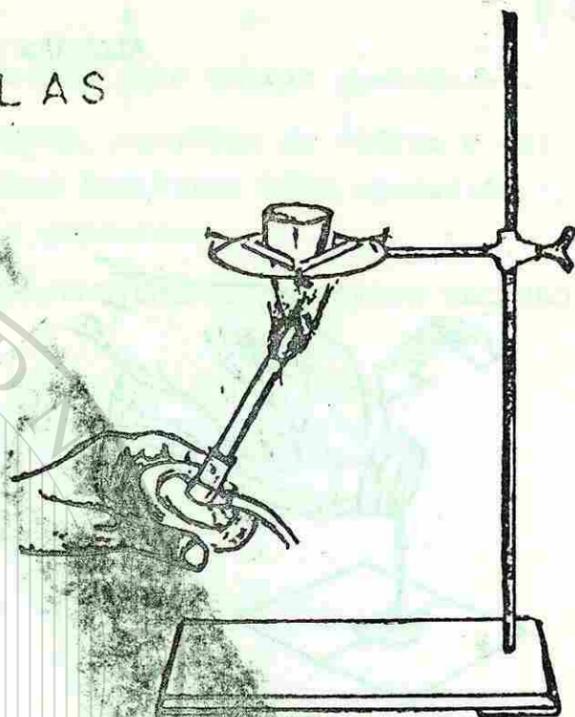
Decantación de un líquido

Altura adecuada del ojo para hacer la lectura.

REGLAS



Forma correcta de introducir un tubo o termómetro.

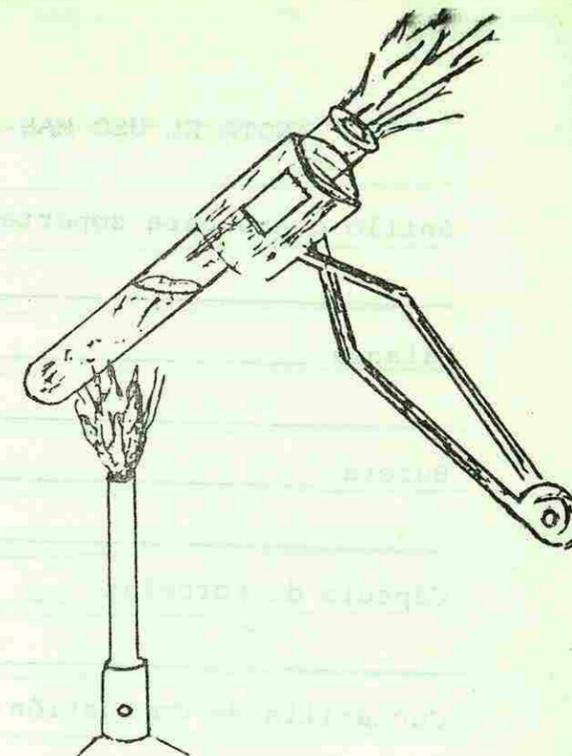
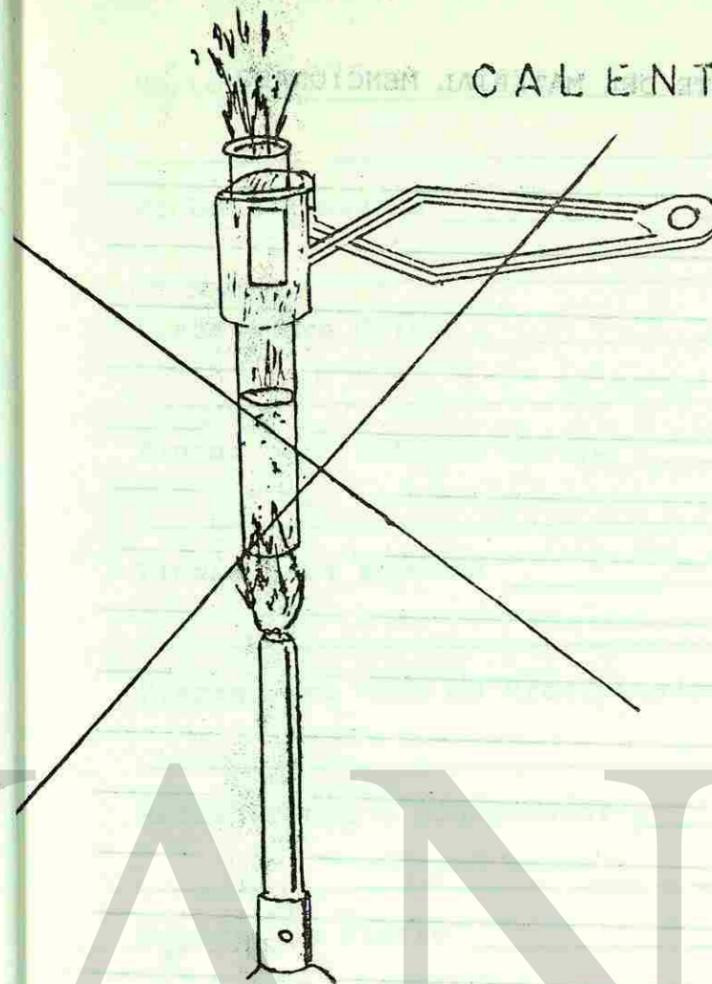


calentando una sustancia sólida

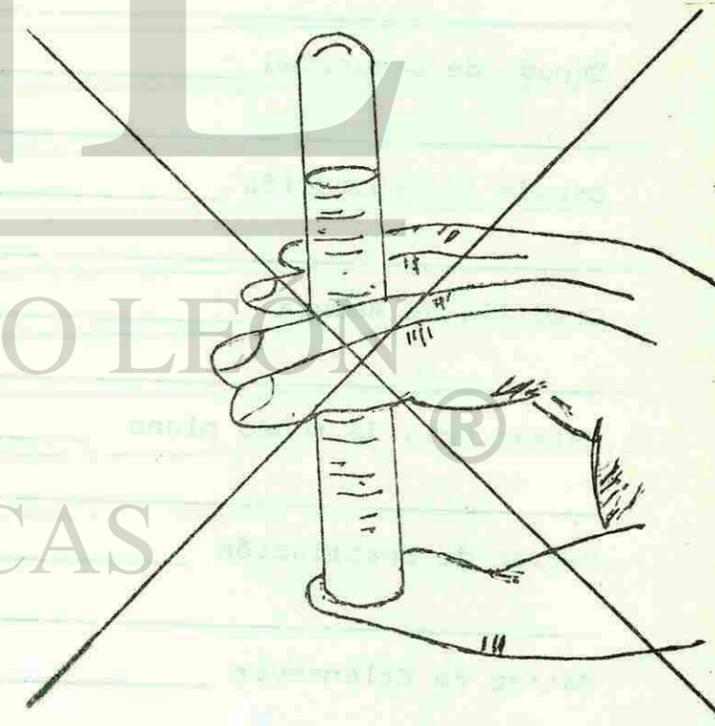
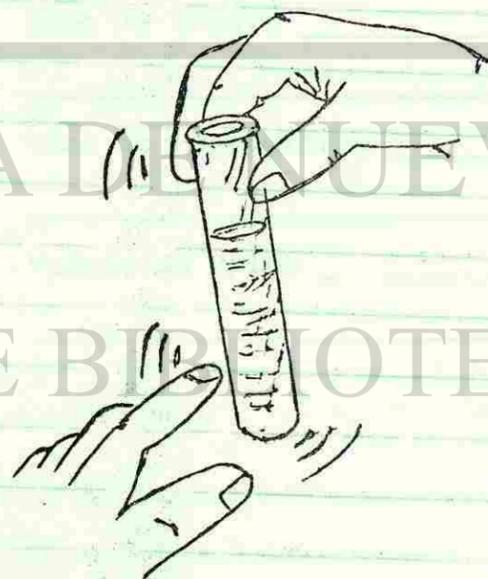


Detectando el olor

CALENTAR



AGITAR



ANOTA EL USO MAS FRECUENTE DEL MATERIAL MENCIONADO

Anillo o Aro para soporte _____

Balanza _____

Bureta _____

Cápsula de porcelana _____

Cucharilla de Combustión _____

Crisol _____

Embudo de Filtración _____

Embudo de Seguridad _____

Embudo de Separación _____

Gradilla de Madera _____

Matraz bola de fondo plano _____

Matraz de Destilación _____

Matraz de Erlenmeyer _____

Mortero _____

Probeta graduada _____

Pinzas para Crisol _____

Pinzas para tubo de ensayo _____

Pinzas para soporte _____

Pinzas para vaso de Precipitado _____

Refrigerante o Condensador _____

Soporte de Fierro _____

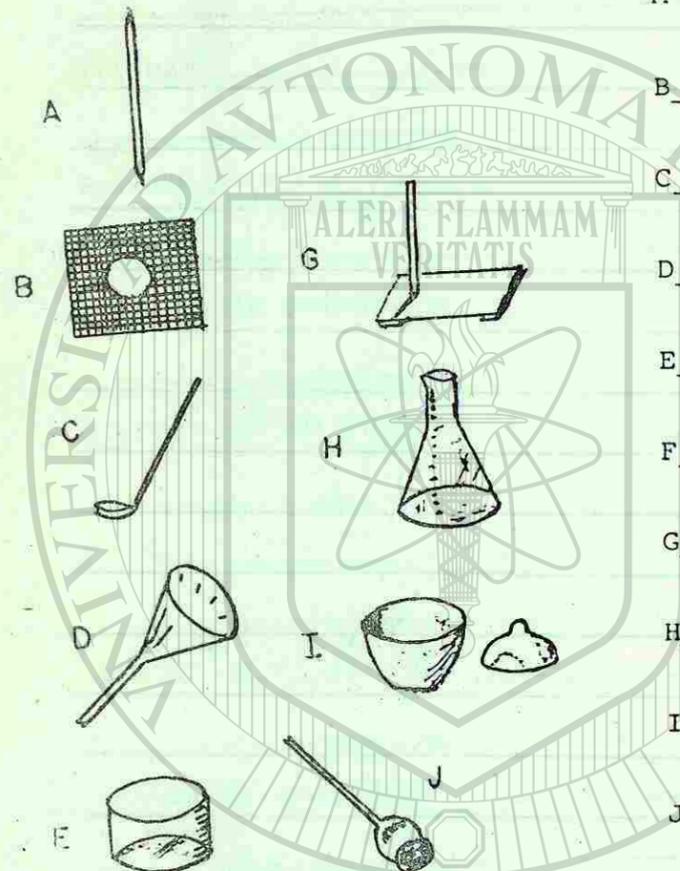
Tela de Alambre con Asbesto _____

Tubo de ensayo _____

Vaso de Precipitado _____

Vidrio de Reloj _____

ESCRIBE EN FRENTE DE CADA LETRA EL NOMBRE CORRESPONDIENTE A LAS FIGURAS SIGUIENTES.



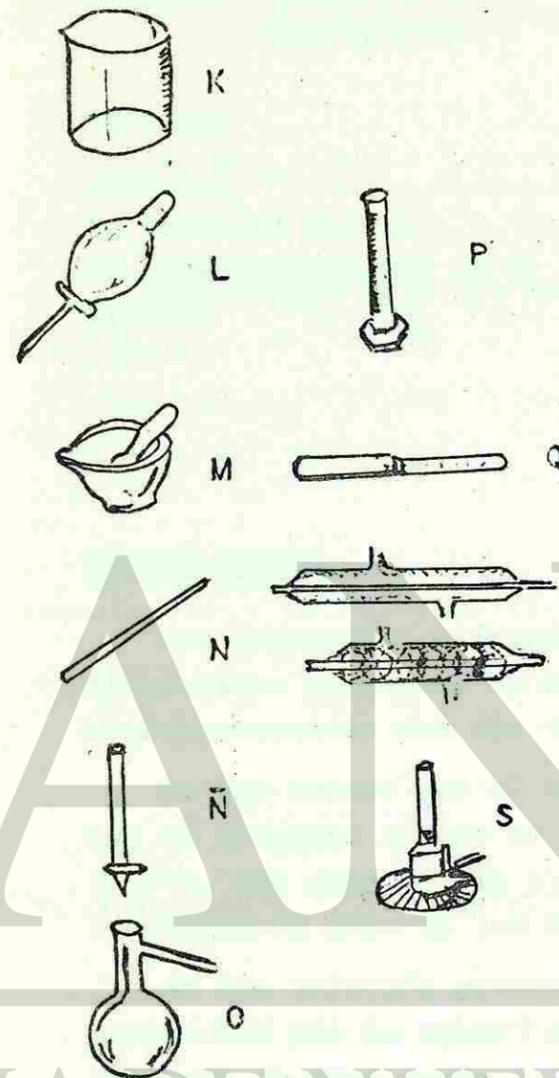
A _____
 B _____
 C _____
 D _____
 E _____
 F _____
 G _____
 H _____
 I _____
 J _____



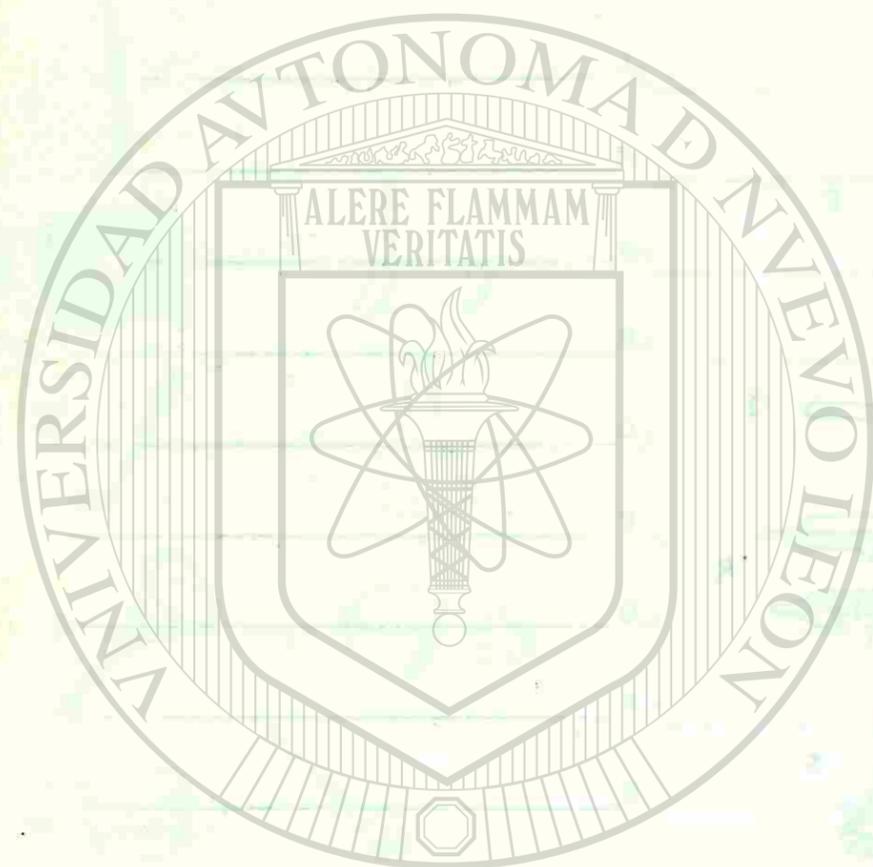
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

ESCRIBE EN FRENTE DE CADA LETRA EL NOMBRE CORRESPONDIENTE A LAS FIGURAS SIGUIENTES.



K _____
 L _____
 M _____
 N _____
 Ñ _____
 O _____
 P _____
 Q _____
 R _____
 S _____



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 1
RECONOCIMIENTO DE ACIDOS Y BASES

OBJETIVO: El participante identificará ácidos y bases empleando - indicadores.

MATERIAL

Gradilla
10 tubos de ensayo
Probeta graduada de 10 ml.
Piceta

SUSTANCIAS

Soluciones 1 M de:
HCl, HNO₃, H₂SO₄, CH₃CO₂H, NaOH, -
KOH, NH₄ OH, Ca(OH)₂.
Jugo de limón, vinagre, papel tor-
nasol azul y rojo.
Soluciones de: Fenolftaleína y de-
Anaranjado de metilo, Agua destila-
da.

GENERALIDADES:

Los compuestos químicos se pueden clasificar de acuerdo a sus propiedades químicas, en ácidos bases y sales; en esta práctica - experimentaremos con dos de ellos, los ácidos y las bases.

Se les conoce con el nombre de ácidos a aquéllas sustancias - que en solución acuosa se disocian produciendo iones hidronio - - (H₃O⁺), sin embargo, la literatura química sigue considerando el ion hidronio como el ion hidrógeno (H⁺).

En una solución acuosa el ácido produce iones hidrógeno (pro-
tones) los que no pueden existir libres y entonces se unen a una-
molécula de agua dando lugar al ion H₃O⁺ (hidronio) que vira el -
color de los indicadores. El papel tornasol azul cambia a rojo, -
el anaranjado de metilo vira a rojo, y la fenolftaleína no presen-
ta viraje.

Reciben el nombre de hidróxidos o bases, aquellas sustancias-
que en soluciones acuosa se disuelven produciendo iones OH⁻ (hi-
droxilo) que permiten la conducción de la corriente eléctrica.

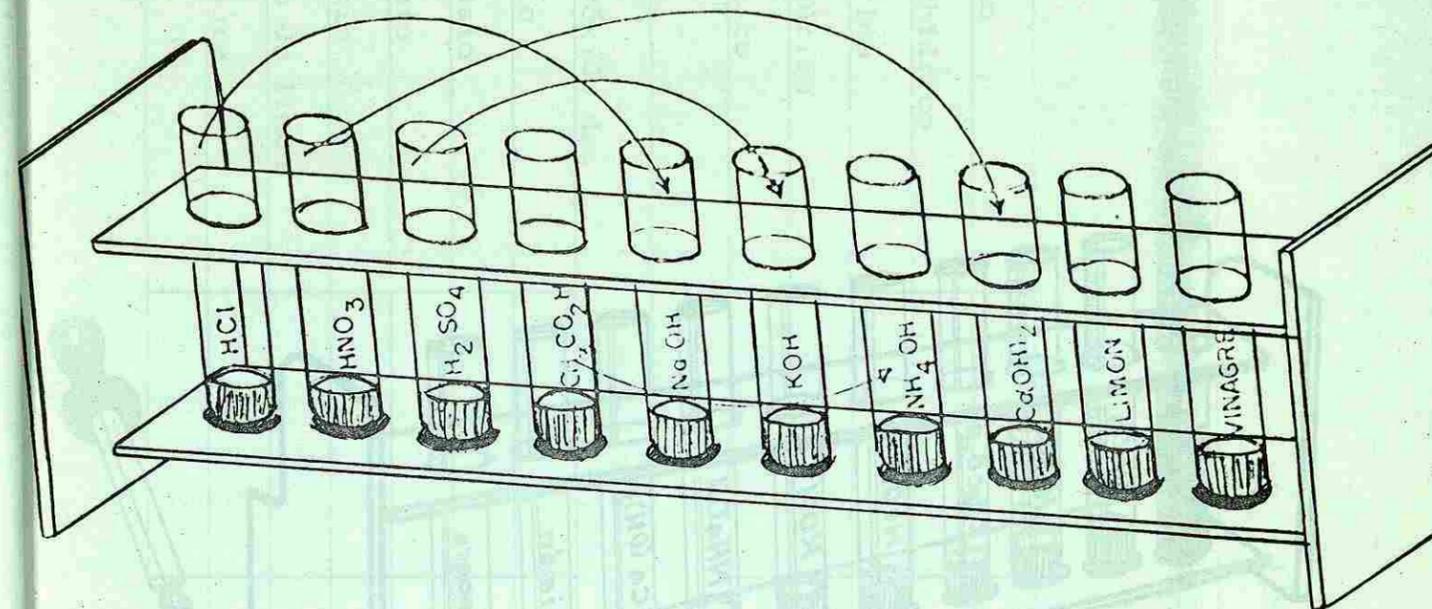
Para investigar la presencia de iones (OH^-) se emplean también indicadores que como su nombre lo señala, por medio del viraje del color nos permitirán hacerlo. El papel tornasol rojo cambia a azul y la solución incolora alcohólica de fenolftaleína, lo hace a rojo o violeta.

De aquí que, los indicadores son sustancias orgánicas, que nos permiten reconocer las soluciones ácidas y las básicas o alcalinas.

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Deposita 5 ml. de cada una de las soluciones ácidas y alcalinas en tubos de ensayo (márcalos) al igual de vinagre y jugo de limón.
- 2.- Coloca un trocito de papel tornasol rojo a cada uno de los tubos de ensayo que contienen las sustancias específicas: -- Anota tus observaciones en el cuadro respectivo. Pág. 5
- 3.- Repite lo anterior, empleando papel tornasol azul. (Con las mismas sustancias).
- 4.- Añade 5 a 10 gotas de fenolftaleína (agitando) a todos los tubos de ensayo.
- 5.- A continuación el tubo que contiene el NaOH, añádele el HCl del tubo respectivo.

Al KOH el H_2SO_4 , al $\text{Ca}(\text{OH})_2$ el HNO_3 y al NH_4OH el $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.



1o. Papel Tornasol Rojo



2o. Papel Tornasol Azul

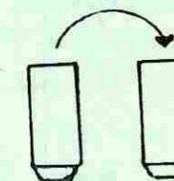


3o.



5 o 6 Gotas de Fenolftaleína.

4o.

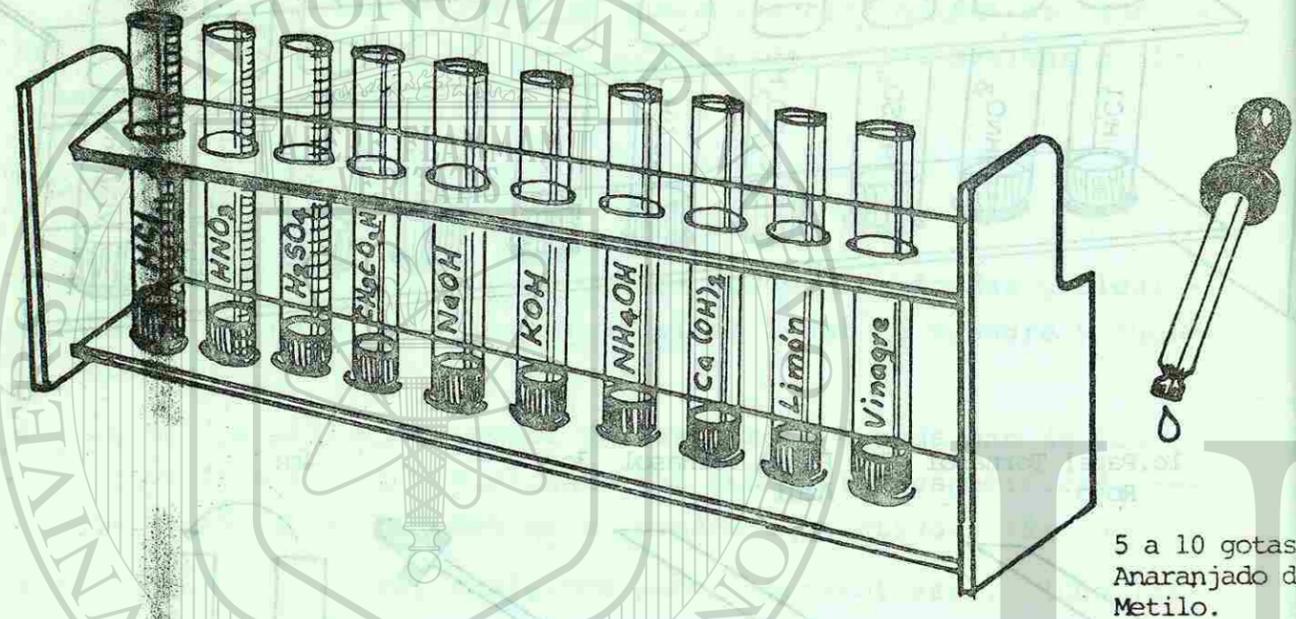


- 6.- Tira todo lo que tienes en los tubos de ensayo, lávalos muy bien enjuágalos con agua destilada y coloca nuevamente todas las soluciones. (5 ml. de ácidos e hidróxidos, vinagre y jugo de limón).

- 7.- Agrega a todas las soluciones de los tubos, 5 a 10 gotas de N. de Metilio (agitando)

Anota tus observaciones en el cuadro respectivo. ®

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



5 a 10 gotas
Anaranjado de
Metilo.

CUADRO DE OBSERVACIONES

NOMBRE DEL COMPUESTO	FORMULA	Virre	Indicador	Observaciones
Acido				
Clorhídrico				
Nítrico				
Sulfúrico				
Acético				
Hidróxido de:				
Sodio				
Potasio				
Amonio				
Calcio				
Jugo de limón				
Vinagre				

PAPEL
Rojo

TORNASOL
Azul

Virre

del

Indicador

FENOLFTALEINA

ANARANJADO
de Metilo

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 2
N E U T R A L I Z A C I O N
(Reacción Generadora de sales)

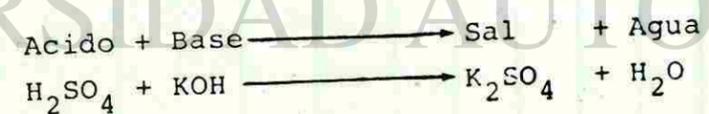
OBJETIVO: El participante demostrará que la neutralización es el resultado de combinar ácidos y bases.
Probará que algunas sales son resultado de estas reacciones.

MATERIAL:

Bureta
Vaso de Precipitado 100 ml.
Matraz de Erlenmeyer de 250 ml.
Probeta de 25 ml.
Agitador de Vidrio.
Cápsula de porcelana.
Soporte universal.
Aro para soporte.
Mechero de Bunsen.
2 tubos de ensayo.
Gradilla.

GENERALIDADES:

La neutralización ha sido definida como la reacción entre soluciones acuosas de un ácido y una base o hidróxido con tal relación de pesos que se convierten totalmente en agua y en la sal respectiva.



Cuando se mezclan soluciones de un ácido y una base se obtiene casi siempre una solución como producto. Evaporando a sequedad esta solución se obtiene una sustancia sólida, no volátil, cristalina:

Por ejemplo NaCl, KNO₃, MgSO₄. Los químicos antiguos, sobre la base en las semejanzas de estos productos con la sal común (NaCl) los denominaron sales.

SUSTANCIAS:

Soluciones 1 N de: NaOH, HCl, NaCl
Solución 0.1 N de AgNO₃
Agua destilada
Fenolftaleína

La definición clásica, de una sal: Se considera como el producto que acompaña a la reacción de neutralización: Es difícil un concepto funcional o estructural de sal, por causa de su inmenso número y de su gran diversidad de estructuras. Entre otros -- conceptos de sales podemos anotar: Una sal es una sustancia que contiene un metal (o ión positivo) y un radical ácido (ión negativo). La sal es el compuesto que resulta cuando un metal sustituye el hidrógeno de un ácido. Una sal es una sustancia que en solución da un catión diferente del ión hidrógeno, y un anión diferente del ión hidróxido. Las sales son compuestos electrovalentes o ionicos cristalinos, que en solución o fundidas conducen la corriente eléctrica.

PROCEDIMIENTO:

1.- Aforo de la Bureta:

Esta operación deberán llevarla a cabo todos los integrantes del equipo, varias veces. Observando los siguientes pasos -- los cuáles serán complementados por tu maestro.

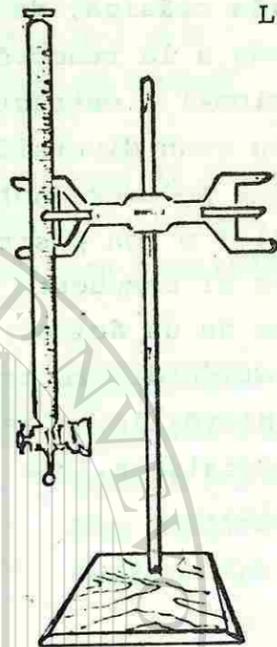
a) Coloca la bureta en el soporte tal como se indica en la figura # 1. Observa la graduación de ésta, su capacidad y su llave.

b) Llenala con agua, mide volúmenes diferentes tomando en cuenta el menisco. Determina el número de gotas en un mililitro. Recibiendo el agua en un matraz de erlenmeyer.

2.- Llena la bureta con la solución de HCl 1N.



Bureta con llave



Uso de la Bureta

Lectura entre dos rayas

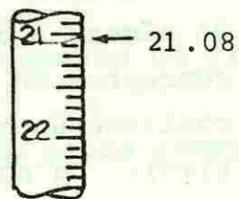
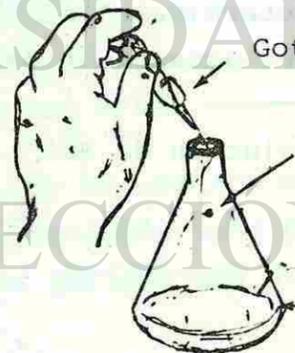


Fig. # 1

3.- Deposita 10 ml de solución 1N de NaOH en un matraz de Erlenmeyer. Añadele unas gotas de Fenolftaleína. Agita hasta uniformizar el color del indicador.



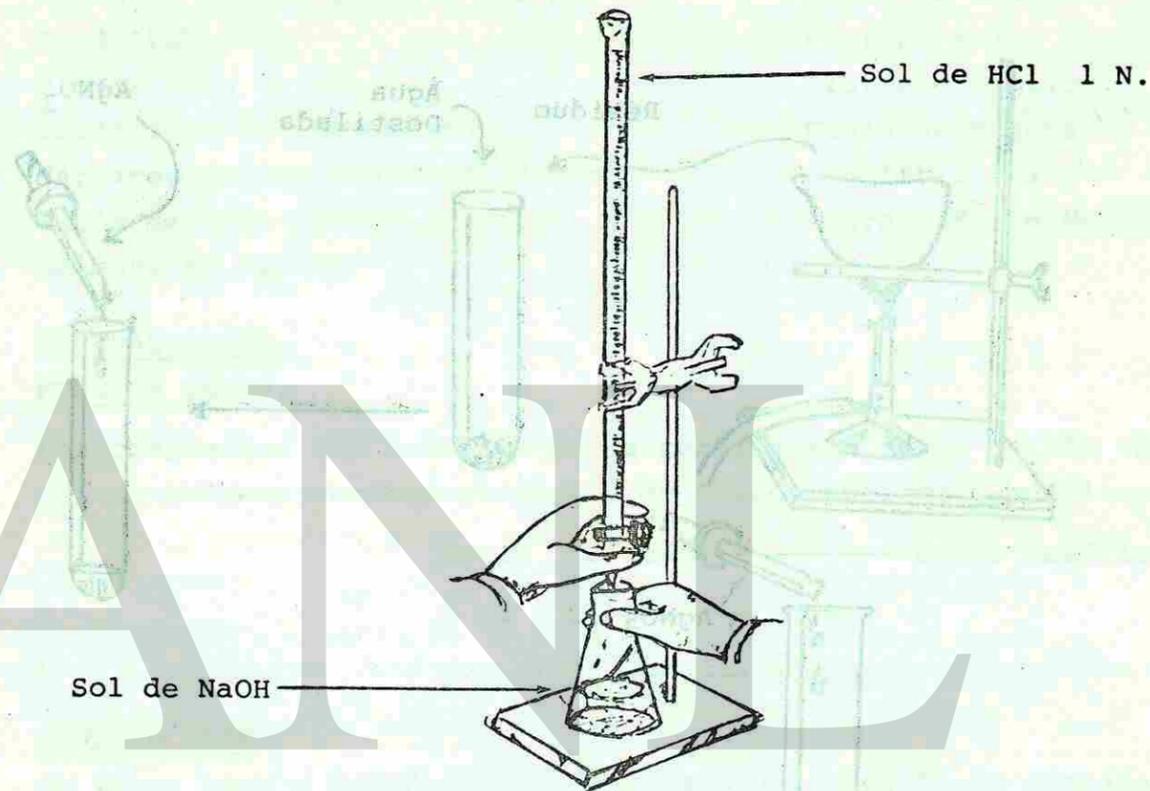
Gotero

Fenolftaleína

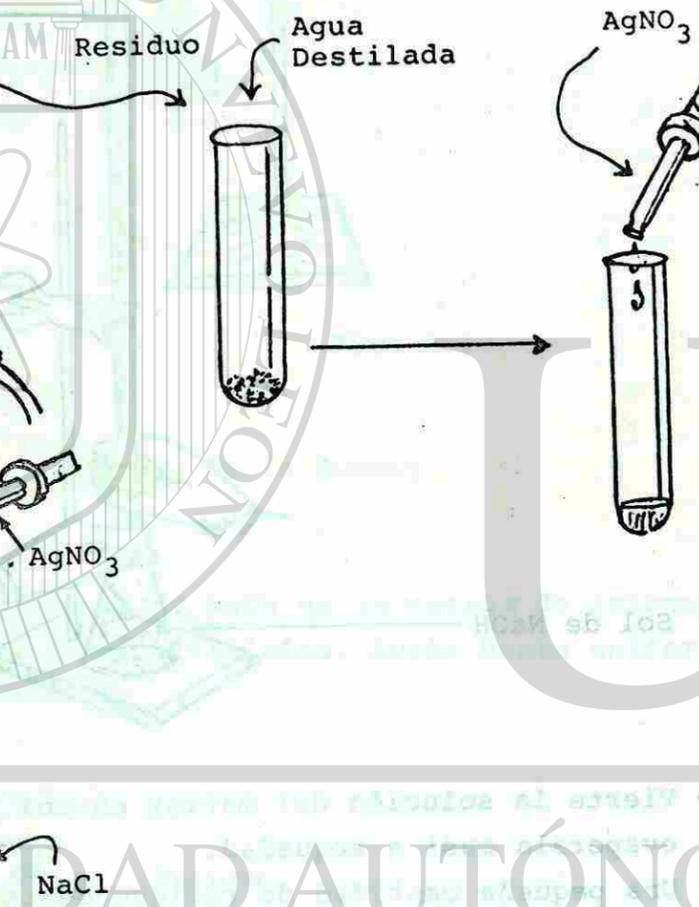
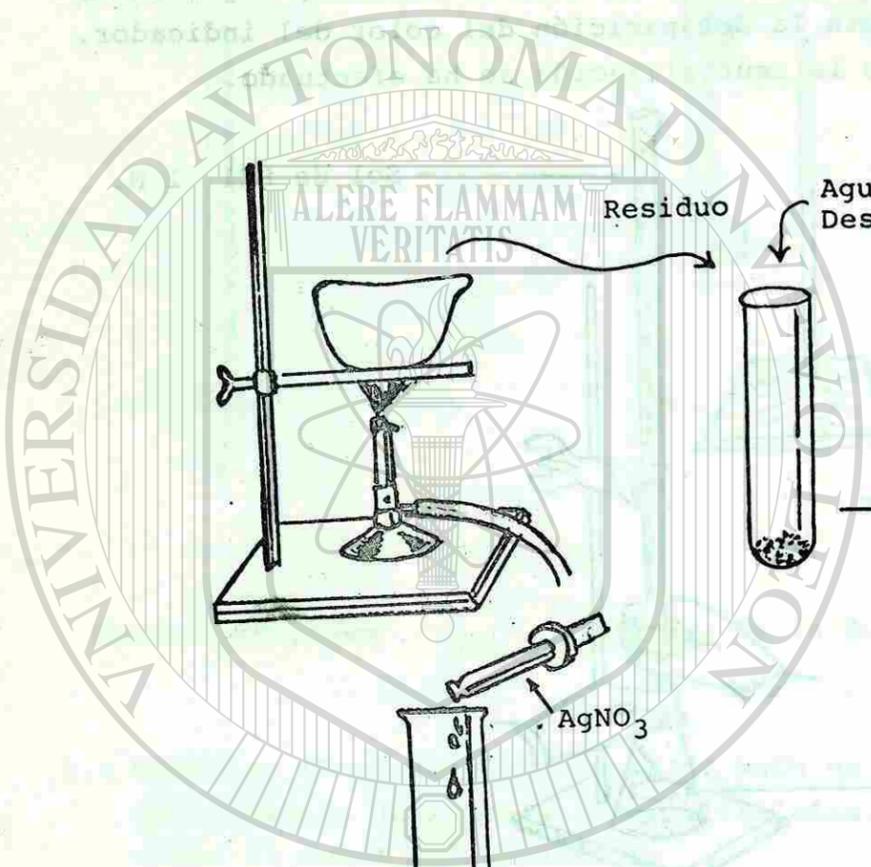
Sol de NaOH

Paso # 3

4.- Ubica el matraz con la solución básica, precisamente bajo la bureta, sosteniéndolo con tu mano derecha de tal manera que al recibir la solución ácida, le puedas dar un movimiento constante de rotación, al mismo tiempo que con tu mano izquierda abres ligeramente la llave de la bureta y dejas fluir solución ácida hasta la desaparición del color del indicador. Lo cual señala que la neutralización se ha efectuado.



5.- Vierte la solución del matraz en una cápsula de porcelana y evaporala casi a sequedad.
6.- Una pequeña cantidad de residuo de la cápsula deposítala en un tubo de ensayo. Añadele 5 ml. de agua destilada agita, y a continuación adiciónale 10 gotas de AgNO_3 . 1 N. Observa el color del precipitado.
7.- A un tubo de ensayo que contenga 5 ml de solución de NaCl, agregale 10 gotas de AgNO_3 . Observa lo que se forma.



Pasos 5,6,7

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 3

LOS OXIDOS COMO FORMADORES DE ACIDOS Y BASES (HIDROXIDOS)

OBJETIVO: El participante obtendrá ácidos e hidróxidos a partir de sus óxidos respectivos.

MATERIAL:

- Tubos de ensayo de 18 X 150 mm.
- Gradilla
- Pinzas para crisol
- Cucharilla de combustión
- Matraces de Erlenmeyer de 250 ml
- Tapón de hule número 3
- Mechero de Bunsen

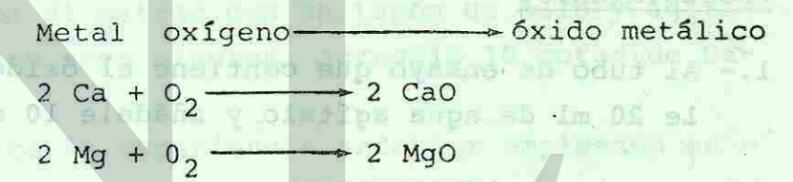
SUSTANCIAS:

- Oxido de calcio
- Fósforo rojo
- Azufre en polvo
- Cinta de Magnesio
- Fenolftaleína
- Anaranjado de Metilo

GENERALIDADES:

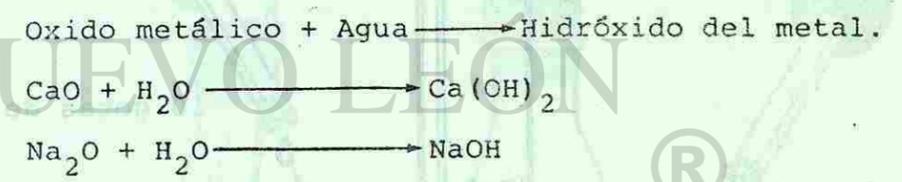
FUNCION OXIDO

Los compuestos que resultan de la combinación de un catión (metal) con el oxígeno reciben el nombre de óxidos básicos o metálicos.



FUNCION BASE

Se llama base o hidróxido al compuesto que resulta de combinar un óxido metálico con el agua:

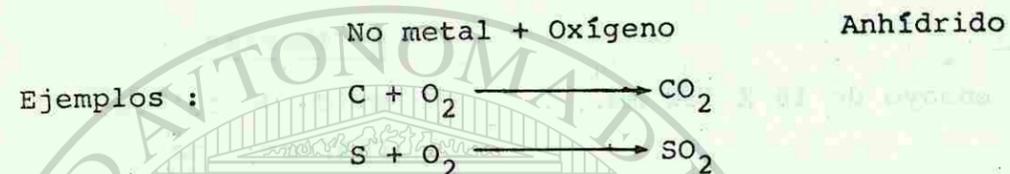


Ejemplos:

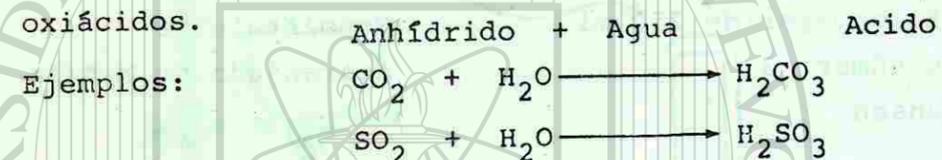
Las soluciones acuosas de estos y otros óxidos metálicos solubles son untuosas al tacto, tienen sabor amargo, el papel tornasol rojo lo cambian a azul, la solución incolora de fenolftaleína cambia a roja y neutralizan a las soluciones ácidas.

UNCIÓN ANHIDRIDO Y ACIDO

Los compuestos resultantes de la combinación de un elemento no metálico con el oxígeno se llaman anhídridos u óxidos ácidos.



Al combinarse con el agua forman los compuestos ácidos llamados oxiácidos.



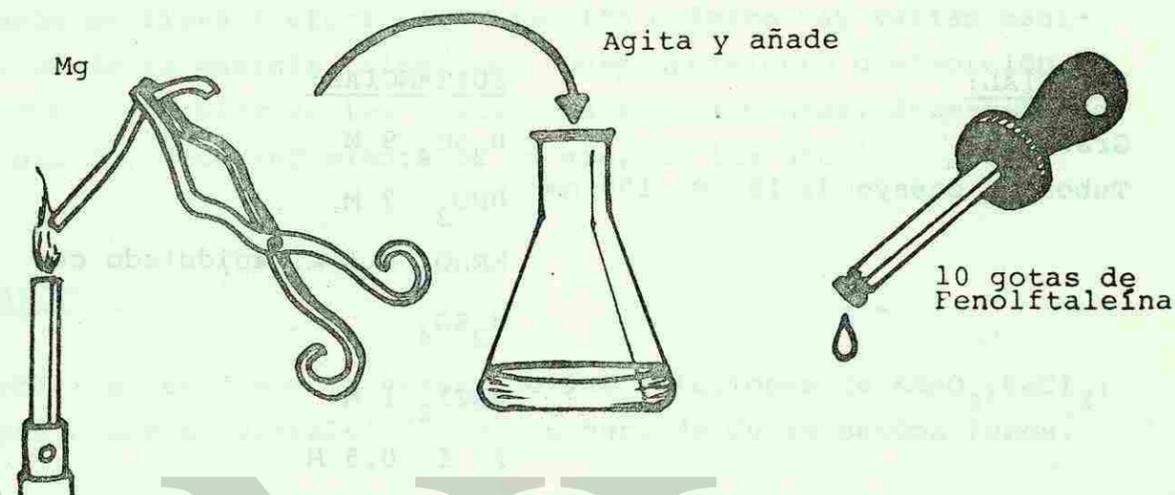
Cada una de estas soluciones tiene sabor agrio y hacen que el papel tornasol azul cambie a rojo y neutralizan los efectos básicos de las soluciones alcalinas.

PROCEDIMIENTO:

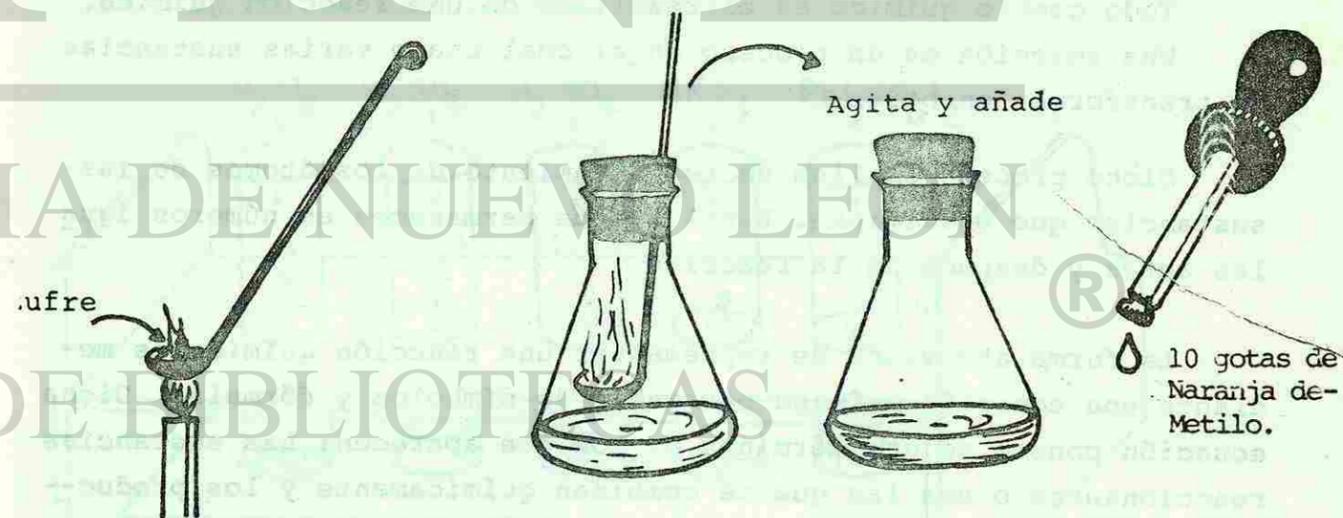
- 1.- Al tubo de ensayo que contiene el óxido de calcio (CaO) añádele 20 ml de agua agítalo y añádele 10 gotas de fenolftaleína.



- 2.- Sujeta con las pinzas para crisol un trocito de cinta de magnesio, acercalo a la llama del mechero, al arder introducelo rápidamente en un matraz de Erlenmeyer que contenga 50 ml de agua. Al terminar la combustión de magnesio obtura el matraz con un tapón de hule y agita vigorosamente, por último agrega le 10 gotas de fenolftaleína. Observa.



- 3.- En un matraz de Erlenmeyer que contenga 50 ml de agua introduce la cucharilla de combustión con una pequeña cantidad de -- azufre ardiendo. Tapa el matraz con un tapón de hule y agita vigorosamente, durante tres minutos; agregale 10 gotas de Naranja de metilo.
- 4.- "Si hay tiempo" repite la experiencia anterior empleando en lugar del azufre Fósforo rojo ¡TEN PRECAUCION!



PRACTICA No. 4
REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVO: El participante demostrará la realización de reacciones químicas.

MATERIAL:

Gradilla
Tubos de ensayo de 18 x 150 mm

SUSTANCIAS:

H₂SO₄ 9 M
HNO₃ 7 M
KMnO₄ 0.1 M. acidulado con
H₂SO₄
BaCl₂ 1 M
K I 0.5 M
Pb(NO₃)₂ 0.5 M
H₂O₂ al 3%
Granalla de Zinc
Lámina de Cobre

GENERALIDADES:

Todo cambio químico es el resultado de una reacción química.

Una reacción es un proceso en el cual una o varias sustancias se transforman en otras.

Dicho proceso implica un reordenamiento de los átomos de las sustancias que participan. Estos átomos permanecen en números iguales antes y después de la reacción.

La forma abreviada de representar una reacción química es mediante una ecuación química por medio de símbolos y fórmulas. Dicha ecuación consta de dos términos en los que aparecen: Las sustancias reaccionantes o sea las que se combinan químicamente y los productos de la reacción que son los que resultan de dichos cambios o transformaciones.



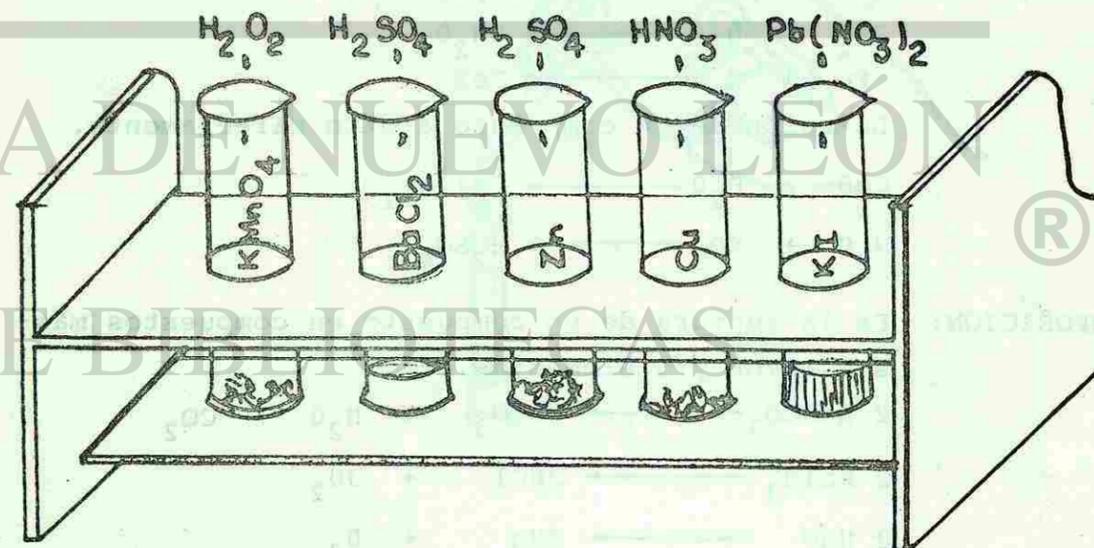
Sus reaccionantes (Se transforman en) Productos de la reacción.

Cuando se lleva a efecto una reacción química hay varias manifestaciones de la energía tales como: Desprendimiento o absorción de calor, cambio de color de las sustancias reaccionantes, formación de un precipitado, desprendimiento de un gas, de luz etc.

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Coloca 3 ml en tubos de ensayo de las soluciones de KMnO₄, BaCl₂: Además 0.5gr de granalla de Zn y 0.5gr. de Cu en sendos tubos.
- 2.- Añade 3 ml de H₂O al tubo que contiene el KMnO₄.
- 3.- Agrega 3 ml de H₂SO₄ a los tubos con, BaCl₂ y la granalla de Zn.
- 4.- Al tubo que contiene el cobre agregale 10 ml de HNO₃.
- 5.- Mezcla en un tubo de ensayo 5 ml de KI y 5 ml de Pb(NO₃)₂.

Anota todos los cambios que observes.



PRACTICA No. 5

TIPOS DE REACCIONES

OBJETIVO: El participante efectuará diferentes tipos de reacciones químicas.

MATERIAL:

Gradilla
Tubos de ensayo de 18 x 150 m.m.
Pinzas para tubo de ensayo
Pinzas para Crisol
Mechero de Bunsen
Probeta graduada de 11 ml.

SUSTANCIAS:

Cinta de Magnesio
Oxido de Mercurio (Rojo)
Ioduro de Sodio 2M
Agua de cloro (Burbujear Cl₂ en agua)
Tetracloruro de Carbono
Cloruro de Bario
Acido Sulfúrico
Astilla de madera

Los cambios químicos son una alteración de la composición química de las sustancias que reaccionan dando como resultado sustancias con propiedades diferentes a las originales. Estos cambios constituyen las reacciones químicas. La mayor parte de las reacciones químicas pueden clasificarse dentro de cuatro grandes grupos.

SINTESIS

DESCOMPOSICION

DOBLES SUSTITUCION

DESPLAZAMIENTO

SINTESIS:

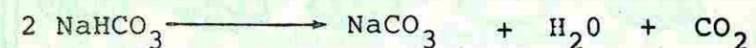
Estas reacciones comprenden la combinación de elementos para formar compuestos.



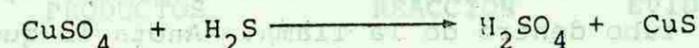
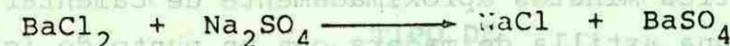
La unión de un compuesto a otro directamente.



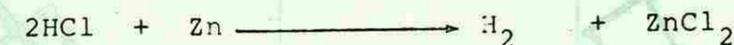
DESCOMPOSICION: Es la ruptura de un compuesto en compuestos más sencillos y/o elementos.



DOBLE SUSTITUCION: Son el intercambio mutuo entre los átomos de las sustancias reaccionantes.



DESPLAZAMIENTO: Procesos en que un elemento desplaza a otro de un compuesto.



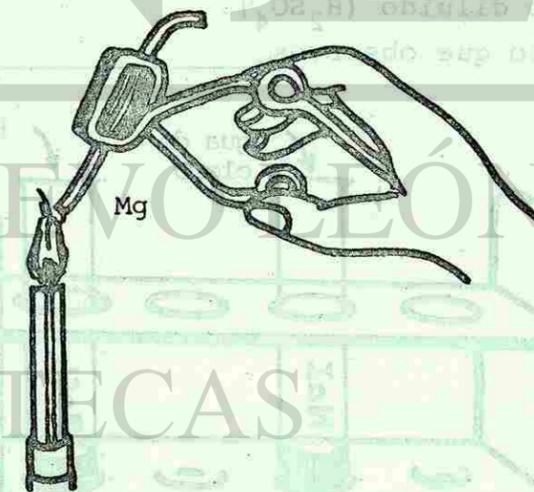
Otra clasificación toma en cuenta el desprendimiento o absorción de energía calorífica.

Reacciones exotérmicas: Cuando se desprende energía.

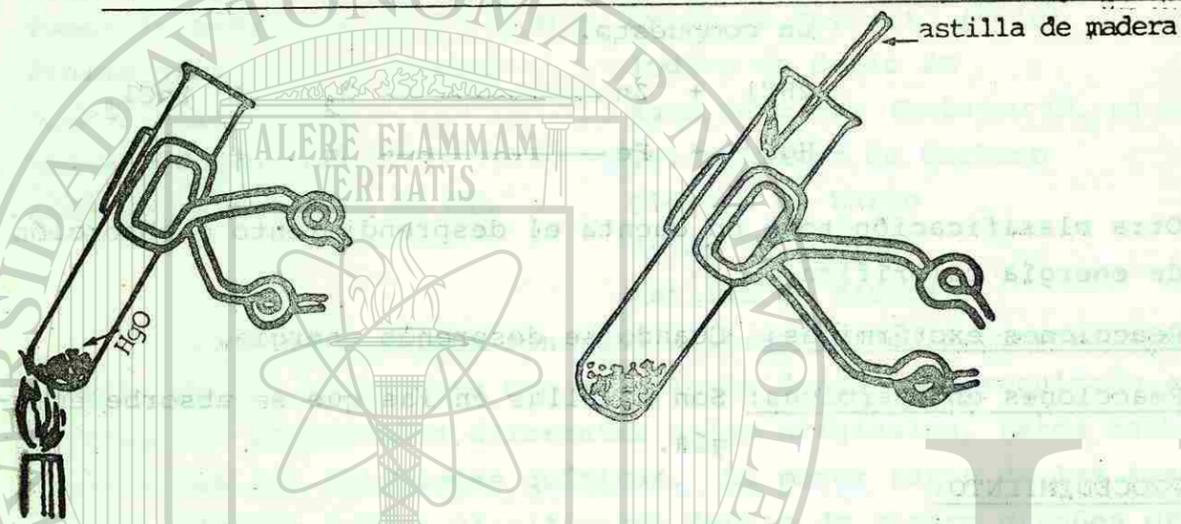
Reacciones endotérmicas: Son aquéllas en las que se absorbe energía.

PROCEDIMIENTO:

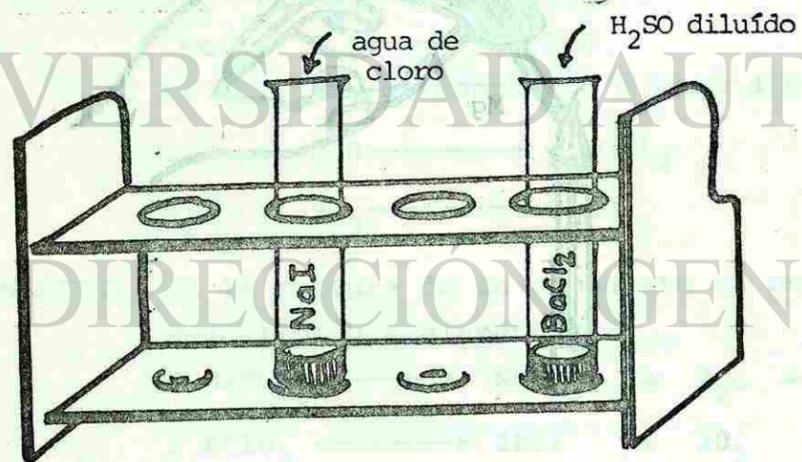
- 1.- Sujeta con unas pinzas un trozo de cinta de magnesio (Mg). e--
introducelo a la llama del mechero, al concluir la reacción --
observa el compuesto que se formó; descríbelo.
Qué sustancia es. _____



2.- Calienta en la llama del mechero el tubo de ensayo que contiene el óxido de mercurio (HgO). Después de que transcurren - - tres minutos aproximadamente de calentar el tubo; introdúcele una astilla de madera con un punto de ignición. Conservando el tubo dentro de la llama. Anota lo que sucede. _____



- 3.- En un tubo de ensayo vierte 5 ml de una solución de yoduro de sodio (NaI) añádeles 5 ml. de agua de cloro (Cl₂) agita. Adiciona 3 ml. de tetracloruro de Carbono (CCl₄). Agita y observa.
- 4.- Deposita en un tubo de ensayo 5 ml. de una solución de cloruro de bario (BaCl₂) adicionales aproximadamente 3 ml. de ácido sulfúrico diluido (H₂SO₄).
Escribe lo que observes.



Completa el siguiente cuadro:

REACCION	PRODUCTOS	TIPO DE REACCION	EVIDENCIA
1 - Mg + O ₂			
2. - HgO			
3. - NaI + Cl ₂			
4. - BaCl ₂ + H ₂ SO ₄			

FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE UNA FRACCION

OBJETIVO:

El participante comprobará el efecto que producen la temperatura, la concentración los catalizadores el área de contacto y la naturaleza de las sustancias reaccionantes, sobre la velocidad de una reacción química.

MATERIAL:

- 6 tubos de ensayo
- 1 Vaso de precipitado
- 1 Gradilla
- 1 Mechero
- 1 Tripié
- 1 Tela de Asbesto

GENERALIDADES:

FUNDAMENTO:

La velocidad de reacción expresa la mayor o menor rapidez con la que ocurren las transformaciones químicas. Experimentalmente se ha demostrado que existen algunos factores que influyen en la velocidad de una reacción química.

- a) **Temperatura:** A mayor temperatura, mayor será la velocidad de la reacción.
- b) **Concentración:** A mayor concentración, mayor será la velocidad de la reacción.
- c) **Catalizadores:** Dependiendo de la naturaleza del catalizador existen algunos que aceleran una reacción (catalizadores positivos) y otros que retardan la reacción (catalizadores negativos)
- d) **Area de contacto:** A mayor área de contacto, mayor velocidad de reacción.

SUSTANCIAS:

- Magnesio (Mg) Cinta
- Zinc (Zn) en lámina y Granalla
- Clorato de Potasio
- Acido clorhídrico (HCl) 3N
- Acido sulfúrico (H₂SO₄) 9M
- Calcio (Ca)
- Agua (H₂O)
- Dióxido de Manganeso en polvo

- e) **Naturaleza de las sustancias reaccionantes:** La velocidad de reacción es afectada por la actividad química que presentan las sustancias reaccionan.

PROCEDIMIENTO:

1.- Temperatura.

- a) En cada uno de dos tubos de ensayo deposita 0.5g. de calcio y 15 ml. agua.
- b) Calienta uno de ellos y observa el efecto de la temperatura. Escribe las observaciones _____

2.- Concentración.

- a) Deposita 5 ml. de ácido sulfúrico (H₂SO₄) en cada uno de dos tubos.
- b) A uno de los tubos agrégale 10 ml de agua.
- c) Añade, al mismo tiempo, un gramo de zinc en Granalla en cada uno de los tubos. Anota tus observaciones: _____

3.- Catalizadores.

- a) Coloca 1 gr. de Clorato de Potasio (KClO₃) en un tubo de ensayo limpio y seco, calientalo hasta que se funda acerca el extremo abierto del mismo una astilla con un punto de ignición. Debes procurar que no caiga carbón en combustión al clorato de potasio. (Pregunta a tu maestro) Registra tus observaciones _____

- b) Deja enfriar el tubo con el clorato de potasio y agrégale una mínima cantidad de dióxido de manganeso. Paso seguido repite el experimento del inciso (a) Apunta lo que ocurre. _____

4.- Area de Contacto

- a) Vierte 5 ml. de ácido clorhídrico (HCl) en cada uno de dos tubos de ensayo.
- b) En uno de los tubos coloca 0.5 gr. de lámina de zinc y ---

en el otro 0.5 gr. de Zn en Granalla

Anota lo efectuado _____

5.- Naturaleza de las sustancias reaccionantes.

- a) Deposita 5 ml. de ácido clorhídrico (HCl) en cada uno de dos tubos de ensayo.
- b) A uno de los tubos añádele 0.5 gr. de lámina de zinc y al otro 0.5 gr. de cinta de magnesio. Coloca los dos metales al mismo tiempo.

Observa y Registra: _____

Contesta brevemente lo siguiente:

1.- Menciona de acuerdo a tus observaciones de cada punto realizado, en dónde fué más rápida la velocidad de reacción.

a) Temperatura: _____

b) Concentración: _____

c) Catalizadores: _____

d) Area de Contacto: _____

e) Naturaleza de las sustancias reaccionantes: _____

2.- ¿Por qué el magnesio reacciona más rápidamente que el zinc?

OBJETIVO: El participante identificará los procesos de oxidación y reducción.

MATERIAL:

- Pinzas para crisol
- Mechero
- Gradilla
- Tubo de ensayo de 18 x 150 m.m.
- Vaso de precipitado de 150 ml.

SUSTANCIAS:

- Trozos de lámina de Zn
- Trozos de lámina de cobre
- Limadura de Fierro
- HCl 6 M
- Solución concentrada de $CuSO_4$

GENERALIDADES:

Algunas reacciones que ocurren comprenden cambios en los números de oxidación de algunos de los elementos incluidos en las especies que reaccionan. Estas reacciones, que generalmente comprenden el incremento en el número de oxidación de un elemento y la disminución simultánea en el número de oxidación de otro, se llaman Reacciones de Oxidación-Reducción o Reacciones Redox.

Se considera la oxidación como incremento en el número de oxidación de un elemento y la reducción es una disminución en el número de oxidación de un elemento. Ya que los cambios en el número de oxidación pueden considerarse como resultado de la pérdida o ganancia de electrones, pueden definirse la oxidación como la pérdida de electrones y la reducción como la ganancia de electrones.

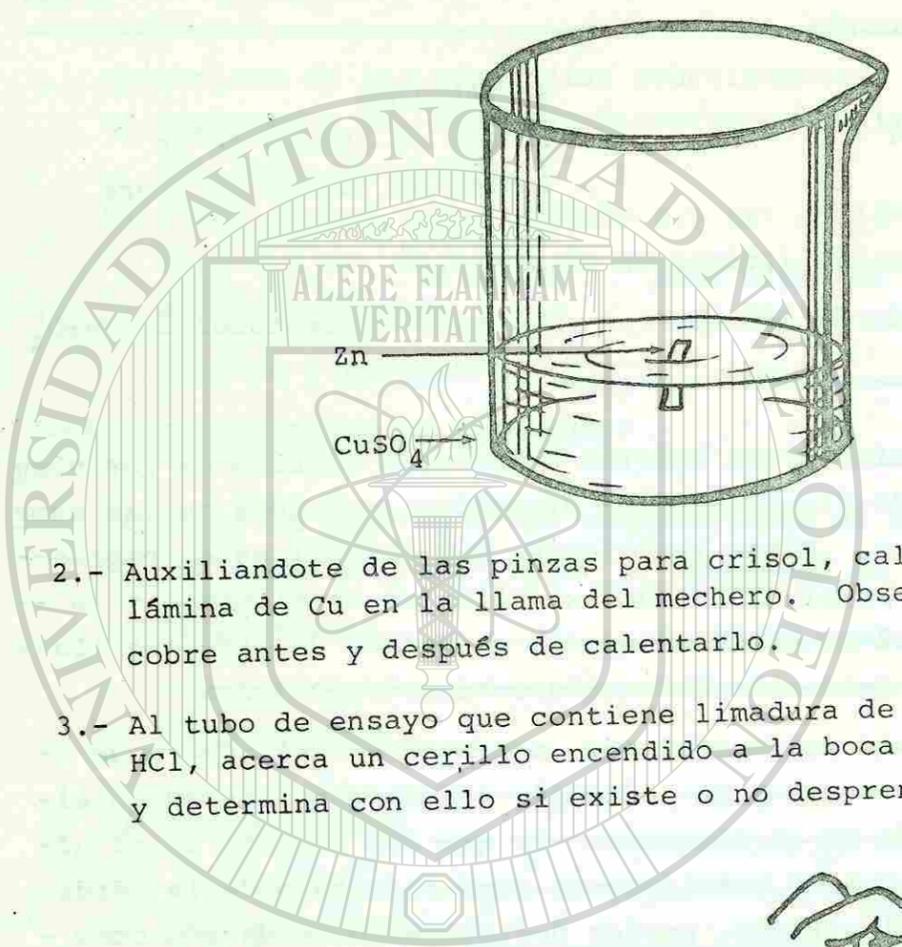
O X I D A C I O N
(Pérdida de electrones) →

7 - 6 - 5 - 4 - 3 - 2 - 1 - 0 1 + 2 + 3 + 4 + 5 + 6 + 7 +

← R E D U C C I O N
(Ganancia de electrones)

PROCEDIMIENTO:

1.- Al vaso de precipitado que contiene la sol. de $CuSO_4$: añádele un trozo de lámina de Zn observa al final de la práctica esta reacción.



- 2.- Auxiliandote de las pinzas para crisol, calienta un trozo de lámina de Cu en la llama del mechero. Observa el color del cobre antes y después de calentarlo.
- 3.- Al tubo de ensayo que contiene limadura de Fe: añade 5 ml. de HCl, acerca un cerillo encendido a la boca del tubo de ensayo y determina con ello si existe o no desprendimiento de un gas.



OBJETIVO: El participante diferenciara la cantidad de sustancia para cada mol.

MATERIAL:

- Balanza
- Espátula
- Vasos de precipitado

SUSTANCIAS:

- Granalla de Zinc
- Limadura de Fierro
- Cloruro de Sodio
- Sacarosa
- Alcohol etílico
- Carbonato de Sodio,
- Magnesio y Calcio

**NOTA: Estas sustancias pueden sustituirse por las que en mayor cantidad se tengan y que menos se emplean.

GENERALIDADES:

Una unidad química importante para medir cantidades de materia que intervenga en procesos o cambios químicos la constituye el mol.

36783

El cuál puede definirse como la cantidad de sustancia -- (medida en gramos) que contenga el número de Avogadro esto es, 6.02×10^{23} partículas por mol, para un elemento de molécula monoatómica. Un mol de un elemento monoatómico es igual al peso atómico en gramos. Un mol de un compuesto es igual al peso fórmula del compuesto expresado en unidades de gramos.

Un mol de cualquier compuesto contiene el mismo No. de moléculas: $1 \text{ mol} = 6.02 \times 10^{23}$ moléculas.

El peso fórmula es la suma de los pesos atómicos presentes en el compuesto multiplicados por los subíndices de la fórmula.

PROCEDIMIENTO:

1.- Determina la cantidad en gramos de un mol de cada una de las

sustancias, con las que vayas a experimentar.

Cálculos:

2.- Empleando la balanza pesa 0.1 mol de cada una de ellas.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 10
SINTESIS DE COMPUESTOS

OBJETIVO:

El participante determinará la fórmula mínima de un compuesto, a partir de la síntesis del mismo.

MATERIAL:

Balanza granataria
Tubo de ensayo de 18 x 150
Cápsula de porcelana
Mechero Bunsen
Soporte universal
Tela de asbesto

SUSTANCIAS:

Acido clorhídrico (6N)
Zinc (Tirillas)

FUNDAMENTO

La fórmula molecular de un compuesto representa a los elementos químicos que integran dicho compuesto, así como la relación molecular que hay entre ellos. Esta proporción es importante, sobre todo cuando hay que efectuar diferentes cálculos estequiométricos. Así mismo, es necesario distinguir las fórmulas mínimas de los compuestos como aquellas que representan la mínima relación de combinación entre los elementos que integran a aquéllos. Esto hace que con alguna frecuencia la fórmula molecular coincida con la fórmula mínima, sin embargo, existe una gran variedad de compuestos en donde la fórmula molecular es diferente a la fórmula mínima. También es importante señalar que a través de las relaciones de combinación de los elementos al integrar un compuesto, se puede llegar a determinar la fórmula mínima y la fórmula molecular (si conocemos, además, sus pesos atómicos).

TECNICA:

A) Síntesis de cloruro de zinc.

1.- Pesa unas tirillas de zinc y anota el dato $Zn =$ _____

- 2.- En un tubo de ensayo deposita 10 ml. de HCl e introduce las tirillas de zinc. Espera a que el Zn reaccione completamente.
- 3.- Pesa ahora una cápsula de porcelana perfectamente limpia y seca y escribe el dato. (M_1). _____
- 4.- Vierte todo el contenido del tubo en la cápsula y calienta la sustancia hasta sequedad, evitando su fusión.
- 5.- Pesa otra vez la cápsula con el residuo ahí presente, y aporta este nuevo dato. (M_2). _____
- 6.- Resta los pesos obtenidos ($M_2 - M_1$). La diferencia será el peso del compuesto M_3 _____ gr.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES:

- 1.- ¿Qué relación se establece entre la masa de zinc y la sustancia formada? _____

- 2.- Al estudiar la relación entre el zinc y el compuesto formado, ¿qué ley se cumplió? _____

- 3.- Calcula la fórmula del compuesto obtenido, basándote en los pesos encontrados.

Pesos atómicos: Zn 65.3. Cl 35.5

- 4.- ¿Qué tipo de fórmula determinaste el ejemplo anterior? _____
- 5.- A que compuesto pertenece. _____

PRACTICA No. 11

CALCULAR LA CANTIDAD DE NITRATO DE COBRE FORMADO.

OBJETIVO: El participante realizará reacciones químicas y aplicará sus conocimientos de estequiometría.

MATERIAL:

Soporte de fierro
Anillo de fierro
Tela de alambre
Balanza
Mechero de Bunsen
Vaso de precipitado de 250 ml.
Pinzas para vaso de precipitado

SUSTANCIAS:

Lámina de cobre
Acido nítrico (Conc)

GENERALIDADES:

Tal como se ha demostrado en toda reacción química la suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción.

Las ecuaciones balanceadas que representan estas reacciones, además de la importancia que tienen al indicar que reacciona con qué para producir que, los son también en términos de que tanto reacciona y cuanto se produce o se obtiene. La parte de la química que se ocupa del estudio de los cálculos matemáticos de masa, implicados en las ecuaciones químicas se llama (ESTEQUIOMETRIA). Esta palabra se deriva del griego Estequio (se refiere a los elementos o partes de los compuestos) la parte metría (se refiere a la medida de las masas). Por lo cual éste término se refiere a las relaciones de masa en las reacciones químicas.

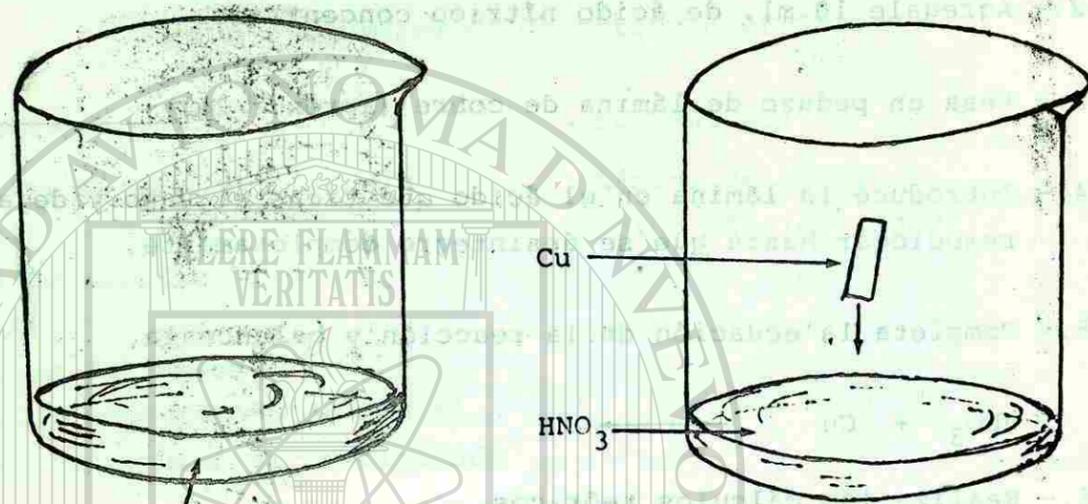
En esta práctica se investigará la relación que existe entre el cobre y el nitrato de cobre que se forma, al reaccionar éste con el ácido nítrico concentrado.

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Pesa un vaso de precipitado limpio y seco _____ g.
- 2.- Agregale 10 ml. de ácido nítrico concentrado.
- 3.- Pesa un pedazo de lámina de cobre (aprox. 2g) _____ g.
- 4.- Introduce la lámina en el ácido que tiene el vaso y dejalo reaccionar hasta que se desintegre completamente.
- 5.- Completa la ecuación de la reacción y balanceala.
- 6.- Realiza los cálculos teóricos.



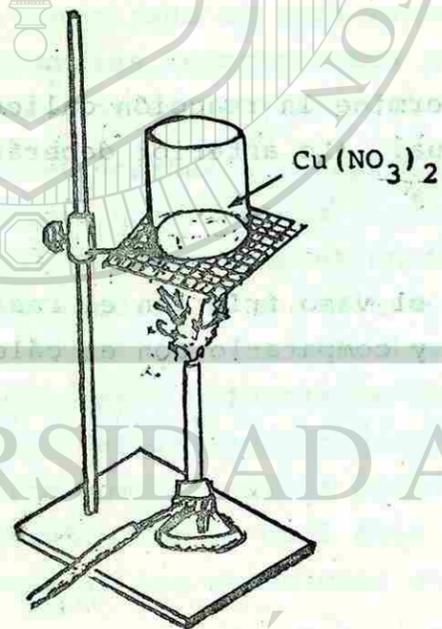
- 7.- Después de que termine la reacción calienta el vaso hasta evaporar toda el agua. (Lo anterior deberás hacerlo empleando llama pequeña)
- 8.- Pesar nuevamente el vaso frío con el residuo obtenido que es nitrato de cobre y compararlo con el cálculo obtenido.



10 ml. HNO_3
(CONCENTRADO)

Cu

HNO_3



$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

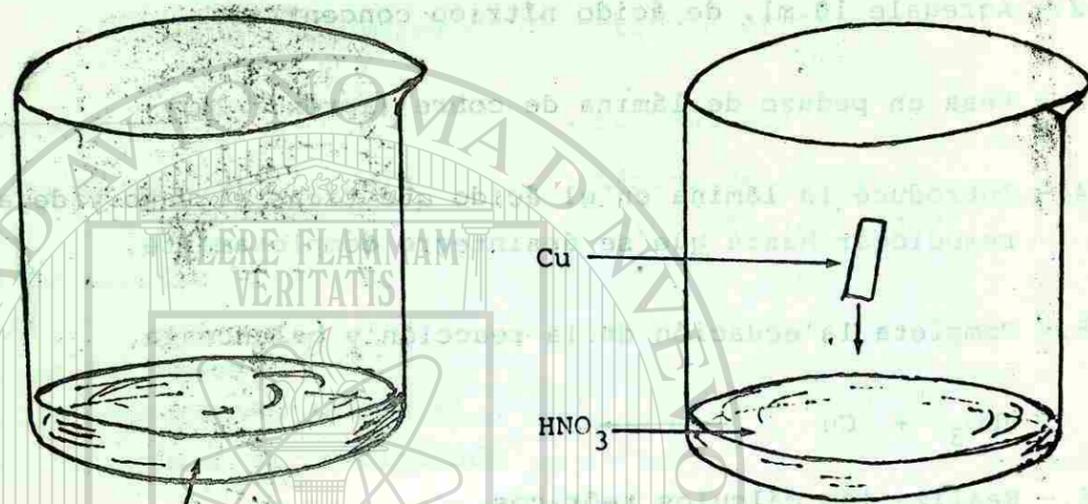
APENDICES

UJANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



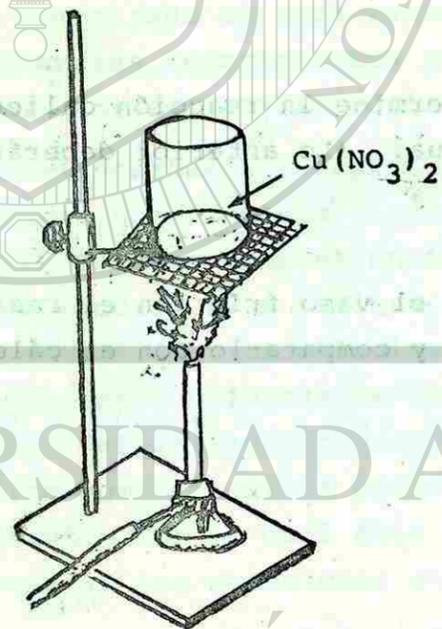
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



10 ml. HNO_3
(CONCENTRADO)

Cu

HNO_3



$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

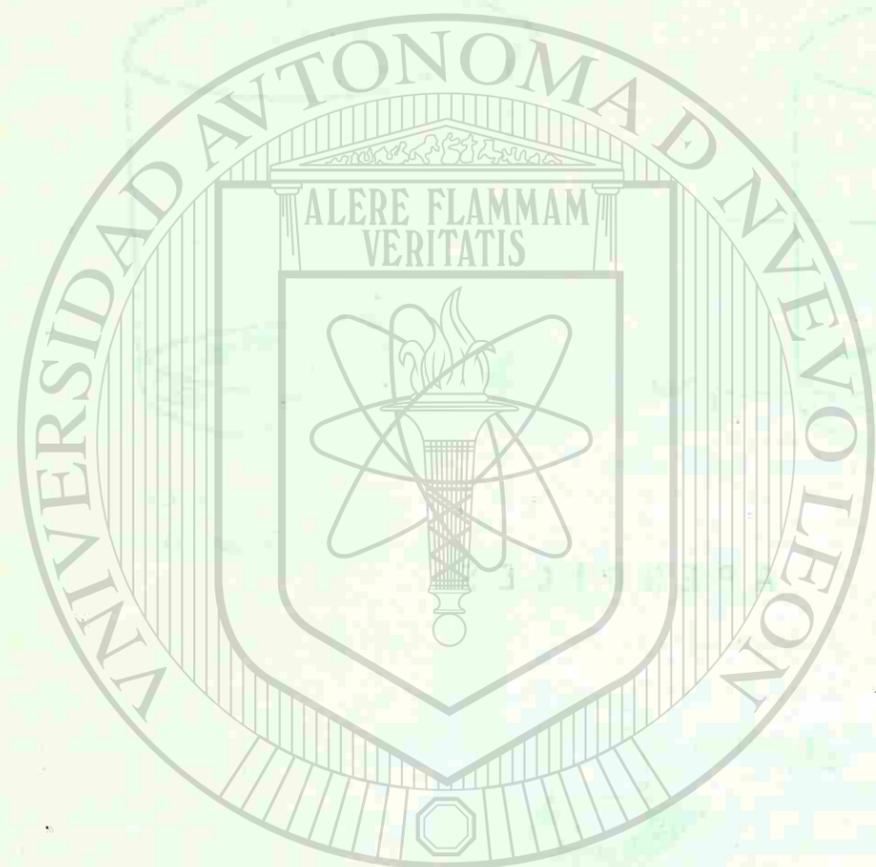
APENDICES

UJANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



A P E N D I C E A
GLOSARIO DE TERMINOS

Acido Bronsted -Lowry. Especie que tiende a perder un protón (H^+) en una reacción química. Es un donador de protones.

Base (Bronsted -Lowry). Especie que tiende a ganar un protón (H^+) en una reacción química. Es un aceptor de protones.

Par Acido-Base Conjugado. Acido y base relacionados por un protón.

Reacción Acido-Base. Reacción en la cual se transfiere un protón de un ácido a una base para formar los correspondientes ácidos y base conjugados.

Acidos fuertes. Aquellos ácidos que reaccionan completamente con el agua para formar ion hidronio (H_3O^+) y la base conjugada del ácido.

Acidos Débiles. Aquellos ácidos que reaccionan poco con el agua cuando se les disuelve en ella.

Anfótero. Ciertas especies que tienen la habilidad de comportarse como un ácido o una base.

Solución Neutra. Solución en la que las concentraciones del ion hidronio y ion hidróxido son iguales, como en el agua pura.

Solución Acida. Solución cuya concentración de ion hidronio es mayor que la del agua pura.

Solución Básica. Solución que tiene una concentración de ion hidróxido mayor que la del agua pura o una concentración de ion hidronio menor que la del agua pura.

Base Fuerte o Hidróxido. Una sustancia [$NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$] que es soluble en agua y se disuelve para dar ion hidróxido (OH^-) y el catión del metal.

Reacción de Neutralización. Reacción que involucra una solución de un ácido fuerte y una solución de un hidróxido que produce una solución neutra.

Fórmula. Representación de un compuesto con el símbolo de cada elemento que constituye el compuesto, seguido por un subíndice

ce que indica el número relativo de átomos combinados de cada elemento.

Mol. Cantidad de un elemento en gramos que contiene el número de Avogadro, 6.02×10^{23} , de átomos.

Número de Avogadro. Número de átomos contenidos en un mol de un elemento y que experimentalmente se determinó como 6.02×10^{23} .

Masa Molar o Número de Gramos por Mol. Número de gramos de un elemento que corresponde a un mol y que es igual numéricamente al peso atómico. Peso atómico de un elemento en gramos.

Fórmula Empírica. Fórmula más simple de un compuesto cuya composición se determina experimentalmente.

Mol de un Compuesto. Cantidad de un compuesto, en gramos, que contiene el número de Avogadro de unidades fórmula. Cantidad de un compuesto en gramos, que contiene el número de moles de cada elemento dado por los subíndices en la fórmula del compuesto.

Masa Molar de un Compuesto. Número de gramos por mol de un compuesto que se obtiene multiplicando la masa molar de cada elemento por el subíndice correspondiente en la fórmula y sumando, posteriormente, estos productos.

Fórmula Real. Fórmula de un compuesto que refleja las clases de moléculas o iones que lo constituyen. La fórmula real puede ser la fórmula empírica o un múltiplo entero de la fórmula empírica.

Composición en Porcentaje de Masa de un Compuesto. Expresión de la composición de un compuesto en términos del porcentaje de cada elemento presente.

Reacción Química. Proceso químico durante el cual ciertas sustancias, llamadas reaccionantes, se convierten en otras sustancias llamadas productos.

Ecuación Química. Representación simbólica de una reacción química indicando las fórmulas de los reaccionantes y las fórmulas de los productos.

Especies Químicas. Los átomos, iones sencillos, moléculas e iones poliatómicos que constituyen las sustancias químicas.

Mol. Cantidad de una sustancia, en gramos, que contiene el número de Avogadro de especies químicas. Las especies pueden ser un átomo, una molécula, un ion o una fórmula unitaria.

Unidad Fórmula. Conjunto de iones que corresponden a la fórmula de un compuesto iónico.

Masa Molar. Número de gramos por mol de especie. La masa molar se deduce de la fórmula y de la tabla de pesos atómicos.

Reacción Química. Proceso químico durante el cual interactúan ciertas especies químicas, dando como resultado la rotura de enlaces químicos y la formación de especies nuevas al formarse nuevos enlaces.

Síntesis o Reacción de Combinación. Formación de un compuesto a partir de elementos o compuestos sencillos.

Reacción de Descomposición. Reacción durante la cual la mayor parte del compuesto complejo se descompone para formar elementos y/o compuestos más sencillos.

Reacción de Combustión. Reacción de un compuesto orgánico (que contiene carbono) con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

Reacción de Precipitación o de Combinación Iónica. Reacción que ocurre en solución acuosa, durante la cual se combinan los cationes y los aniones para formar un compuesto iónico insoluble.

Reacción de Transferencia de Protones. Reacción que ocurre en solución acuosa durante la cual una especie pierde un protón (H^+) y la otra especie lo gana.

Reacción Endotérmica. Reacción química en la que se absorbe energía.

Reacción Exotérmica. Reacción química en la que se desprende energía.

FORMULA

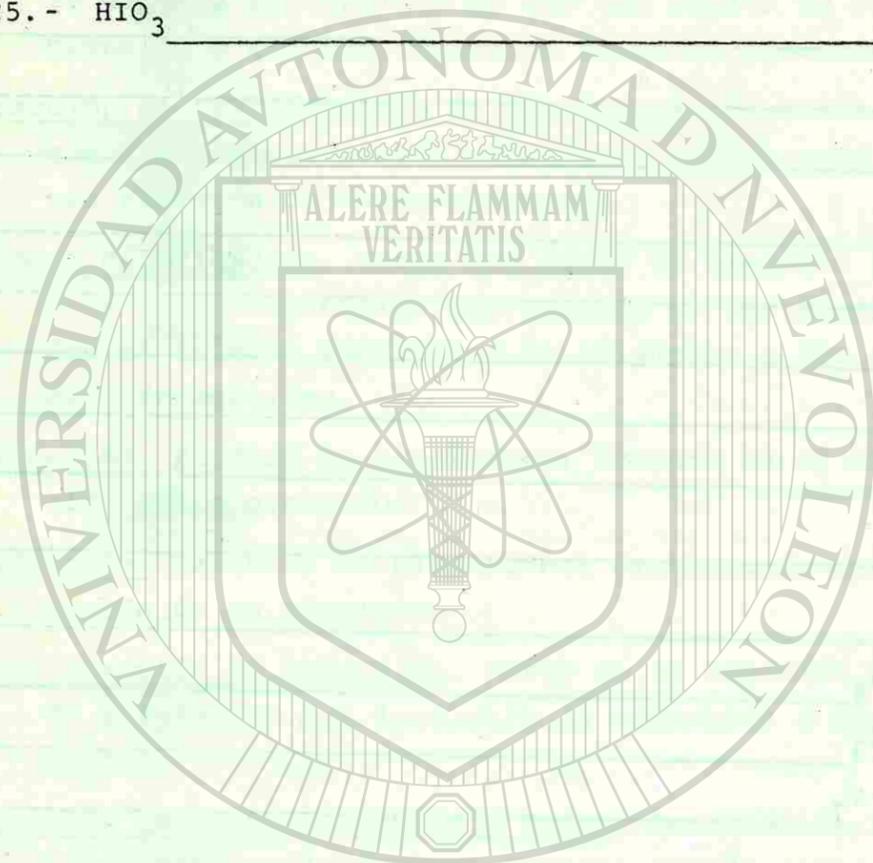
NOMBRE

PESO FORMULA O
GRS. POR MOL.

23.- H_2SO_3

24.- HI

25.- HIO_3



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

APENDICE C

COMPOSICION DE ACIDOS Y BASES DE USO MAS COMUN

ACIDO	FORMULA	PESO MOLECULAR	DENSIDAD	PORCENTAJE EN PESO	MOLARIDAD
Acido clorhídrico	HCl	36.47	1.19 gr/ml	37.2%	12.1
Acido nítrico	HNO_3	63.02	1.42 " "	70.0%	15.8
Acido fluorhídrico	HF	20.01	1.19 " "	48.8%	29.0
Acido perclórico	$HClO_4$	100.47	1.67 " "	70.5%	11.7
Acido acético	CH_3COOH	60.05	1.05 " "	99.8%	17.4
Acido sulfúrico	H_2SO_4	98.08	1.84 " "	96.0%	18.0
Acido ortofosfórico	H_3PO_4	98.00	1.70 " "	85.0%	14.8
Amoniaco	NH_3	35.05	0.90 " "	28.0%	14.8
Hidróxido de sodio	NaOH	40.00	1.53 " "	50.5%	19.3
Hidróxido de Potasio	KOH	56.11	1.46 " "	45.0%	11.7

A P E N D I C E D

USO Y MANEJO DE ACIDOS Y BASES COMUNES EN EL LABORATORIO

ACIDOS COMUNES DE LABORATORIO.

Los ácidos más comúnmente empleados en el laboratorio son los tres ácidos fuertes: clorhídrico, nítrico, sulfúrico, y el ácido acético, que es débil.

1. - El ácido sulfúrico concentrado es un líquido siruposo (aspecto de jarabe), que contiene un 98% en peso de H_2SO_4 . Es un energético agente deshidratante, pero no es un buen agente de oxidación.
2. - El ácido clorhídrico concentrado es una solución del gas HCl, en agua, con un 33% en peso de HCl. No es un agente deshidratante ni oxidante.
3. - El ácido nítrico concentrado contiene un 70% en peso de HNO_3 . Es un agente oxidante energético. Las soluciones viejas de este ácido algunas veces van del amarillo al color pardo, debido al NO_2 disuelto.
4. - Los ácidos diluidos, a menos que se especifique su concentración, ordinariamente son 6N (normal). Esto significa que hay seis moles de protones disponibles por litro de solución.

MANEJO DE ACIDOS

Los ácidos concentrados son muy corrosivos y se deberán manejar con mucho cuidado. Los ácidos clorhídricos y nítrico concentrados deberán ser vestidos bajo la campana, porque desprenden humos perjudiciales. Si le salpica un ácido, lávese con agua abundante y luego con una solución de bicarbonato de sodio. Si le cae alguna gota en los ojos, o cerca de ellos, lávese inmediatamente con agua y procure que lo atiendan.

Las concentraciones de los ácidos y otros solutos en soluciones de agua pueden expresarse en términos de molaridad. Una solución molar es aquella que contiene un mol (el peso fórmula expresado en gramos) de soluto por litro de solución. Una solución dos molar (se escribe 2 M) es aquella que contiene dos moles por-

litro. Una solución formal (F), al igual que una solución molar contiene un peso fórmula en gramos de soluto, por litro de solución. Aunque los dos términos son sinónimos y se emplean ambos sistemas, el molar es el que más se utiliza.

BASES COMUNES

Las bases más comúnmente empleadas en los laboratorios de química elemental son: hidróxido de sodio en solución acuosa, que es una solución de una base fuerte, NaOH, en agua, y amoníaco en solución acuosa, el cual es una solución de una base débil, NH_3 , en agua. (De igual manera que la primera se emplea el de KOH).

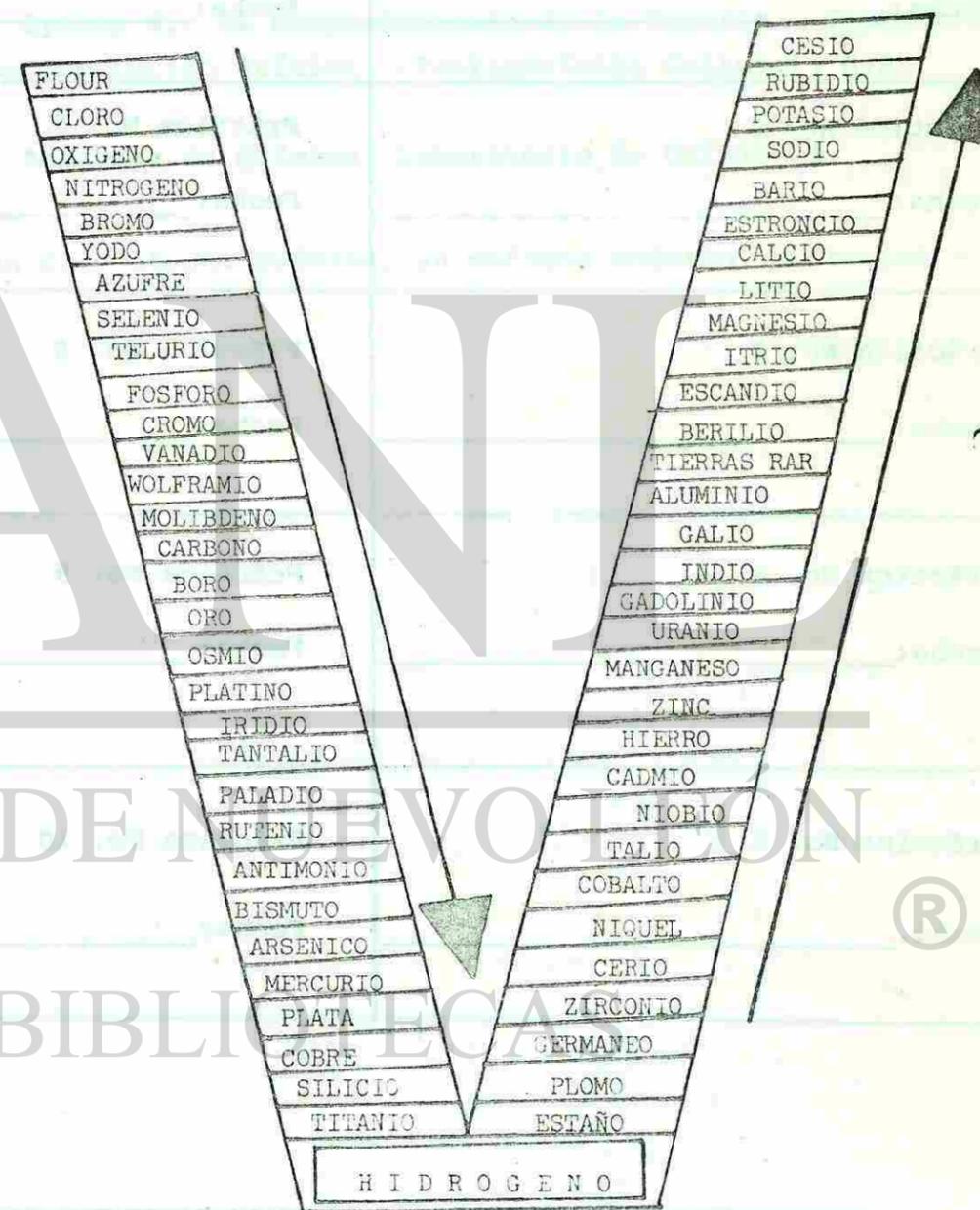
Aunque estas sustancias no son tan corrosivas como los ácidos fuertes, sin embargo, son peligrosas y se les ha de manipular con cuidado. En cuanto a las precauciones, por tanto, se ha de decir lo mismo que para los ácidos fuertes. La solución acuosa de amoníaco deberá también manejarse bajo la campana, puesto que en los humos desprendidos hay gas amoníaco. En el caso de salpicarse con una base, actúe como con los ácidos fuertes. Las bases fuertes (si se han de guardar durante algún tiempo) se conservan en frascos de plástico o en frascos recubiertos de cera, puesto que, a la larga, las bases atacan a los recipientes de vidrio.

APENDICE E
NOMBRES, FORMULAS Y CARGAS DE IONES

IONES POSITIVOS (+)		IONES NEGATIVOS (-)	
NOMBRE DEL CATION	FORMULA	NOMBRE DEL ANION	FORMULA
ALUMINIO	Al ⁺⁺⁺	CARBONATO	CO ₃ ⁻²
AMONIO	NH ₄ ⁺	BICARBONATO	HCO ₃ ⁻
BARIO	Ba ⁺⁺⁺	CLORATO	ClO ₃ ⁻
CALCIO	Ca ⁺⁺	CLORURO	Cl ⁻
CROMOSO	Cr ⁺⁺	CLORITO	ClO ₂ ⁻
CROMICO	Cr ⁺⁺⁺	CROMATO	CrO ₄ ⁻²
CUPROSO	Cu ⁺	BICROMATO	Cr ₂ O ₇ ⁻²
CUPRICO	Cu ⁺⁺	HIDROXILO	OH ⁻
HIDROGENO	H ⁺	HIPOCLORITO	ClO ⁻
HIDRONIO	H ₃ O ⁺	NITRITO	NO ₂ ⁻
FERROSO	Fe ⁺⁺	NITRATO	NO ₃ ⁻
FERRICO	Fe ⁺⁺⁺	PERCLORATO	ClO ₄
PLOMO	Pb ⁺⁺	PERMANGANATO	MnO ₄
LITIO	Li ⁺	FOSFATO	PO ₄ ⁻³
MANGANOSO	Mn ⁺⁺	SULFATO	SO ₄ ⁻²
MERCURIO	Hg ⁺⁺	BISULFATO	HSO ₄ ⁻
ESTANNICO	Sn ⁺⁺⁺⁺	SULFITO	SO ₃ ⁻²

APENDICE F

SERIE ELECTROMOTRIZ DE LOS ELEMENTOS QUIMICOS



Alumno (a): _____ Gpo. _____ Sem. _____ Turno. _____

Práctica No. 1 Fecha: _____	Práctica No. 6 Fecha: _____
Práctica No. 2 Fecha: _____	Práctica No. 7 Fecha: _____
Práctica No. 3 Fecha: _____	Práctica No. 8 Fecha: _____
Práctica No. 4 Fecha: _____	Práctica No. 9 Fecha: _____
Práctica No. 5 Fecha: _____	Práctica No. 10 Fecha: _____

Butruille Rivas Villarreal: Experimentos de Química I, II, III.
Editorial A N U I E S .

John R. Holum: Prácticas de Química General, Editorial Limusa.

Biechler Sydney S. El comportamiento de la Materia. Introducción a la Experimentación Química. Publicaciones Cultural, S.A.

U.A.E.M. Academia de Química: Laboratorio de Química I.

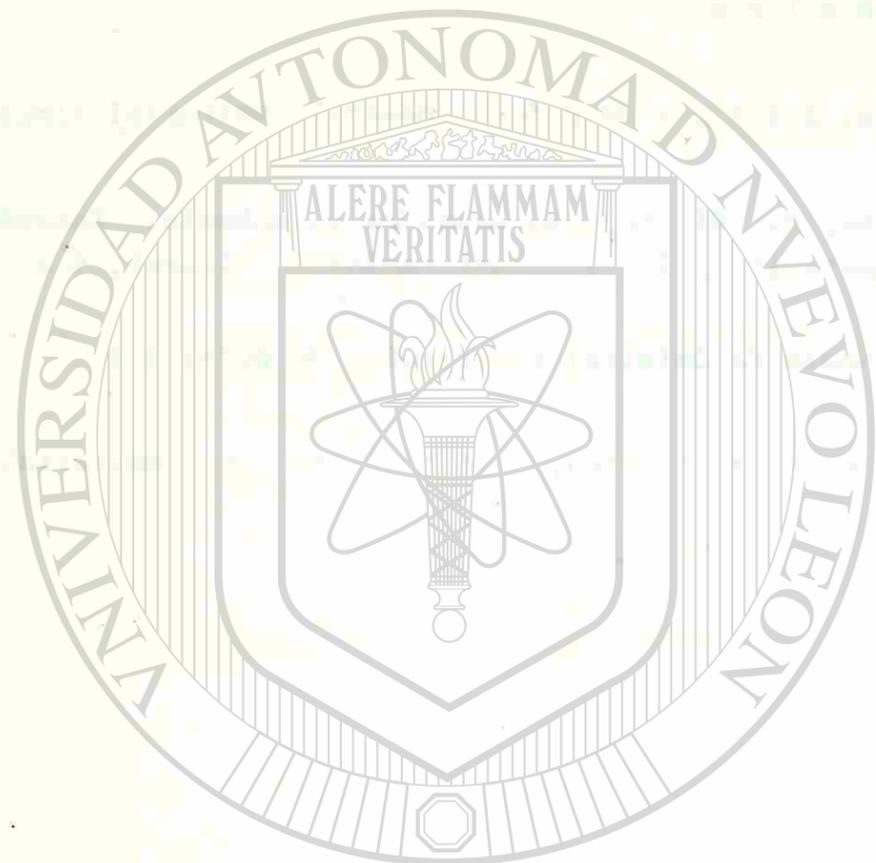
Hogg Hohn C, y otros: Química, un enfoque moderno. Editorial - - -
Reverte.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PRACTICA No. 1
RECONOCIMIENTOS DE ACIDOS Y BASES

Alumno (a) _____ Gpo. _____ Sem. _____

1.- ¿Qué cambios le suceden al papel tornasol con las soluciones ácidas y alcalinas?

2.- ¿Qué coloración adquieren los indicadores papel tornasol azul y el A. de Metilio con el jugo de limón y el vinagre?

3.- En base a tus observaciones ¿Qué aplicaciones tiene la fenolftaleína?

4.- ¿Qué indicador recomendarías para investigar los ácidos e hidróxidos?

5.- Anota tres características de los ácidos e hidróxidos.

6.- Investiga la definición de ácido e hidróxido según Bronsted-Lowry.

PRACTICA No. 2
NEUTRALIZACION

Alumno (a) _____ Gpo. _____ Sem. _____

1.- ¿A qué se debe que desaparezca el color del indicador?

2.- Describe el residuo de la cápsula.

3.- ¿Qué sustancias supone que es?

4.- ¿Cómo lo demostraste?

5.- Anota la reacción del NaOH + HCl.

6.- ¿Qué nombre reciben estas reacciones?

7.- Investiga tres ejemplos que ilustren estas reacciones.

7.- Investiga en el laboratorio de tu escuela cuantos ácidos e -
hidróxidos existen. Anota de ellos:

NOMBRE	FORMULA	ESTADO FISICO	PESO FORMULA PESO MOLECULAR

8.- En el apendice No. C tienes una lista de fórmulas de ácidos. -
En base a las reglas para nombrarlas, estudiadas en tu clase -
teórica. Asignales su nombre y determina su peso fórmula.

PRACTICA No. 5
TIPOS DE REACCIONES

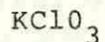
Alumno (a) _____ Gpo. _____ Sem. _____

1.- Anota la ecuación correspondiente de cada una de las reacciones que realizaste.

2.- Que demostraste al introducir la astilla en el tubo de ensayo en el experimento No. 2

3.- Investiga en que otros casos resultan reacciones de síntesis.

4.- Resuelve las siguientes ecuaciones y señala a que tipo pertenecen.



PRACTICA 6
FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE UNA REACCION

Alumno (a) _____ Gpo. _____ Sem. _____

INVESTIGA

1.- A que se llama Cinética Química.

2.- En esta práctica que sustancia empleaste como catalizador

3.- Las definiciones de:

a) Temperatura

b) Concentración

c) Catalizador

d) Area de Contacto

e) Sustancias

f) Sustancias Reaccionantes

PRACTICA No. 7
FENOMENOS DE OXIDACION Y REDUCCION

Alumno (a) _____ Gpo. _____ Sem. _____

1.- ¿Cuál es el color del CuSO_4 ?

2.- ¿Qué color observaste al final de la práctica?

3.- Anota la reacción entre el Zinc y el Sulfato de cobre.

4.- ¿Qué elemento se oxidó y cuál se redujo?

5.- ¿Cambió la coloración del cobre al contacto con la llama?

6.- ¿Con que elementos de los que forman la mezcla del aire se --
combinó?

7.- ¿Qué compuesto se formó?

8.- Completa la reacción $\text{Cu(s)} + \text{O}_2 \text{(g)}$ _____

9.- ¿Qué número de oxidación posee el cobre como elemento?

10.- Si el número de oxidación del átomo de oxígeno desde el -2 --
¿Cuál es el del cobre si el compuesto formado por CuO ?

11.- ¿QUÉ elemento se oxidó?

12.- ¿Qué elemento se redujo?

13.- Completa la reacción $\text{Zn} + \text{HCl}$ _____
+ _____

14.- ¿A que sustancias corresponde el gas que se desprende?

15.- ¿Qué nombre recibe el compuesto que queda en el tubo de ensa-
yo al terminar la reacción?

16.- El Zn se oxidó o se redujo al tomar el compuesto ZnCl_2 ?

17.- ¿Qué elemento se redujo?

PRACTICA No. 8
UN MOL EXPRESADO EN GRAMOS

Alumno (a): _____ Gpo. _____ Sem. _____

1.- Anota las definiciones de:

Masa Atómica.

Atomo gramo.

Peso molecular

Mol.

Volumen Molar

2.- A cuántos moles equivalen 500 gramos de cada una de las sustancias siguientes: H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , $KMnO_4$.

3.- A cuantos mililitros equivalen 5 moles de H_2O ?

PRACTICA No. 9
NUMERO DE MOLES DE OXIGENO EN EL CLORATO DE POTASIO

Alumno(a): _____ Gpo. _____ Sem. _____

1.- Anota la ecuación balanceada de la descomposición del Clorato de Potasio.

2.- Cuántos mol de oxígeno obtuviste experimentalmente.

3.- Qué cantidad de $KClO_3$ deberíamos emplear para obtener 2 moles de Oxígeno.

4.- Equivale este resultado al teórico? ¿A que se debe esa diferencia?

PRACTICA 10
SINTESIS DE COMPUESTOS

Alumno(a) _____ Gpo. _____ Sem _____

INVESTIGA

1.- Las definiciones de:

- a) Elementos
- b) Compuestos
- c) Símbolo
- d) Fórmula
- e) Fórmula Molecular
- f) Fórmula Empírica

2.- Los pasos para determinar la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos que constituyen un compuesto.

3.- Cómo deducir las fórmulas molecular y empírica de un compuesto.

PRACTICA No. 11

CALCULAR LA CANTIDAD DE NITRATO DE COBRE FORMADO

Alumno(a) _____ Gpo. _____ Sem _____

1.- ¿Qué le sucede a la lámina de cobre al ponerla en HNO_3 ?

2.- ¿Qué compuesto se desprende formando vapores de color café?

3.- ¿De qué color es el Nitrato de Cobre formado?

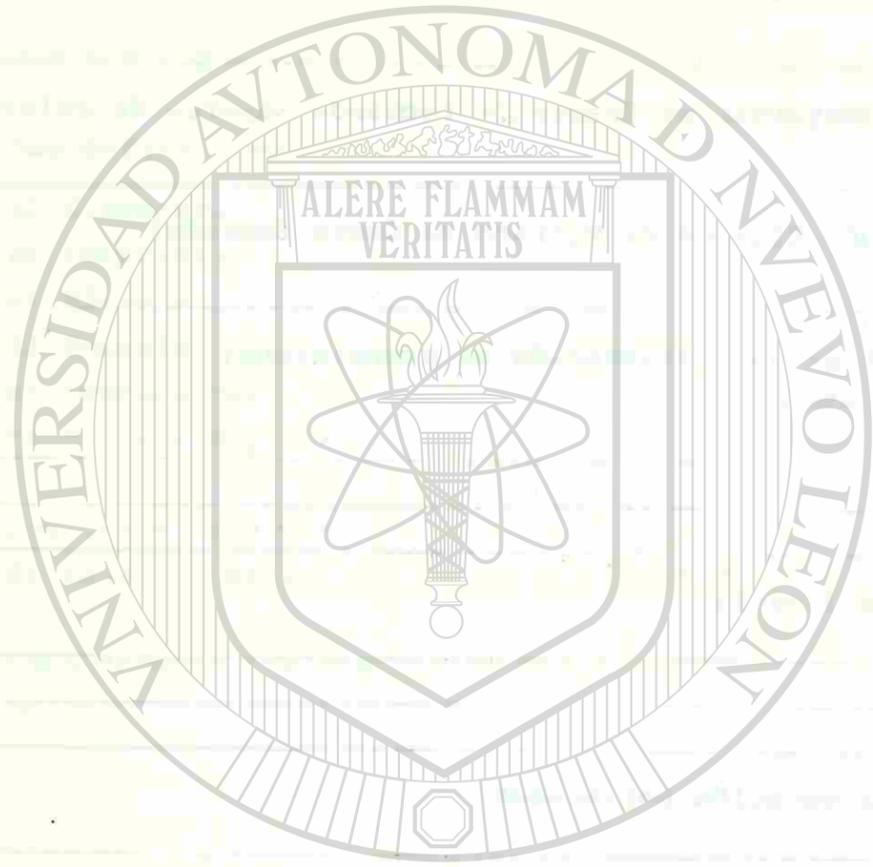
4.- Investiga que información te proporciona:

a) Un símbolo

b) Una fórmula

c) Una ecuación balanceada

5.- ¿Cómo son los resultados obtenidos experimentalmente en esta práctica. Con respecto a los teóricos? [®]



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

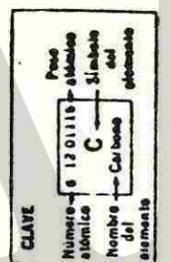
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPOS I II

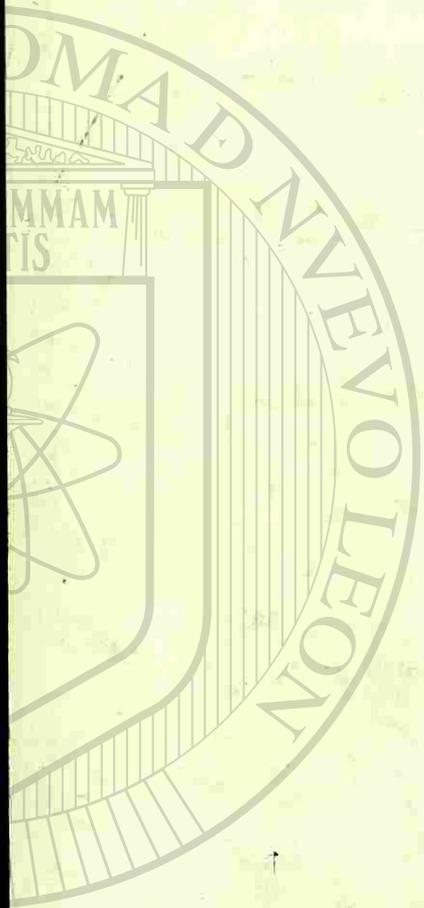
III IV V VI VII O

GRUPO I		GRUPO II		NO METALES																																																																																																	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																																																																		
1 H 1.00797	2 He 4.0026	3 Li 6.941	4 Be 9.0122	5 B 10.811	6 C 12.01115	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.183	11 Na 22.98976	12 Mg 24.304	13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.97376	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948	19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.95591	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938045	26 Fe 55.845	27 Co 58.933195	28 Ni 58.71	29 Cu 63.546	30 Zn 65.376	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90584	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc [98]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.6	53 I 126.90548	54 Xe 131.29	55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 La 138.90547	58 Ce 140.12	59 Pr 140.90766	60 Nd 144.242	61 Pm [147]	62 Sm 150.35	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92535	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93032	68 Er 167.259	69 Tm 168.93032	70 Yb 173.054	71 Lu 174.967	72 Hf 178.49	73 Ta 180.94788	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.222	78 Pt 195.084	79 Au 196.96657	80 Hg 200.59	81 Tl 204.377	82 Pb 207.19	83 Bi 208.9804	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	90 Th 232.0377	91 Pa [231]	92 U 238.02891	93 Np [237]	94 Pu [242]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [288]	102 Lr [260]



ELEMENTOS DE TRANSICION

o SERIE DE LOS LANTANIDOS
o SERIE DE LOS ACTINIDOS



UAN

SIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO
CCIÓN GENERAL DE BIBLIOTEC