



REPÚBLICA BOLIVARIANA DE VENEZUELA
UNIVERSIDAD NACIONAL EXPERIMENTAL SUR DEL LAGO
“Jesús María Semprúm”
Programa de Ingeniería de Alimentos
DEPARTAMENTO DE QUIMICA

MANUAL DE PRACTICAS DE QUIMICA GENERAL

Santa Bárbara de Zulia, Abril 2010

REGLAMENTO DEL LABORATORIO

1.- REGLAMENTO DE ALUMNOS:

- Todos los usuarios deberán conocer y adquirir esta normativa al inicio de cada semestre que cursen una Unidad Curricular en el laboratorio, por lo que el contenido de esta normativa se anexará al Manual de Prácticas de cada asignatura.
- Se exige asistencia puntual a la hora fijada para el inicio de la práctica de laboratorio.
- Al entrar a la práctica, es condición indispensable y obligatoria vestir con la bata de laboratorio. No está permitido entrar con ropa o calzado inadecuado como: Faldas, bermudas o sandalias, tampoco el uso de gorras o viseras durante el transcurso de la misma.
- Al entrar al laboratorio el alumno deberá apagar su teléfono celular.
- El estudiante debe llevar al laboratorio un cuaderno para hacer las anotaciones importantes de los experimentos.
- El estudiante debe leer la guía de trabajos prácticos, consultar la bibliografía y elaborar antes de concurrir al laboratorio, un protocolo sobre la práctica a realizar.
- Todos los trabajos son obligatorios. Un número de inasistencias equivalente al 25% de las clases pautadas en el programa de laboratorio de la Unidad Curricular correspondiente, implica la pérdida del curso.
- El estudiante deberá responder a los interrogatorios que se efectúen en el transcurso de la práctica y presentar los exámenes escritos si los hubiere, se incluyen en este el examen pre y post laboratorio.
- El estudiante debe presentar un informe escrito de los resultados y conclusiones de sus experimentos por práctica realizada, según la planificación de la Unidad Curricular.
- Los materiales de laboratorio son instrumentos pedagógicos por lo que deben ser utilizados para tal fin y con el mayor de los cuidados por parte del alumnado.
- Los estudiantes integrantes de cada equipo de trabajo son los responsables del material de laboratorio que se les suministra. El material perdido o deteriorado deberá ser pagado o repuesto por los alumnos integrantes del equipo, en un máximo de 15 días. Antes de cada práctica los estudiantes deben chequear que el material de su equipo esté completo y en buen estado.
- Durante el transcurso de la práctica de laboratorio no se permitirá la salida del alumno. Solo por motivos especiales el profesor autorizará la salida del mismo.
- No está permitido ingerir alimentos o bebidas durante el tiempo en el que los alumnos permanezcan dentro del laboratorio.
- Durante la estadía del alumno en el laboratorio queda terminantemente prohibido fumar.
- El estudiante debe limpiar y/o lavar los instrumentos utilizados para realizar la práctica.
- Debe colocar el material y los reactivos utilizados en sus respectivas gavetas o estantes.

2.- MEDIDAS DE SEGURIDAD POR PARTE DE LOS USUARIOS.

- Controlar el acceso de visitantes al área de los laboratorios y exigir a estos, durante su visita, el uso de los implementos de seguridad.
- En caso de accidente durante los trabajos prácticos, avise de inmediato al profesor o al auxiliar docente.
- Antes de manipular cualquier reactivo o equipo que desconozca, debe consultar al profesor al auxiliar docente, que le indicará las instrucciones necesarias para hacerlo.
- Cumplir con todas las medidas de seguridad recomendadas en el transporte, almacenamiento y manipulación de los reactivos, sustancias orgánicas y materiales peligrosos.
- Solicitar al profesor o auxiliar docente que le informe donde están y como deben utilizarse los implementos de seguridad de laboratorio y que medidas deben tomar en caso de emergencias.
- Muchos compuestos químicos son venenosos y/o corrosivos por ello deben manejarse con sumo cuidado (ver figura N° 1). En general:

1. Nunca tome sustancias de recipientes sin etiquetas.
2. Compruebe que la etiqueta del frasco corresponde con el reactivo que usted necesita.
3. Cuide la etiqueta de los frascos. Para evitar su deterioro, en el momento de utilizar el envase procure que la etiqueta quede hacia la palma de la mano.
4. Las tapas de los reactivos no deben ser colocadas en el mesón, manténgalas en la mano. Nunca destape dos frascos a la vez; de esta manera evita confundir las tapas e inutilizar los reactivos.
5. Nunca introducir espátulas sucias dentro de los reactivos sólidos, ni pipetas en los líquidos, ya que los reactivos químicamente puros deben conservarse como tales.
6. En caso de trasvase o pesada de reactivos sólidos, incline el recipiente y con una espátula saque la cantidad necesaria de sustancia.
7. Nunca retorne los restos de soluciones usadas a los frascos de donde las tomó. En el caso de restos de sustancias sólidas no utilizadas, consulte con el profesor el destino que deberá darle.
8. La manipulación de ácidos concentrados se debe hacer en la campana extractora de gases, para evitar la inhalación de vapores.
9. No mezcle en cilindros graduados ácidos concentrados (sulfúrico, nítrico, etc) y agua. El calor resultante de la mezcla puede quebrar la base del cilindro. Para mezclar ácidos concentrados o álcalis utilice vasos de precipitado o matraces, colocados dentro del recipiente que contenga agua fría.
 - Al calentar tubos de ensayo, evite que la boca de los mismos estén dirigida hacia usted o hacia sus compañeros. El calentamiento debe ser uniforme y no en un área determinada.
 - Nunca caliente objetos de vidrio templado, tales como matraces, cilindros graduados o botellas. Estos materiales se agrietan o rompen fácilmente.
 - Si necesita calentar alguna sustancia solicite un envase que resista el calor.
 - El calentamiento de solventes orgánicos se debe hacer con mantas de calentamiento. Evitar en todo caso las planchas de calentamiento o el mechero.
 - Retirar el material que no esté utilizando del sitio de trabajo.
 - Para medir reactivos líquidos en general, trasvase en un vaso de precipitado la cantidad a medir.
 - Abstenerse de pipetear sin el uso de peras de succión o propipetas.

- Los experimentos en los cuales se producen gases o vapores tóxicos, deben realizarse en la campana extractora de gases, en la cual se produce succión para extraer gases o vapores.
- No haga uso de toallas, trozos de papel u otros elementos de este género para levantar o quitar objetos calientes que estén sobre el mechero. Utilice las pinzas adecuadas.
- Para diluir ácidos con agua: Vierta lentamente el ácido concentrado al agua, agitando a medida que añade el ácido. De esta manera evita el rompimiento del recipiente por el calor generado en la reacción de hidratación.
- Para diluir Hidróxido de Sodio: Vierta el hidróxido al agua, agitando para evitar que se forme una pasta sólida en el fondo del envase. Es una reacción exotérmica.
- No almacene soluciones alcalinas en envases con tapones o llaves de vidrio. Así evitara el atascamiento de los mismos. Utilice frascos con tapas de material plástico. Las soluciones alcalinas utilizadas en buretas debe desecharse al finalizar la experiencia. La bureta debe lavarse cuidadosamente a fin de evitar el atascamiento de la llave.
- Utilizar delantales de polietileno y/o guantes de plásticos en el transporte de reactivo o en la transferencia de álcalis o ácidos fuertes.
- Utilizar recipientes metálicos para el transporte de botellas de reactivos, a razón de uno por recipiente, sin que se permita el transporte de más de dos recipiente por persona.
- Cuando se derramen ácidos o álcalis sobre el mesón, lave inmediatamente con agua.
- Utilizar zapatos cerrados en el área de los laboratorios.
- En el caso de individuos con cabellos largos, éste debe mantenerse recogido mientras se labora en el área de los laboratorios.
- Es obligatorio el uso de batas de laboratorio.
- Utilizar lentes de seguridad en todos aquellos experimentos donde se caliente líquidos o sustancias volátiles, o donde ocurran reacciones exotérmicas que pudieran desprender partículas de reactivos.
- No utilizar lentes de contacto en el área de los laboratorios, aún cuando se usen máscaras de seguridad encima de ellos.
- No verter desechos orgánicos líquidos o sólidos, en la cañería. Para tales fines debe disponerse de recipientes adecuados.
- Cuando desee percibir el olor de un líquido o de un gas que se desprende, no acerque la nariz al recipiente, pase la mano suavemente sobre la boca del recipiente, tratando de formar una corriente hacia usted, debes hacerlo cerca de un sitio con buena ventilación o en una campana.
- Nunca intente probar el sabor de una sustancia o solución, sí no se le indica expresamente, ya que algunas de ellas son venenosas, tóxicas o irritantes
- En el laboratorio, no te restriegues los ojos con las manos sucias, lávalas bien antes de salir.
- Pida al profesor que le muestre el lugar donde se encuentra el extinguidor de incendios y le demuestre su uso. Si se produce un pequeño incendio en un recipiente, controle la llama cubriendo el objeto o lugar incendiado con una toalla mojada. Avise inmediatamente al auxiliar docente o al profesor.
- El desconocimiento de estas normas es responsabilidad del usuario.

3.- EQUIPOS E IMPLEMENTOS DE SEGURIDAD DENTRO DE LOS LABORATORIOS.

- Los laboratorios deben estar dotados de los equipos necesarios para garantizar la seguridad de las actividades que se cumplan en ellos. A tales fines, los laboratorios deberán disponer, como dotación mínima, de lo siguiente:
 1. Dos extinguidores de 15 libras (uno de Dióxido de Carbono (CO₂) y otro de Bicarbonato).
 2. Duchas de emergencias.
 3. Una fuente de lavado visual.
 4. Una sala sanitaria (debe contener sanitario y urinario separados).
 5. Un equipo de primeros auxilios.
 6. Una campana de extracción de gases.
- Las características de los equipos recomendados deben ser las siguientes:
 1. Los extinguidores deben colocarse en la pared de los laboratorios, en un lugar de fácil acceso y que no interrumpa el desenvolvimiento de las actividades del laboratorio. El estado de los mismos debe ser revisado mensualmente.
 2. Debe existir una campana extractora de gases por cada 20 estudiantes que trabajen en el laboratorio. Estas no deben utilizarse para almacenar botellas de reactivos ni material de vidrio en desuso.
 3. Las instrucciones de uso de los extinguidores y de la campana de extracción de gases, deben estar ubicadas en un lugar visible.
 4. La sala sanitaria debe estar anexa al laboratorio y debe contener un lavamanos, un urinario y un sanitario. Esta sala debe tener su puerta de acceso en el laboratorio. Este recinto puede contener la fuente de lavado visual y la ducha de emergencia.
 5. Las fuentes de lavado visual deben colocarse en sitios despejados y de fácil acceso, de ser posible al lado de las duchas. Su funcionamiento debe revisarse mensualmente.
 6. El equipo de primeros auxilios debe colocarse en un lugar visible del laboratorio. Debe contener mercurio-cromo, agua oxigenada, gasa, alcohol, algodón aséptico, banditas, merthiolatum, aspirina, analgésicos, bicarbonato de sodio al 5%, solución salina estéril y ácido acético al 2% (ver Tabla N° 1).
- En cada laboratorio debe existir la correspondiente señalización de las vías de escape o salidas de emergencias.
- Todos los reactivos o sustancias que se encuentre almacenadas en el laboratorio deben estar perfectamente identificadas, de lo contrario serán desechadas.
- En cada laboratorio debe de existir por lo menos dos batas de polietileno y cuatro pares de guantes para lavado y transporte de reactivos peligrosos; tres pares de lentes de seguridad para ser utilizados por los visitantes o usuarios.
- Debe existir una alarma manual para casos de emergencia, su ubicación debe ser conocida por todo usuario.
- Cada laboratorio debe estar provisto de un teléfono con una lista actualizada de números de emergencia (bomberos, hospitales, etc).
- En todo laboratorio deben existir recipientes identificados para materiales orgánicos líquidos o sólidos, vidrio roto, etc.

4.- NORMAS ESPECÍFICAS DE TRABAJO Y SEGURIDAD.

4.1- EVITAR CORTADAS Y QUEMADURAS:

- No debes usar material de vidrio roto o astillado.
- Al colocar conexiones de vidrio a través de tapones horadados evita forzar el tubo, usa un lubricante apropiado.
- Usa una pinza de madera para tomar recipientes calientes o espera hasta que se enfríe a temperatura ambiente.
- Enciende el fósforo antes de abrir el gas del mechero; para calentar solventes orgánicos, usa una plancha de calentamiento.
- No manipules sustancias cerca del mechero.
- Recoge tu cabello antes de comenzar a trabajar.

4.2.-SEGUIR INSTRUCCIONES Y HACER REGISTROS:

- Al realizar los trabajos debes seguir cuidadosamente las instrucciones y no hacer nada que no tengas claro. Busca la orientación de tu profesor(a) en caso de que tengas dudas con algún procedimiento.
- Anota las observaciones de las experiencias que realices.



COMBURENTE



EXPLOSIVO



IRRITANTE



TOXICO



RADIOACTIVO



INFLAMABLE

Figura N° 1. Signos convencionales de peligrosidad.

Tabla Nº 1. Accidentes comunes en el laboratorio

ACCIDENTES	PRIMEROS AUXILIOS
Salpicaduras de reactivos en los ojos	Lavar con abundante agua y consultar de inmediato con un oftalmólogo
Hidróxidos sobre la piel	Lavar con abundante agua y luego solución diluida al 1% de Acido Acético
Acido sobre la piel	Lavar con abundante agua y luego solución de Bicarbonato de Sodio diluido al 1%
Acido sobre la ropa	Lavar con abundante agua y luego solución de Bicarbonato de Sodio diluido al 5%
Hidróxido sobre la ropa	Lavar con abundante agua y luego con solución de Acido Acético diluido al 5%
Fenol sobre la piel	Colocar solución diluida al 1% de Bromo y luego glicerina
Bromo sobre la piel	Colocar glicerina y solución al 1% de Fenol
Contacto con objetos calientes	Colocar solución de Acido Bórico diluido
Cortaduras de vidrio	Colocar soluciones de Cloruro Férrico al 1% y productos desinfectantes farmacéuticos (nunca agua oxigenada) para evitar la necrosis de los tejidos
Inhalación de Cloro y vapores de Bromo	Inhalar aire fresco, hacer respiraciones de vapor de agua o de Alcohol, vomitivos; respirar amoniaco diluido

PRACTICA INTRODUCTORIA

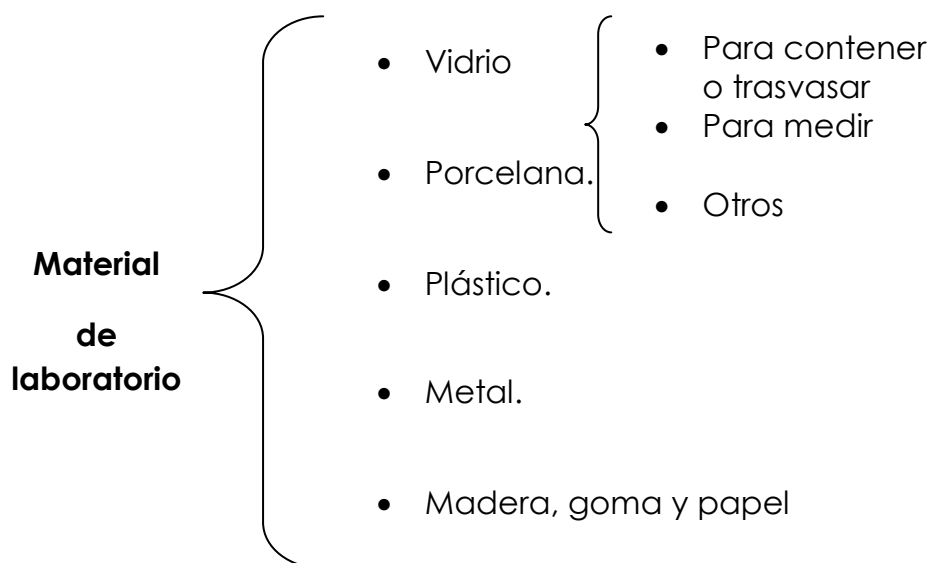
RECONOCIMIENTO DE MATERIALES Y EQUIPOS DE USO FRECUENTE EN EL LABORATORIO.

OBJETIVOS:

- ❖ Identificar materiales y equipos de uso frecuente en el laboratorio.
- ❖ Conocer el uso y función de materiales y equipos del laboratorio.

I. FUNDAMENTO TEORICO

Es muy importante que los materiales y equipos de uso común en el laboratorio se identifiquen por su nombre correcto y uso específico que tiene cada uno, pero más importante es saber manejarlo correctamente en el momento oportuno, teniendo en cuenta los cuidados y normas especiales para el uso de aquellos que así lo requieran. Los instrumentos y útiles de laboratorio están constituidos de materiales diversos y se clasifican de la siguiente manera:



1. MATERIAL DE VIDRIO

El instrumental de vidrio usado para realizar investigaciones o reacciones químicas debe ser fabricado con materiales resistentes a la acción de los agentes químicos.

El vidrio corriente no sirve para la fabricación de instrumentos de laboratorio por ser muy frágil y vulnerable a los agentes químicos y físicos. Por tal razón se construyen de cristal de vidrio, pudiendo ser este de vidrio grueso o delgado.

Los instrumentos contruidos con vidrio grueso solo son apropiados para contener y trasvasar (ver tabla N° 2) o medir (ver tabla N° 3) si se intenta calentarlos se puede romper con mucha facilidad. Ej: embudos, cilindros graduados, medidas cónicas y agitadores.

Los instrumentos contruidos con vidrio delgado son muy resistentes al calor, pero solo cuando son calentados gradualmente y enfriados de la misma manera; por eso se recomienda interponer una rejilla metálica entre el fondo del recipiente y el mechero cuando va a realizarse un calentamiento del instrumento (entre estos están el Pyrex, vycor, kimble etc). Ej: Balones, matraces, vasos de precipitado, tubos de ensayo, etc.

Los instrumentos volumétricos de vidrio delgado se caracterizan por su gran precisión a diferencia de los de vidrio grueso que es menos preciso. A continuación se describen alguno de los instrumentos de uso rutinario fabricados con vidrio.

Existen otros materiales de vidrio de suma importancia dentro de un laboratorio como son: embudos, vidrio reloj, tubos conectores, tubos refrigerantes etc, (ver tabla N° 4).

Tabla Nº 2. Material de vidrio para trasvasar o contener



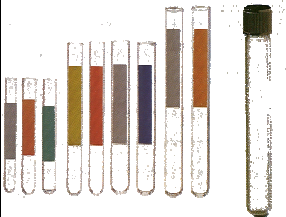
INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p>MATRAZ ERLENMEYER O FIOLA</p>	<p>Se utiliza para calentar líquidos, con poca pérdida de evaporación, hacer titulaciones y recristalizar un sólido.</p>
	<p>BALON FONDO PLANO</p>	<p>Se utiliza para calentar líquidos con poca pérdida de evaporación y para construir generadores de gases.</p>
	<p>MATRAZ DE SUCCION O KITAZATO</p>	<p>Se utiliza para filtraciones al vacío con bomba de succión.</p>
	<p>VASO DE PRECIPITADO</p>	<p>Se utiliza para disolver sustancias, calentar líquidos y recoger filtrados.</p>
	<p>BOTELLA YODOMETRICA O WINKLER</p>	<p>Se utiliza para la determinación de oxígeno disuelto.</p>
	<p>TUBOS DE ENSAYO</p>	<p>Se utilizan para calentar pequeñas cantidades de líquidos, y hacer ensayos a pequeña escala</p>

Tabla Nº 3. Material de vidrio para medir


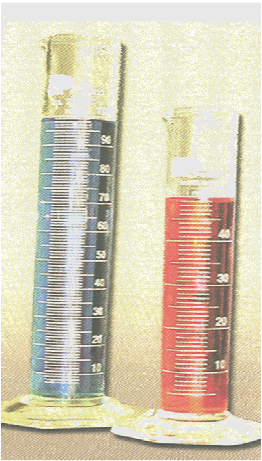
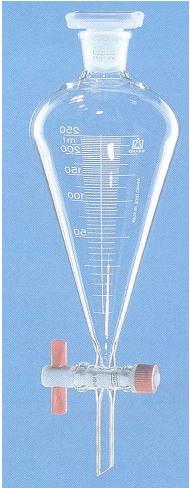
INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p>MATRAZ AFORADO O VOLUMETRICO</p>	<p>Sirve para medir un volumen específico. Se utiliza para preparar soluciones a concentración exactas.</p>
	<p>CILINDRO GRADUADO</p>	<p>Se utiliza para medir volúmenes aproximados de líquidos.</p>
	<p>EMBUDO DE SEPARACION</p>	<p>Se utiliza para separar líquidos inmiscibles</p>

Tabla Nº 3. Continuación



INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p>BURETA GRADUADA</p>	<p>Se emplea para titular soluciones, añadiendo volúmenes regulados se llena y se enrasa manualmente.</p>
	<p>BURETA AUTOMÁTICA</p>	<p>Se emplea para titular soluciones, añadiendo volúmenes regulados se llena y se enrasa automáticamente.</p>

Tabla Nº 3. Continuación

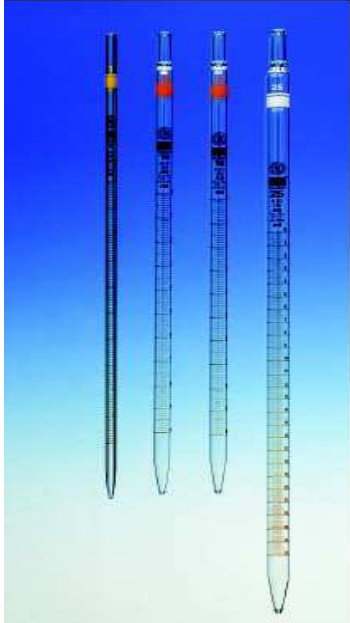
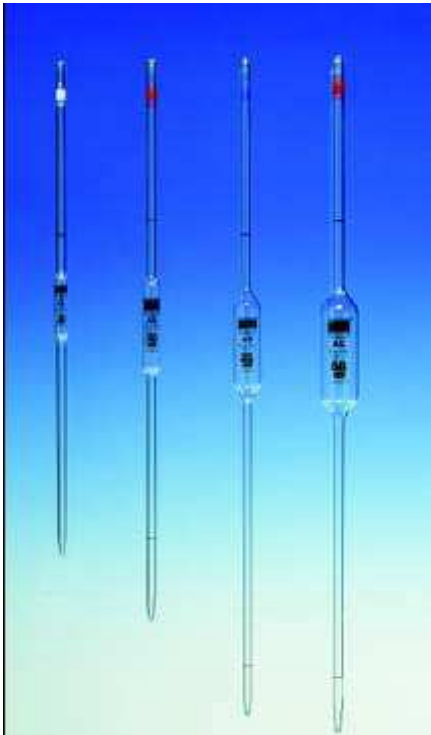




INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p style="text-align: center;">PIPETA GRADUADA</p>	<p>Mide con precisión volúmenes variables de líquidos</p>
	<p style="text-align: center;">PIPETAS VOLUMETRICAS</p>	<p>Mide volúmenes exactos de líquidos.</p>

Tabla N° 4. Otros materiales de vidrio.

INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p align="center">EMBUDOS</p>	<p>Se utilizan para filtrados y trasvasar líquidos de un recipiente a otro</p>
	<p align="center">VIDRIO RELOJ</p>	<p>Se utiliza para pesar sólidos, cubrir vasos de precipitado y evaporar gotas de líquidos volátiles.</p>
	<p align="center">TUBO CONECTOR CON ESMERILADO</p>	<p>Se usa para hacer conexiones en equipos de destilación.</p>
	<p align="center">TUBOS REFRIGERANTES</p>	<p>Aparatos formados por dos tubos concéntricos entre los cuales circula una corriente de agua fría que provoca la condensación de los vapores que circulan por el interior del tubo</p>




2. MATERIAL DE PORCELANA

También se fabrican instrumentos de porcelana por ser más resistentes que el vidrio y se usan por lo general, cuando se van a someter sustancias a elevadas temperaturas, cuando es necesario triturarlas o evaporarlas completamente. En la tabla N° 5 se describen los diferentes materiales de porcelana de uso frecuente en el laboratorio

Tabla N° 5. Material de porcelana

INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p>ESPATULAS</p>	<p>Sirven para tomar cantidades pequeñas de muestras sólidas para ser pesadas o transferidas de un envase a otro</p>
	<p>EMBUDOS BUCHNER</p>	<p>Es empleado para la filtración de succión o al vacío</p>
	<p>TRIANGULO</p>	<p>Se utiliza sobre el trípode para calentar vasos, crisoles y cápsulas, etc</p>



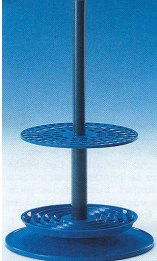
Tabla Nº 5. Continuación

INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	CRISOLES	Se emplean para calcinar sustancias
	CAPSULA	Se usa para calentar sustancias y evaporar líquidos.
	MORTERO CON MAZO	Se emplea para triturar sustancias.

3. MATERIAL DE PLASTICO

Así como los materiales se fabrican de vidrio y porcelana también se encuentran de plástico elaborados con polímeros resistentes a ácidos, solventes orgánicos e hidróxidos. En la tabla N° 6 se describen los diferentes materiales de plástico de uso frecuente en el laboratorio.

Tabla N° 6. Material de plástico

INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	FRASCOS GOTERO	Se utilizan para dispensar pequeñas cantidades de soluciones.
	PISETAS	Se emplean para lavar precipitados y transferirlos a otro recipiente.
	ENVASES	Se utilizan para contener soluciones preparadas
	BIDON	Se utiliza para contener agua destilada o desionizada
	ESCURRIDOR DE PIPETAS	Se emplea para colocar las pipetas después de lavadas

4. MATERIAL DE METAL Y MADERA

Se usan generalmente como medio de soporte y para manipular con facilidad otros objetos. En la tabla N° se describirán algunos de ellos.

Tabla N° 7. Material metálico y de madera



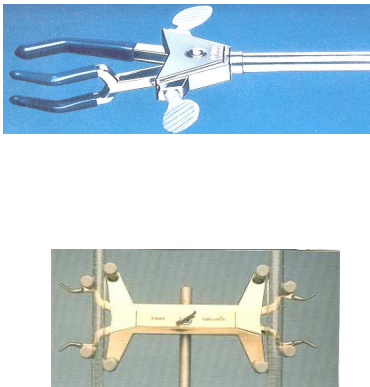
INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p>PINZA PARA TUBOS DE ENSAYO</p>	<p>Se usan para colocar y retirar tubos de ensayo que se han de calentar.</p>
	<p>PINZA PARA CRISOLES</p>	<p>Se usan para colocar y retirar crisoles que se han llevado a calentamiento intenso.</p>
	<p>PINZAS PARA BURETA</p>	<p>Son pinzas que permiten sujetar buretas al soporte universal.</p>

Tabla N° 7. Continuación

INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p align="center">PINZA PARA VASO DE PRECIPITADO</p>	<p>Se utilizan para sujetar vasos</p>
	<p>DOBLE NUEZ</p> <p>PINZA DE MOHR</p>	<p>Es una pinza que tiene dos clavijas una para acoplarse al soporte universal y otra para sujetar la pinza</p> <p>Se utiliza para cerrar conexiones de goma.</p>
	<p align="center">SOPORTE UNIVERSAL</p>	<p>Se utiliza para sostener múltiples aditamentos, tales como pinzas, aros o anillos etc.</p>

Tabla Nº 7. Continuación


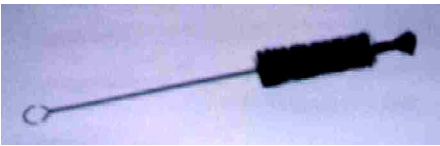
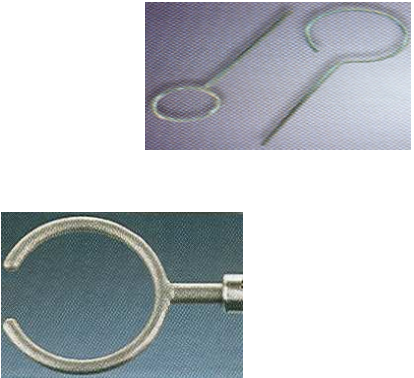

INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p style="text-align: center;">TRIPODE</p>	<p>Se utiliza sobre el mechero para calentar</p>
	<p style="text-align: center;">CEPILLO PARA TUBOS</p>	<p>Se emplea para lavar tubos de ensayo</p>
	<p style="text-align: center;">AROS METÁLICOS</p>	<p>Sirven para colocar embudos y balones de separación.</p>
	<p style="text-align: center;">REJILLA METÁLICA</p>	<p>Se utiliza colocándola sobre un trípode, para calentar recipientes de manera que el calentamiento sea uniforme.</p>

Tabla N° 7. Continuación

INSTRUMENTO	NOMBRE	USO
	<p align="center">GRADILLA</p>	<p>Se utiliza para colocar tubos de ensayo.</p>
	<p align="center">ESCURRIDOR DE MATERIALES</p>	<p>Se usa para colocar el material después de lavado</p>
	<p align="center">AGITADOR MAGNETICO</p>	<p>Se utiliza para ayudar a diluir reactivos sólidos o líquidos</p>
	<p align="center">ESPÁTULA</p>	<p>Sirven para tomar cantidades pequeñas de muestras sólidas a ser pesadas o transferidas de un envase a otro.</p>
	<p align="center">PINZAS PARA TUBOS DE ENSAYO</p>	<p>Se usan para colocar y retirar tubos de ensayo que se han de calentar.</p>
	<p align="center">GRADILLA DE MADERA</p>	<p>Se usan para colocar tubos de ensayo.</p>

5. EQUIPOS DE LABORATORIO

Dentro de los equipos comunes en un laboratorio de química tenemos los que se describen en la tabla Nº 8 y 9

Tabla Nº 8. Equipos sencillos

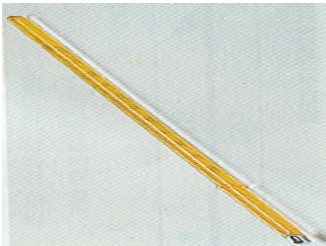

EQUIPO	NOMBRE	FUNCION
	DESECADOR	<p>Equipo provisto de una tapa esmerilada y un disco de porcelana que sirve de soporte a los recipientes que se colocan en su interior, debajo de este hay una sustancia desecante, la cual posee la capacidad de absorber la humedad de los precipitados, secar sólidos y mantener el medio seco</p>
	TERMOMETRO	<p>Instrumento utilizado para medir las temperaturas, formados por un tubo de vidrio capilar cerrado, ensanchado en la parte inferior a modo de pequeño deposito que contiene un liquido (alcohol coloreado o mercurio) que permite medir en una escala los grados de temperatura</p>
	PROPIPETA O PERA DE GOMA	<p>Es una pera de goma que consta de tres válvulas: A, S y E A: Se encuentra en la parte superior y sirve para expulsar el aire. S: Válvula intermedia sirve para extraer el líquido. E: Se encuentra en la parte inferior y sirve para descargar el liquido</p>

Tabla Nº 8. Continuación

EQUIPO	NOMBRE	FUNCION
	<p align="center">MECHERO DE ALCOHOL</p>	<p>Es un generador de energía calorífica que emplea gas como combustible. El funcionamiento para los distintos tipos de mecheros se basa en el mismo principio: el gas penetra al mechero por un pequeño orificio que se encuentra en la base, y la entrada de aire se regula mediante un dispositivo que también se ubica en la base del mechero:</p>
	<p align="center">MECHERO MEKER</p>	<p>De alcohol: Consta de una botella provista de una mecha la cual se humedece con el alcohol contenido, se utiliza específicamente en microbiología, no produce combustión.</p>
	<p align="center">MECHERO BUNSEN</p>	<p>Meker: Distribuye la llama a través de 100 aberturas separadas para un calentamiento uniforme, brinda el doble de calor que los de tubo recto, la base a prueba de volteo es ideal para uso en la superficie de mesa. Produce una combustión completa.</p> <p>Bunsen: Producen llamas ajustables para calentamiento lento o evaporación rápida, asegura una combustión completa. Para conocer su funcionamiento, ver practica de Estequiometria.</p>

Tabla Nº 9. Equipos complejos o sofisticados

EQUIPO	NOMBRE	FUNCION
	<p align="center">ESPECTRO FOTOMETRO DE ABSORCIÓN MOLECULAR</p>	<p>Se utiliza para realizar curvas de calibración en la que se grafican Transmittancia o absorbancia vs concentración.</p>
	<p align="center">BALANZA ELECTRONICA</p>	<p>Es un instrumento usado en el análisis cuantitativo, para determinar la masa de sólidos y líquidos</p>
	<p align="center">BALANZA ANALITICA</p>	<p>La balanza analítica es el principal instrumento usado en el análisis cuantitativo; son capaces de pesar con una apreciación 0,0001 mg. Normalmente el primer paso en un análisis es pesar una porción de muestra. También se pesan precipitados o sustancias puras para preparar soluciones de concentración conocida.</p>

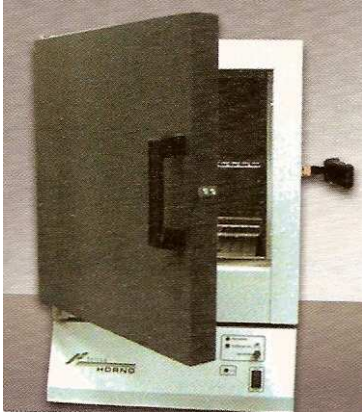
Tabla Nº 9. Continuación

EQUIPO	NOMBRE	FUNCION
	<p>CAMPANA DE EXTRACCION</p>	<p>Esta diseñada para extraer eficientemente tóxicos, nocivos y otros materiales dañinos de su área de trabajo. Estos suben por la pared de la campana por medio de un extractor hacia afuera y así evitar la ingestión, inhalación y contacto con la piel.</p>
	<p>HORNO PROGRAMABLE</p>	<p>Alcanza 1200 °C; se utiliza en bromatología en la determinación de material orgánica, porcentaje de cenizas, y en análisis químicos, en la determinación de elementos de interés mediante gravimetría.</p>
	<p>MEDIDOR DE pH</p>	<p>Mide el potencial eléctrico que producen los iones hidronio en solución, en contacto con una membrana de vidrio, la cual tiene del otro lado una determinada concentración de iones hidronio. El aparato esta calibrado de manera tal que pueda leer directamente sobre una escala el valor del pH.</p>

Tabla N° 9. Continuación

EQUIPO	NOMBRE	FUNCION
	<p align="center">PLANCHA DE CALENTAMIENTO CON AGITACION MAGNETICA</p>	<p>Provee una temperatura máxima de 500 °C. Sirve para calentar sustancias colocadas en vasos de precipitado, fiolas o cápsulas. Permite una distribución del calor más uniforme, así como una mayor facilidad de regulación en relación a los mecheros de gas. Algunas planchas están combinadas con agitadores magnéticos y se usan en titulaciones.</p>
	<p align="center">BAÑO DE CIRCULACION DIGITAL</p>	<p>Equipo diseñado para atemperar líquidos, formado conjuntamente por los termostatos de inmersión y por una cubeta con tapa para conseguir una mejor homogenización de la temperatura a la que se desea trabajar</p>
	<p align="center">CENTRIFUGAS DE MESA</p>	<p>Alcanza una velocidad variable máxima de hasta 4000 RPM. Ésta gran velocidad genera una fuerza centrífuga relativa mayor que produce una separación más completa de los componentes.</p>

Tabla Nº 9. Continuación

EQUIPO	NOMBRE	FUNCION
	<p style="text-align: center;">INCUBADORA O ESTUFA DIGITAL</p>	<p>Equipo que se usa para secar muestras biológicas e incubar. Mantiene constante la temperatura</p>

TECNICAS Y OPERACIONES EN EL LABORATORIO

OBJETIVOS:

- ❖ Estudiar aspectos relacionados con las técnicas y operaciones empleadas en el uso y manejo de materiales y equipos del laboratorio

I. FUNDAMENTO TEORICO.

1. MANEJO DEL MATERIAL DE VIDRIO.

El instrumental utilizado para realizar investigaciones o reacciones químicas es de vidrio; esto es debido a las ventajas que ofrece este material (limpieza, transparencia, inercia química y termo resistencia) frente a la mayoría de los plásticos y metales. El más comúnmente encontrado es el de vidrio borosilicatado (Pyrex, Kimax) que presenta alta resistencia al ataque de sustancias químicas y a cambios de temperatura.

1.1. LAVADO DEL MATERIAL DE VIDRIO

El vidrio no es un material completamente inerte. Antes y después de cada ensayo es necesario lavarlo minuciosamente. El procedimiento más común consiste en lavar el material con una solución de jabón o detergente, usando un cepillo adecuado, enjuagando con abundante agua potable y por ultimo con agua destilada con la ayuda de una piseta.

Cuando el material de vidrio esta impregnado con grasa u otra sustancia orgánica, debe lavarse previamente con una solución limpiadora, entre estas tenemos: Una mezcla sulfocromica, Potasa alcohólica y para desmanchar Peroxido de Hidrogeno, este se sumerge en la mezcla limpiadora y se deja por 12-24 horas. Transcurrido el tiempo el material se enjuaga con abundante agua corriente y se lava con detergente de la manera antes señalada.

Para comprobar que el material ha quedado completamente limpio, se llena con agua destilada y se deja escurrir lentamente. No deben quedar gotas de agua adheridas

a las paredes. Si esto ocurre debe repetirse el procedimiento anterior hasta tener el material completamente limpio.

1.2. CURADO DEL MATERIAL DE VIDRIO

Cuando una bureta u otro material no está bien seco y se desea usar, se procede a curarlo:

- ❖ Lavándolo tres veces con pequeñas porciones del mismo líquido o soluciones que se desee medir.

2. TECNICAS.

2.1. LECTURA DE MENISCO EN PIPETAS Y BURETAS

2.1.1. DEFINICION DE MENISCO: Es una superficie curva que presentan los líquidos contenidos en tubos estrechos debido al fenómeno de capilaridad. El menisco puede ser cóncavo o convexo (ver figura N° 2.1).

Cuando se miden líquidos transparentes y el menisco es cóncavo se lee la graduación tangente a la curva inferior del menisco. La curva superior se considerara cuando tenemos líquidos opacos, turbios o muy coloreados. En todo caso el menisco es cóncavo cuando el líquido moja el tubo. En el menisco convexo se considera la curva superior. En este caso el líquido no moja el tubo ejemplo el Mercurio.

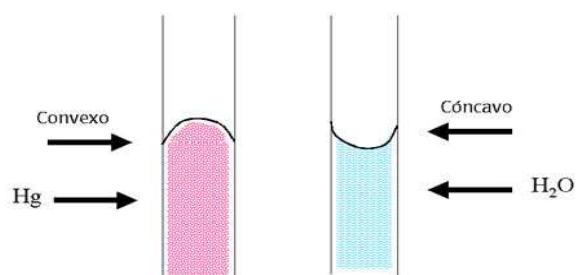


Figura N° 2.1.- Meniscos cóncavo y convexo

2.1.2. MODO DE USO: El recipiente o instrumento debe sostenerse o colocarse en posición vertical y el nivel de observación debe ser horizontal y al mismo nivel de la curva del menisco (ver figura N° 3.1).

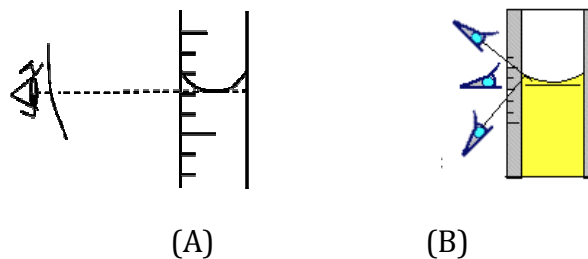


Figura N° 3.1.- Lectura correcta (A) e incorrecta (B) de medidas

2.2. ENRASAR Y AFORAR

En química, se llama **enrasar** al procedimiento por el cual se lleva el volumen del líquido del material volumétrico al deseado. El procedimiento consiste en hacer coincidir la tangente de la curva formada en el límite líquido-aire (menisco) con la marca (ya sea aforo o graduada) del elemento.

En química, un **aforo** es una marca circular grabada con precisión sobre el vidrio (o material que corresponda) del material volumétrico para indicar que ese es el volumen determinado.

2.3. TECNICA DEL MANEJO DE LA PIPETA

- ❖ Una vez curada la pipeta se aspira el líquido hasta pasar el aforo o enrase superior.
- ❖ Se controla el flujo hasta que el menisco coincida con la marca cero. Para una mayor precisión, levante la pipeta, llévela hasta la altura de sus ojos y obsérvela horizontalmente.

2.3.1. APRECIACION EN PIPETAS GRADUADAS. Es la menor lectura o medida que se puede realizar en la escala graduada de un instrumento. Cuando se lee en un instrumento con escala única se aproxima la lectura a la división más cercana. Por esto, el máximo error que se puede cometer en dicha medición es de más o menos la apreciación.

La apreciación de un instrumento de medida se determina de la siguiente manera:

- ❖ Se escogen dos valores sobre la escala, puede ser consecutivos o no.

- ❖ Se hace la diferencia del valor mayor menos el valor menor y se divide entre el número de partes en que está dividido el intervalo comprendido entre los dos valores escogidos.

$$\text{Apreciación} = \frac{m - n}{\text{número de divisiones}}$$

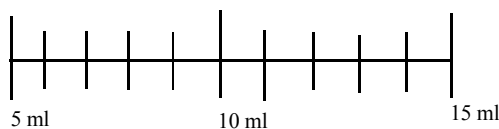
Donde:

m: lectura mayor

n: lectura menor

Número de divisiones: Número de divisiones que hay entre n y m.

Ejemplo: Calcular la apreciación de la escala graduada de la siguiente figura.



$$\text{Apreciación} = \frac{15\text{ml} - 5\text{ml}}{10} = \frac{10\text{ml}}{10} = 1\text{ml/div. Esto significa que una división equivale a}$$

1 ml.

2.4. TECNICA DEL MANEJO DE LA PROPIPETA

Para el uso de la propipeta (ver figura N^o 4.1), se deben seguir los siguientes pasos:

- ❖ Expulsar el aire, presionando la pera junto con la válvula **(A)**.
- ❖ Ajustar 0,5 cm. de la parte superior de la pipeta en la propipeta. Una longitud mayor deteriorara la válvula **(S)**.
- ❖ Presione la válvula **(S)** para subir el liquido, hasta que el nivel este por encima del aforo. Nunca deje que el liquido llegue a la propipeta, esto produce contaminación y daños a la misma. En caso de aspirar 5, 10 o más mililitros es necesario expulsar el aire más de una vez.
- ❖ Presione la válvula **(E)** para descargar el liquido. En caso de que sea necesario expulsar la última gota, presione la válvula **E**, seguido de una ligera presión de los dedos pulgar, índice y medio.
- ❖ Saque la pipeta y presione la válvula **A** hasta que se llene completamente de aire.

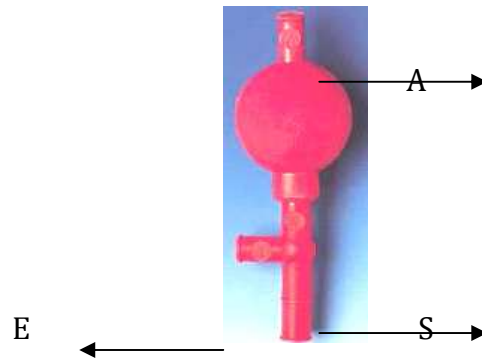


Figura N° 4.1.- Propipeta

2.5. TECNICA DEL MANEJO DE LA BURETA

- ❖ Una vez lavada con agua destilada la bureta, se abre la llave y se deja escapar líquido con el objeto de eliminar el aire comprendido entre la llave y la punta de la bureta, después se cierra.
- ❖ Una vez curada la bureta, se llena por su extremo superior con el líquido mediante un embudo hasta un nivel superior a la graduación cero.

2.5.1- MODO DE USO

- ❖ El uso de la bureta será más eficiente si se maneja la llave con la mano izquierda y con la derecha se gira el matraz o se agita la mezcla (ver figura N° 5.1).

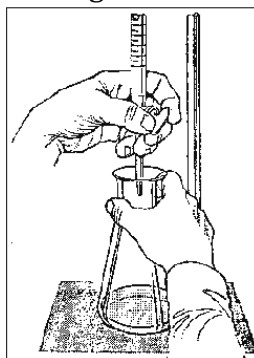


Figura N° 5.1.- Forma de manipular la bureta

2.6. TECNICA DE FILTRACION CON PAPEL

2.6.1. MODO DE USO

- ❖ El doblado del papel filtro se realiza como indica la figura N° 6.1 letra A
- ❖ Se coloca en el embudo humedecido con una pequeña cantidad de agua destilada, presionando con los dedos el borde superior evitando así el paso de aire entre el embudo y el papel filtro. (ver figura 6.1 letra B)

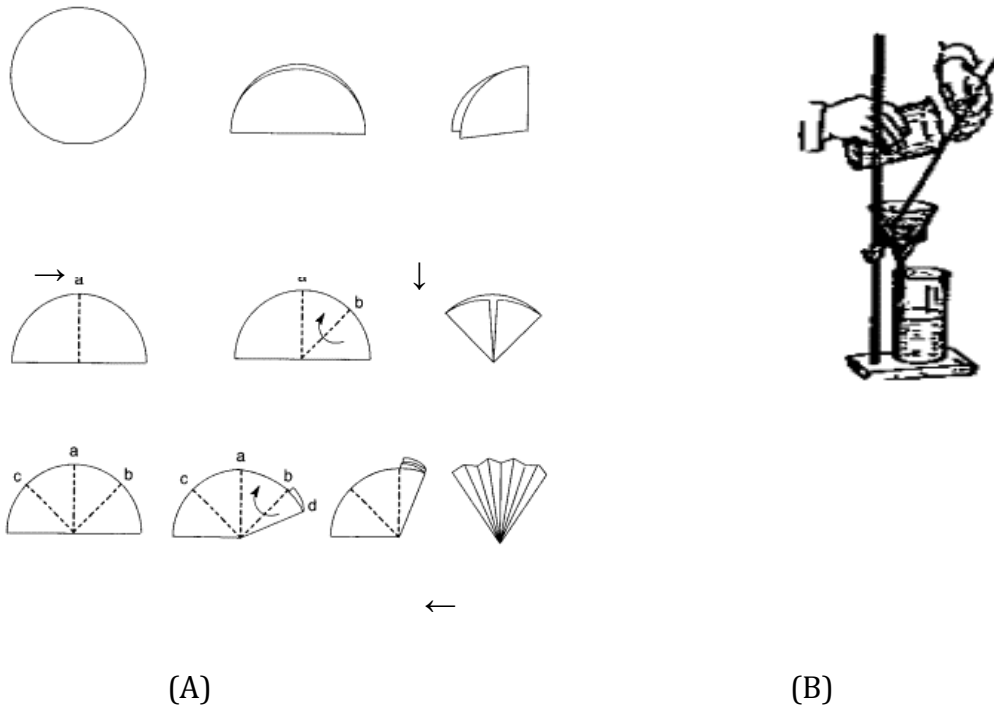


Figura N° 6.1.- Doblando del papel Filtro (A) y Filtración con papel (B)

3. OPERACIONES

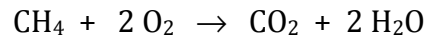
3.1. EL MECHERO. Es un generador de energía calorífica que emplea gas como combustible. El funcionamiento de los distintos tipos de mecheros (Bunsen, Mecker, turrill, Fisher etc.) se basan en el mismo principio: El gas penetra al mechero por un pequeño orificio que se encuentra en la base, y la entrada de aire se regula mediante un dispositivo que también se ubica en la base del mechero.

Al obtenerse una llama correcta en el mechero se podrán distinguir claramente tres zonas diferentes en coloración, temperatura y comportamiento.

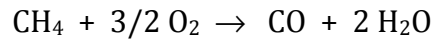
3.1.1. CARACTERISTICAS DE LA ZONA DE LA LLAMA

- ❖ **ZONA OXIDANTE:** Región más caliente de la llama, en donde ocurren los procesos de oxidación, constituye el cono externo de la llama, es de color

violeta en la parte lateral y amarilla en el extremo. La combustión es completa en esta zona:



- ❖ **ZONA REDUCTORA:** Es el cono interno de la llama, de color azul, donde ocurren los procesos de reducción. La combustión es incompleta.



- ❖ **ZONA FRÍA:** Se encuentra exactamente sobre el mechero, (base de la llama). Se denomina de esta manera por ser una zona de baja temperatura. El gas que está saliendo aun no se ha quemado (ver figura N° 7.1)

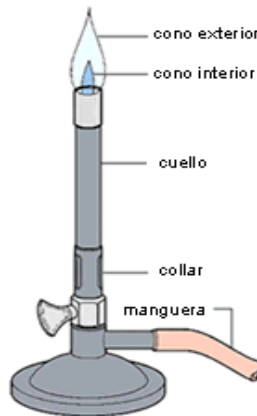


Figura N° 7.1.- Zonas del mechero

3.1.2. MODO DE USO

- ❖ Conecte el mechero a la llave de suministro de gas por medio de una manguera flexible de goma, que se encuentra adaptada a la base del mechero.
- ❖ Asegúrese que este cerrada la llave de suministro de gas, la válvula reguladora de gas y la entrada de aire.
- ❖ Abra la llave de suministro de gas.
- ❖ Encienda un fósforo y manténgalo lateralmente por encima del tubo del mechero.
- ❖ Contrólese la corriente de gas, mediante la válvula reguladora del mechero, conserve aun el fósforo encendido sobre el tubo del mechero.
- ❖ Regule la entrada del aire moviendo cuidadosamente el regulador de aire hasta obtener una llama de color azul pálido. Si la llama se eleva separándose del mechero, reduzca la corriente de gas.
- ❖ Al finalizar la práctica, con el mechero encendido, cierre la llave principal del suministro de gas, luego cerrar la llave secundaria y por último la del mechero.

3.2. BALANZAS. Instrumentos utilizados para la determinación de pesos o masas en el laboratorio, existen varios tipos y estudiaremos dos de ellos, que son la balanza analítica y electrónica

3.2.1. BALANZA ANALITICA. Es una balanza especialmente sensible y exacta utilizada para investigaciones físicas, químicas y tecnológicas. Estas balanzas pueden llegar a pesar exactamente hasta 0,0001 mg.

3.2.1.1. MODO DE USO

- ❖ Encender la balanza
- ❖ Colocar el pesa sustancia en el plato (cerrar las ventanillas de la balanza) y oprimir el botón de tarar (on/off) para eliminar el peso de este.
- ❖ Agregar el reactivo a usar (sólido o liquido) hasta obtener el peso deseado.
- ❖ Se deben cerrar las ventanillas para evitar la entrada de aire y así obtener una mayor exactitud en la pesada.

3.2.2. BALANZA ELECTRONICA. Es una balanza no tan exacta como la analítica, en ella se pueden pesar masas u objetos de hasta un kilogramo, generalmente se presentan de un solo modelo de un plato.

3.2.2.1. MODO DE USO

- ❖ Encienda la balanza
- ❖ Coloque el objeto a pesar en el centro del platillo. La balanza le mostrara el peso del objeto en forma directa.
- ❖ Si se está pesando en un vidrio reloj, podemos actuar de dos maneras: la primera es la de colocar el vidrio reloj y encender la balanza, automáticamente quedara tarada la pesada, si se enciende primero la balanza y se coloca el vidrio reloj hay que tarar la balanza para que quede en cero y así proceder a pesar.

3.3. EL DESECADOR. Envase con tapa, de dos compartimentos, en uno de los cuales se coloca la sustancia secante (Hidróxido de Sodio, Hidróxido de Potasio, Pentóxido de Fósforo, Cloruro de Calcio, Hidruro de Calcio, Oxido de Calcio, Gel de Sílice y Oxido de Aluminio). Se usa para mantener un ambiente seco para el material afectable por la humedad, por el CO₂, o para secar sustancias por deshidratación.

3.3.1. MODO DE USO.

- ❖ Para abrir un desecador colóquelo sobre una mesa, sujételo firmemente con el brazo alrededor de la parte inferior y deslice la tapa con la otra mano.
- ❖ Cuando se colocan objetos calientes en su interior, el aire se expande y puede llegar a levantar la tapa si se cierra inmediatamente. Por consiguiente, espere unos cinco (5) segundos antes de cerrarlo. Después de quince (15) segundos más, deslice la tapa hasta dejar un orificio por el cual se puede escapar la presión creada.
- ❖ Cuando un objeto se ha enfriado en el desecador, se puede haber creado un vacío parcial que dificulte destaparlo. En este caso procédase con precaución abrace lentamente para que la entrada de aire no sea demasiado repentina.

- ❖ Nunca debe introducir un objeto caliente al rojo vivo. Además del considerable vacío parcial que se pueda crear, el enfriamiento será muy prolongado.
- ❖ Al retirar la tapa, el borde engrasado de la misma no debe estar en contacto con la misma. Colóquese invertida para evitar que se ruede y caiga.

3.4. EL TERMOMETRO. Los termómetros más utilizados en el laboratorio están llenos de mercurio o de una disolución alcohólica coloreada. Pueden estar calibrados de dos formas diferentes. Los termómetros de inmersión total están calibrados de manera que proporcionen lecturas correctas cuando toda la columna de líquido (mercurio o alcohol) se sumerge en el medio cuya temperatura desee medirse. Si durante la medida un termómetro de inmersión total no está completamente sumergido, la columna de mercurio o alcohol no se calienta en su totalidad, en consecuencia no se mide correctamente la expansión del líquido por lo que la lectura será baja.

3.4.1. MODO DE USO

- ❖ Puesto que un termómetro es un dispositivo para medir temperatura debe tomarse siempre de forma que sea mínima la posibilidad de transferir calor directamente de las manos o cuerpo al termómetro. Un pequeño trozo de goma situado en el extremo inferior del termómetro puede ser un aislante conveniente.
- ❖ Cuando se coloca un termómetro en la disolución cuya temperatura se quiere medir, la temperatura cambiara gradualmente durante los primeros dos minutos. Este efecto es debido a que el termómetro y la disolución necesitan tiempo para alcanzar el equilibrio. El tiempo necesario para la mayor parte de los termómetros utilizados en el laboratorio es de uno o dos minutos.
- ❖ Al utilizar un termómetro con un límite de temperatura de $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$ graduado grado a grado, puede leerse la temperatura indicando los grados y estimando con precisión de $\pm 0,3\text{ }^{\circ}\text{C}$. Con un termómetro cuya banda de temperatura va de $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ y graduaciones cada $0,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ puede leerse la temperatura con la ayuda de un lente con una precisión aceptable de $\pm 0,05\text{ }^{\circ}\text{C}$.

3.5. TRANSFERENCIA DE SÓLIDOS Y LIQUIDOS.

3.5.1. TRANSFERENCIA DE SÓLIDOS:

- ❖ Para transferir una pequeña cantidad de un reactivo sólido, granulado o en polvo, desde un frasco a otro recipiente, se utiliza generalmente una espátula seca y limpia.
- ❖ Para sacar una gran cantidad de un reactivo sólido, del frasco almacén se gira lentamente el frasco de un lado a otro, este procedimiento permite controlar la velocidad con la que el sólido sale de la botella. Así, el reactivo puede sacarse del frasco tan rápido o lentamente como se desee.
- ❖ Con frecuencia, un trozo de papel ayuda a agregar un reactivo sólido en un recipiente que tiene una abertura relativamente pequeña. Los distintos métodos utilizados dependen de las cantidades de sólido que se transfieren:
 - Para transferir grandes cantidades se utiliza un trozo de papel limpio enrollado en forma de cono, la parte final mas estrecha se inserta en la abertura del recipiente y se agrega el reactivo sólido sobre la parte ancha del cono. Así puede transferirse rápidamente una cantidad considerable de reactivo sólido con un mínimo de perdida y sin contaminación.
 - Para transferir cantidades pequeñas, de un reactivo sólido, se vierte el sólido en una tira estrecha de papel previamente plegada. El papel se inserta en la pequeña abertura del recipiente y el reactivo se transfiere fácilmente.

3.5.2. TRANSFERENCIA DE LIQUIDOS:

- ❖ En general, un líquido se vierte directamente de un recipiente a otro. Para evitar salpicadura, se apoya una varilla de vidrio sobre el pico del recipiente de forma que el líquido fluya por la varilla y se recoja en el otro recipiente(ver figura N° 8.1)
- ❖ Para un recipiente que tiene una abertura pequeña, debe utilizarse un embudo de vidrio seco y limpio. Después de terminar de verter el reactivo de la botella, limpiar el líquido que puede haberse caído por el exterior, lavándola y secándola con un paño. Esto tiene especial importancia

cuando se utilizan reactivos corrosivos o venenosos que puedan causar serias quemaduras y heridas.

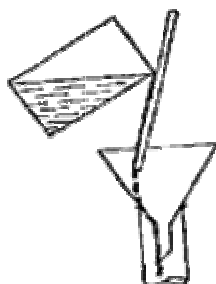


Figura N° 8.1. Trasvasado de líquidos

4. ESQUEMA PARA LA PREPARACION DE SOLUCIONES

4.1. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES CON REACTIVOS SÓLIDOS: Para realizar esta técnica se procede a pesar la sustancia, puede hacerse directamente en un beaker o en un vidrio reloj. En el primer caso se agrega agua destilada hasta diluir y luego se trasvasa al balón aforado con la ayuda de un embudo, se lava con poca agua el vaso y se vuelve a transferir al balón, se sigue agregando agua destilada hasta aforar. En el segundo caso luego de pesar la sustancia se transfiere con la ayuda de una pipeta al vaso de precipitado donde se diluye, luego se trasvasa al balón, se lava el vaso varias veces con poca agua y por último se afora (ver figura 9.1)

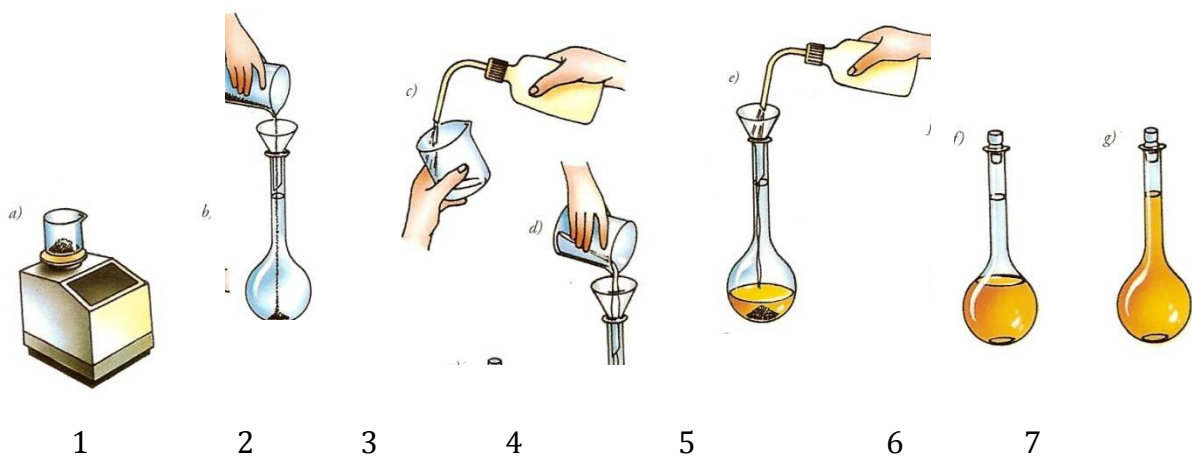


Figura N° 9.1. Preparación de soluciones a partir de reactivos sólidos

4.2. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES CON REACTIVOS LÍQUIDOS: Esta técnica se realiza tomando una porción del reactivo puro en un vaso de precipitado para evitar contaminarlo, previamente se agrega agua destilada en el balón aforado, luego de calcular la cantidad a medir se trasvasa al balón y se diluye con agua destilada hasta aforar (ver figura N° 10.1)

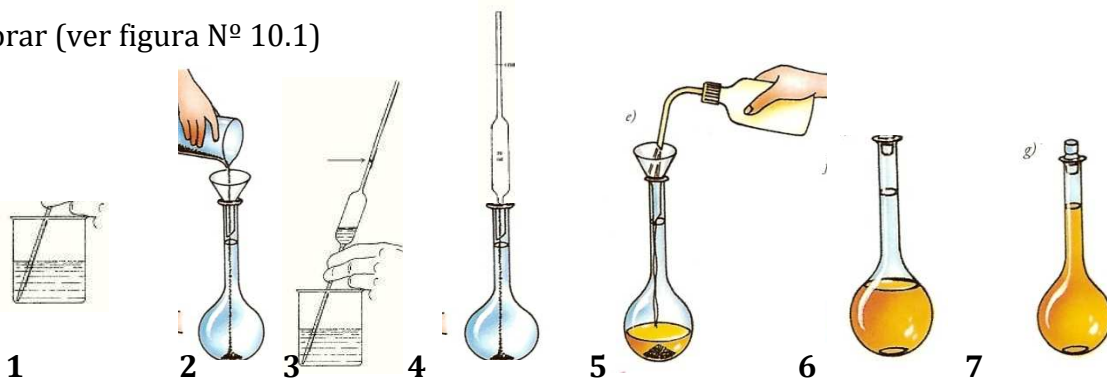


Figura N° 10.1. Preparación de soluciones a partir de reactivos líquidos

II. PARTE EXPERIMENTAL.

TECNICA	APLICACIÓN
1.- LAVADO Y CURADO	Aplique la técnica de lavado y curado en los siguientes materiales: Pipetas, buretas, balones y cilindros.
2.- MENISCO	Identificar el menisco en un líquido transparente y en uno turbio, contenido en una pipeta graduada.
3.- ENRASAR	Aplicar la técnica de enrasar en líquidos transparentes y turbios en pipetas y cilindros graduados.
4.- AFORAR	Aplicar la técnica de aforar en líquidos transparentes y turbios en pipetas y balones volumétricos.
5.- APRECIACION	Determinar la apreciación a una bureta de 25 y 10 ml, cilindro graduado de 25 ml, pipeta graduada de 0.2, 1 y 10 ml
6.- USO DE LA PROPIPETA	Usar la propipeta para aspirar líquidos en pipetas.
7.- PAPEL FILTRO	Demostrar cómo se debe doblar el papel filtro para colocarlo en un embudo de vidrio.
8.- BURETA	Demostrar la técnica del uso y manejo de la bureta.
9.- EL MECHERO	Encendido y ajuste del mechero Identificar las zonas del mechero
10.- BALANZA	Demostrar la técnica del uso y manejo de la balanza.

PRACTICA Nº 2

SEPARACION DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA

OBJETIVOS:

- ❖ Establecer los fundamentos teóricos de los proceso de separación.
- ❖ Separar los componentes de una muestra problema.
- ❖ Realizar la destilación de una solución que contiene un soluto volátil.

I. FUNDAMENTOS TEORICOS.

Cuando se unen dos o más sustancias que no reaccionan químicamente, el resultado es una mezcla. En las mezclas cada una de las sustancias componentes conserva su identidad y sus propiedades. Las mezclas se clasifican en: **Homogéneas** (están formadas por una sola fase, los componentes no se pueden observar ni distinguir a simple vista) y **Heterogéneas** (formadas por más de una fase y se pueden observar y distinguir a simple vista) ²

Sí uno de los componentes de la mezcla está en una proporción mayor que los otros componentes, la mezcla se puede considerar como una sustancia impura y los componentes en pequeñas cantidades son impurezas del componente principal.

La separación de mezclas es un problema que se enfrenta constantemente en un laboratorio químico. Para su resolución se ha desarrollado una amplia variedad de técnicas. Es imposible dar un conjunto general de técnicas que sean aplicables, sin modificación, para la separación de la gran variedad de mezclas que pueden encontrarse.

Los métodos para separar los componentes de las mezclas pueden dividirse en dos grupos principales, dependiendo de la base del método. Estos son:

- ❖ **Métodos basados en diferencias en las propiedades químicas de los componentes:** En este método de separaciones, uno o varios de los componentes de la mezcla, se hace o hacen reaccionar con un reactivo específico. El segundo paso es formar un compuesto intermedio que pueda separarse fácilmente de la mezcla, generalmente por diferencia de solubilidad. Finalmente, el o los compuestos originales, se regeneran por medio de una reacción química en la cual interviene el compuesto intermedio.
- ❖ **Métodos basados en diferencias en las propiedades físicas de los componentes:** Esta basado en las diferentes propiedades físicas que posee cada uno de los componentes de la mezcla (punto de ebullición, solubilidad, densidad, etc.), se recurre a técnicas como destilación, decantación y filtración.

Aplicar una o ambas separaciones a una mezcla depende de los componentes que la constituyen y en consecuencia de sus propiedades químicas y físicas.

1. METODOS DE SEPARACION

Los procedimientos que se utilizan para separar los componentes de una mezcla heterogénea u homogénea son variados y dependen de sus propiedades. Algunos de estos son:

1.1. DECANTACION: Consiste en separar dos líquidos inmiscibles o una mezcla constituida por un sólido insoluble en un líquido. El material más denso cae al fondo del envase, mientras que el más liviano permanece en la superficie (ver figura N° 11.2)



Figura N° 11.2. Proceso de separación por decantación

1.2. FILTRACION: Consiste en separar los componentes de una mezcla que existe en dos fases, una s3lida y otra liquida. La filtraci3n puede ser por gravedad (ver figura 12.2 letra A) y al vac3o (ver figura 12.2 letra B)

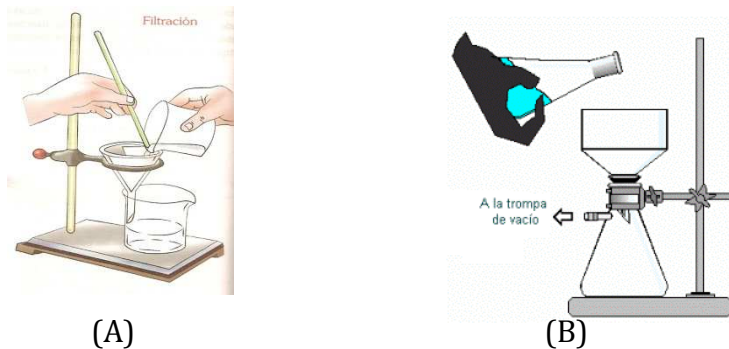


Figura. N3 12.2. Filtraci3n por gravedad (A) y al vac3o (B)

1.3. EVAPORACION: Es un procedimiento utilizado para separar una sustancia disuelta en un liquido. El l3quido se evapora, concentrando la disoluci3n hasta que cristalice la sustancia disuelta (ver figura 13.2).

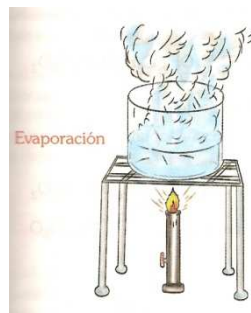


Figura. N3 13.2.- Proceso de evaporaci3n

1.4. PRECIPITACION: Consiste en la formaci3n de un compuesto insoluble (precipitado) en el seno de un liquido como producto de una reacci3n qu3mica, consecuencia de la adici3n de una sustancia que recibe el nombre de agente precipitante (ver figura 14.2).

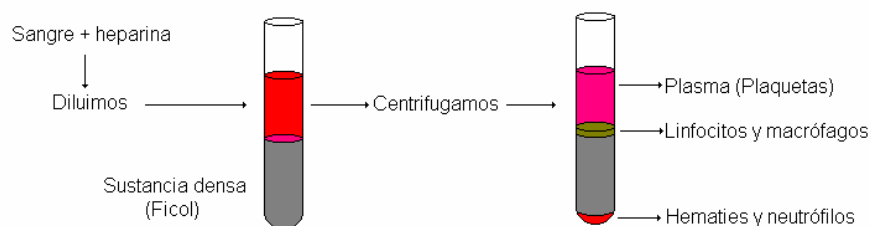


Figura N3 14.2. Precipitaci3n de las prote3nas en la sangre

1.5. DESTILACION: Consiste en separar dos líquidos con diferentes puntos de ebullición (ver tabla N° 10.2) que luego se condensan al pasar por un serpentín. El líquido con menor punto de ebullición, (el más volátil) se evapora y se separa primero. Mediante la destilación se pueden separar también una mezcla de varios líquidos con diferentes puntos de ebullición (ver figura 15.2).



Figura N° 15.2.- Proceso de destilación simple

Tabla N° 10.2. Puntos de ebullición de distintos elementos y compuestos referidos a la presión atmosférica normal

SUSTANCIA	PUNTO EBULLICION (°C)	SUSTANCIA	PUNTO EBULLICION (°C)
Hidrógeno	-253	Mercurio	357
Nitrógeno	-196	Cinc	907
Oxígeno	-183	Plomo	1.740
Acetona	56	Estaño	2.260
Metanol	65	Aluminio	2.467
Etanol	78	Cobre	2.567
Agua	100	Hierro	2.750
Glicerina	290	Titanio	3.287

1.6. CENTRIFUGACION: Consiste en la separación de los componentes de una mezcla que tienen diferentes densidades. Se usa un aparato llamado centrifuga, que realiza un movimiento rotatorio y hace que los materiales más densos se depositen en el fondo del envase. Mientras que los más livianos permanecen en la superficie (ver figura N° 16.2).

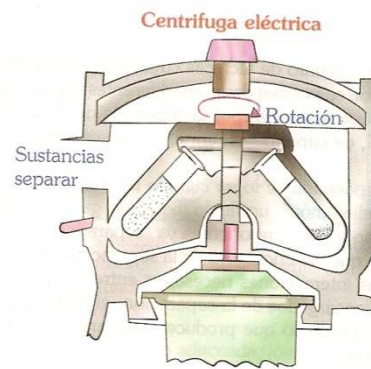


Figura N° 16.2.- Proceso de centrifugación

1.7. CROMATOGRAFIA: Consiste en separar mezclas cuyos componentes difieren en el grado de absorción a la superficie de un material inerte (con el que no reaccionan) (ver figura 17.2).

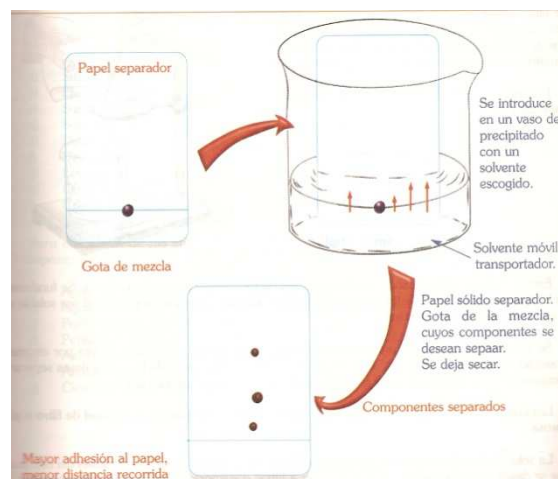


Figura N° 17.2.- Cromatografía en papel

II. MATERIALES, REACTIVOS Y EQUIPOS.

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPOS
<ul style="list-style-type: none">• Tubos de ensayo• Cilindro graduado de 25 y 10 ml• Embudos de vidrio• Vaso de precipitado de 250 ml• Vidrio Reloj• Papel filtro N° 42• Gradillas• Piseta	<ul style="list-style-type: none">• Acetona• Agua• Arena• Aceite• Sal	<ul style="list-style-type: none">• Equipo de filtración• Equipo de Destilación• Agitador de tubos de ensayo• Balanza• Plancha de calentamiento• Estufa• Mechero

III. PARTE EXPERIMENTAL.

METODO DE SEPARACION	PROCEDIMIENTO	VOLUMEN
FILTRACION	Tome el tubo de ensayo con la muestra problema (Arena, sal y aceite)	
	Pese la muestra, el tubo de ensayo vacío, el vaso de precipitado, el papel filtro y el vidrio reloj (reporte en la tabla 11.2)	
	Separe la fase líquida de la sólida por gravedad pasándola a un cilindro graduado,	
	Prepare el equipo de filtración colocando el cilindro como colector debajo del embudo.	
	Lave la fase sólida y trasváela al papel de filtro. Para ello agregue acetona como solvente. Agite y deje caer todo el contenido al papel filtro. Repita esta operación hasta trasvasar completamente la fase sólida y el residuo aceitoso. No debe gastar más de 10 ml de solvente. Anote el volumen gastado (reporte en la tabla N° 11.2)	2 ml
	Lave la fase sólida contenida en el papel con 4 o 5 porciones de agua destilada	2 ml c/u
EVAPORACION	Recoja el filtrado en un vaso de precipitado previamente pesado	
	En un vidrio reloj lleve a la estufa el papel de filtro con el residuo y déjelo 30 minutos a 80° C. Retire, deje enfriar y pese (reporte en la tabla 11.2)	
DECANTACION	Caliente lentamente en una plancha de calentamiento el filtrado evitando salpicaduras, para ello tape con un vidrio reloj	
DESTILACION	Lleve a la estufa el vaso de precipitado con la solución concentrada y deje evaporar completamente. Retire, deje enfriar y pese. (reporte en la tabla 11.2)	
	Observe la cantidad de aceite y solvente recuperado en el cilindro graduado. Anote el volumen (tabla 11.2)	
DESTILACION	Trasvase la mezcla de aceite y solvente recuperado en el cilindro a un balón de destilación. Añada piedras de ebullición, coloque un cilindro graduado como colector (tenga la precaución de colocar el cilindro junto a la salida del tubo refrigerante).	
	Proceda a destilar el líquido asegurándose que el agua circule por el refrigerante. Recoja el destilado en un cilindro graduado de 25 ml. Anote la temperatura de destilación y el volumen recuperado (tabla 11.2)	
	Deje enfriar el balón y transfiera el líquido residual a un cilindro graduado y determine su volumen	
	Calcule los porcentajes de arena, sal y aceite (tabla N° 12.2)	

Tabla N° 11.2. Registro de datos

RESUMEN DE DATOS	
Peso del papel filtro	
Peso del vaso de precipitado	
Peso del vidrio reloj	
Peso del tubo de ensayo	
Peso del tubo de ensayo + mezcla	
Peso del papel filtro + residuo 1(arena y sal)	
Peso del vaso de precipitado + residuo 2 (sal)	
Temperatura de destilación	
Volumen del liquido destilado	
Volumen del aceite	
Volumen del solvente	

Tabla Nº 12.2. Cálculos para determinar el porcentaje de arena, sal y aceite

ECUACIONES	LEYENDA
$\% \text{ Arena} = \frac{\text{M recuperada}}{\text{M mezcla}} \times 100$	<p>% Arena = Cantidad en gr de arena contenidos en 100 gr de solución M recuperada = Masa de arena recuperada M mezcla = Masa de la mezcla total</p>
$\% \text{ Sal} = \frac{\text{M recuperada}}{\text{M mezcla}} \times 100$	<p>% Sal = Cantidad en gr de sal contenidos en 100 gr de solución M recuperada = Masa de sal recuperada M mezcla = Masa de la mezcla total</p>
$\% \text{ Aceite} = \frac{\text{M recuperada}}{\text{M mezcla}} \times 100$	<p>% Aceite = Cantidad en gr de aceite contenidos en 100 gr de solución M recuperada = Masa de aceite recuperado M mezcla = Masa de la mezcla total</p>
$\% \text{ Solvente} = \frac{\text{M recuperada}}{\text{M mezcla}} \times 100$	<p>% Solvente = Cantidad en gr de solvente contenidos en 100 gr de solución M recuperada = Masa de solvente recuperado M mezcla = Masa de la mezcla total</p>
$D = \frac{M}{V}$	<p>D = Densidad del aceite M = Masa del aceite V = Volumen del aceite</p>

PRACTICA Nº 3

DETERMINACIONES ESTEQUIOMETRICAS

OBJETIVOS:

- ❖ Determinar experimentalmente la Ley de la conservación de la masa.
- ❖ Determinar experimentalmente la Ley de las proporciones constantes o definidas
- ❖ Determinar el Rendimiento Real o experimental de la reacción del Clorato de Potasio (KClO_3) y el Azufre (S) con el Cobre (Cu)

I. FUNDAMENTO TEÓRICO.

Las determinaciones cuantitativas alrededor de elementos y compuestos son muy importantes dentro de la química. Ellas permiten conocer la cantidad de átomos o moléculas de una sustancia presente en una determinada muestra y además, brindan información oportuna sobre las cantidades precisas de sustancias que se deben combinar para formar una mezcla.

La Estequiometria es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química, se expresa mediante una ecuación la cual involucra a la vez cálculos. Los cálculos estequiométricos requieren el conocimiento de masa molar, el ajuste de las ecuaciones químicas o balanceo, así como las Leyes Ponderales de las reacciones químicas.¹

El termino cuantificar un cambio químico implica determinar, entre otras cosas, que ha cambiado, en que se ha transformado y cuanto se ha producido. Todo esto se puede lograr mediante la aplicación de un conjunto de leyes cuantitativas que son la base de la Estequiometria. Estas leyes se denominan **Leyes Ponderales: Ley de la conservación de la masa, la Ley de las proporciones constantes o definidas y la Ley de las proporciones múltiples.**¹

1. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA (Ley de Lavoisier)

En todas las reacciones químicas la suma de los pesos de las sustancias que intervienen como reactantes es igual a la suma de los pesos de las sustancias obtenidas como productos de la reacción.¹

2. LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES O DEFINIDAS (Ley de Proust)

Al cuantificar la materia es importante saber si un cierto compuesto está constituido por los mismos elementos y en qué proporción están. La ley de Proust responde a estas interrogantes. Proust llegó a la conclusión de que para formar un determinado compuesto, dos o más elementos químicos se unen y siempre en la misma proporción ponderal.

En un compuesto químico, independientemente de la forma de su preparación, los elementos intervienen en proporciones fijas y constantes. Así cuando dos elementos forman un compuesto, una cantidad dada de uno de ellos se combinará con una cantidad definida del otro.

Existen algunos sólidos que no cumplen con esta ley ya que su composición atómica es variable, entre ellos los más notables se encuentran los sulfuros y los óxidos de los metales de transición.¹

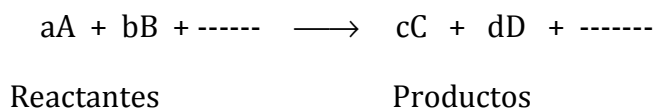
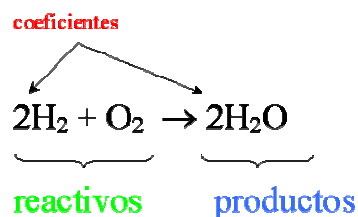
3. LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (Ley de Dalton)

Dalton en 1808 concluyó que: Los pesos de uno de los elementos combinados con un mismo peso del otro guardan entre sí una relación, expresables generalmente por medio de números enteros sencillos.¹

4. REACCIÓN QUÍMICA

Proceso en el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas, por redistribución de sus átomos.¹ Para describir el proceso no solo se emplea el lenguaje propio de los símbolos y fórmulas mediante el cual se expresan los átomos o moléculas que participan en la reacción, sino que se indican como coeficientes las cantidades relativas de cada una de las sustancias participantes como reactantes y productos; resultado del balance al cual es sometida la ecuación química, bien por el método de Ion Electrón (característico de las soluciones), el método del

estado de oxidación y por último el método por tanteo. Toda ecuación química es representada como se indica a continuación.



- Las letras mayúsculas son las especies o sustancias químicas.
- Las letras minúsculas los coeficientes.
- Las flechas indica el sentido de la reacción.

Al estudiar una ecuación química se verifica que las sustancias que se someten a la reacción, no se corresponde a las proporciones indicadas por los coeficientes estequiométricos. Entre las causas están involucradas la pureza de las sustancias empleadas, la presencia de otras transformaciones químicas en las cuales están involucrados algunos de los reactivos, etc. Es importante señalar cuantitativamente la participación de los reactantes por medio de dos términos que descubren las proporciones de participación, como son:

- ❖ **El reactivo limitante (RL)**, que como su nombre lo indica, es el que limita la reacción participando en menor proporción estequiométrica y donde los productos de la reacción están limitados por la cantidad de este.
- ❖ **El reactivo en exceso (RE)**, el cual tiene como finalidad asegurar que los reactantes se conviertan en los productos respectivos y se obtenga un mejor rendimiento.

Los reactivos que intervienen en un proceso químico pueden originar varios conjuntos de sustancias, ello depende de varios factores, por ejemplo, que algunos de los reactivos no reaccione completamente quedando un exceso (Ex), de ese reactivo entre los productos de la reacción, o que los reactivos reaccionen en forma diferentes a la planificada, dando lugar a reacciones paralelas a la transformación principal. Esta situación se traduce en la disminución de la cantidad del producto que se desea

obtener con respecto a la cantidad calculada teóricamente en base a la ecuación química. El rendimiento porcentual relaciona la cantidad experimental (real) del producto con la cantidad teórica que produce la ecuación estequiométrica.

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

Diariamente observamos como las sustancias que nos rodean sufren cambios unas veces provocados y otros en forma espontánea cambios conocidos como cambios físico-químicos.

Antes de entrar a definir los cambios químicos, sus leyes y su Estequiometria es necesario definir ciertos términos:

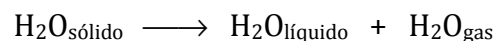
- ❖ **CUERPO:** Es la porción en un todo (universo), que posee materia.
- ❖ **MATERIA:** Esta constituida por un número elevado de partículas como son: Átomos, moléculas, neutrones, electrones, etc., donde cada uno de ellos poseen energía de formas diversas, como energía cinética, de traslación, vibración, rotación y las energías de enlace las cuales son representadas por energía interna.
- ❖ **PARTÍCULA:** Las partículas elementales son los constituyentes últimos de los átomos y otras formas de materia, como los electrones, protones y neutrones. Se hace referencia a una porción representativa de un **sistema**, entendiéndose por sistema a una porción de materia la cual es sometida a una observación u experimentación de donde se obtienen parámetros asociados a las variables de medición como son: Temperatura (T), presión (P), masa (m), volumen (v), composición (x). Las cuales nos permiten describir en un tiempo (t), el estado o condición en el cual se encuentra el sistema, con características específicas, homogéneas y uniformes que se identifican y diferencian unas de otras. Así como el número de sustancias que lo constituyen, definiéndose la fase en la que se encuentra el sistema.¹

5. PROCESOS QUIMICOS: Un proceso químico se puede definir como la transformación de uno o varios materiales en otro u otros completamente distintos, con propiedades características diferentes. Los materiales originales han perdido su identidad química.¹

5.1. FENÓMENO QUÍMICO: Son también sucesos observables y posibles de ser medidos, pero en los cuales las sustancias que intervienen 'cambian' al combinarse entre sí. A nivel subatómico las reacciones químicas implican una interacción que se produce en los electrones de los átomos (no a nivel de los núcleos atómicos). Por ejemplo: El papel al quemarse se obtiene gas y cenizas.

5.2. FENOMENO FISICO: Se denomina fenómeno físico a cualquier suceso natural observable y posible de ser medido con algún aparato o instrumento, donde las sustancias que intervienen en general no cambian, y si lo hacen se produce a nivel subatómico en el núcleo de los átomos que intervienen (reacciones nucleares).¹ Por ejemplo, la **ebullición**, proceso físico en el que un líquido pasa a estado gaseoso, ocurre cuando la temperatura de la totalidad del líquido iguala al punto de ebullición del mismo a esa presión; si se continúa calentando se absorbe calor pero sin aumentar la temperatura, hasta que la totalidad de la masa pasa al estado gaseoso; y recién en ese momento continúa subiendo la temperatura.

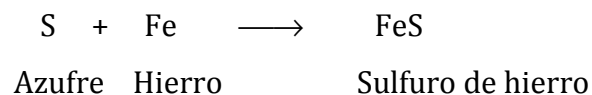
Ecuación del proceso de ebullición del agua:



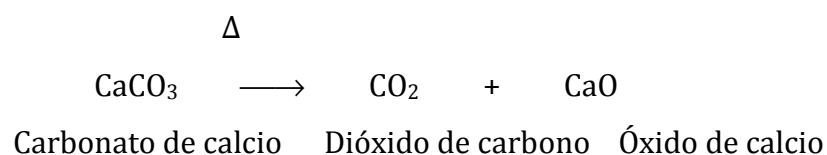
6. TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

Los cambios involucrados en los procesos químicos se pueden categorizar en cuatro tipos de reacciones:

6.1. COMBINACIÓN: Es el proceso en el que dos (2) o más sustancias simples o compuestas se unen para formar una nueva sustancia con propiedades diferentes a las que le dieron origen. Ejemplo:

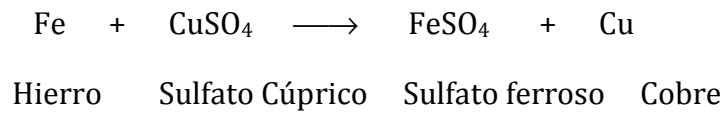


6.2. DESCOMPOSICIÓN: Es la separación total o parcial de los elementos que forman parte de un compuesto que reaccionan para dar origen a dos o más sustancias de menor complejidad. Ejemplo:

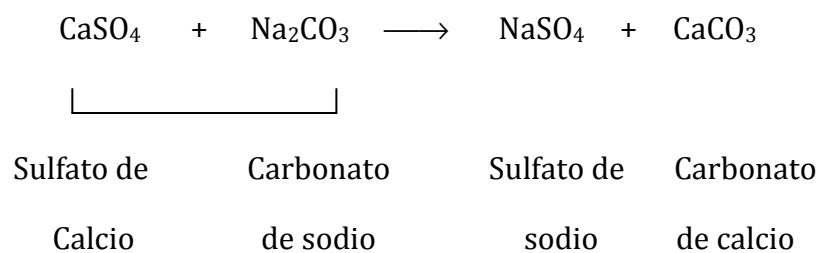


6.3. DESPLAZAMIENTO: Transformación química que se da como resultado del desplazamiento por parte de un elemento activo de otro menos activo que forma parte de una sustancia formándose otro compuesto y la liberación del elemento menos activo.

Ejemplo:



6.4. DOBLE DESCOMPOSICIÓN: Es la reacción mediante la cual dos o más sustancias compuestas se unen entre sí cambiando algunos de sus componentes para dar origen a otras sustancias diferentes. Ejemplo:



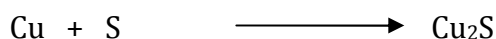
II. FUNDAMENTO QUÍMICO:

1. LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS:

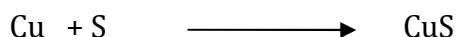
1.1. Combinación de cobre y azufre

Como el cobre es blando este adsorbe el azufre y durante el calentamiento el azufre logrará su punto de fusión, encontrándose el cobre sumergido en el baño de azufre fundido. Al elevarse la temperatura, la reacción entre el azufre y el cobre se hace más rápida y cuando llega al punto de ebullición del azufre (445 °C) prácticamente todo el cobre ha desaparecido y el exceso de azufre sale por debajo de la tapa del crisol quemándose en el aire con llama azul.

Observe el color de la sustancia resultante. Si es gris es sulfuro cuproso:



Si es de color anaranjado es sulfuro cúprico:

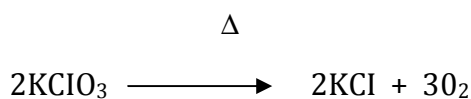


Esto se comprueba al comparar el peso del resultado final con el obtenido estequiométricamente para conocer el rendimiento final del proceso y su composición.

2. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA:

2.1. Descomposición térmica del Clorato de Potasio.

Esta reacción se puede representar mediante la siguiente ecuación:



La reacción se lleva a cabo a través del suministro de calor y en presencia de un catalizador para aumentar la velocidad de la reacción de descomposición térmica del Clorato de Potasio y desprendimiento de oxígeno (ver figura N° 18.3).

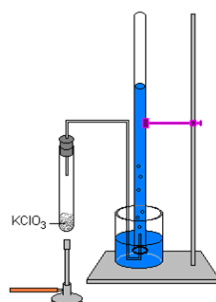


Figura N° 18.4. Descomposición del clorato de potasio

III. MATERIALES, REACTIVOS Y EQUIPOS

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPOS
<ul style="list-style-type: none">• Crisol con tapa• Espátula• Pinza para crisol• Tubos de ensayo• Pinzas para tubos de ensayo• Gradillas• Trípode• Rejilla• Triangulo de porcelana• Trozo de madera	<ul style="list-style-type: none">• Azufre• Hilos de cobre• Clorato de potasio• Dióxido de manganeso	<ul style="list-style-type: none">• Balanza analítica• Mufla• Mechero• Desecador• Estufa

IV. PARTE EXPERIMENTAL.

MÉTODO	PROCEDIMIENTO
Ley de las proporciones definidas	Coloca el crisol de porcelana con su tapa a 80°C en una estufa para eliminar impurezas y humedad (Aproximadamente 30 min)
	Deje en un desecador hasta llevar a temperatura ambiente (aproximadamente por 20 min.)
	Pesa el crisol + tapa (P ₁)
	Proceda a colocar dentro del crisol hilos de cobre y pese el conjunto (crisol, tapa, hilos de cobre) (P ₂)
	Realiza la diferencia de pesadas anteriores para conocer el peso del cobre (P ₂ - P ₁). P ₃
	Cubra el cobre en el crisol con una cantidad moderada de azufre en polvo, tape el crisol y pese el conjunto (peso del crisol + cobre + azufre) P ₄
	Determina la diferencia entre P ₄ y P ₂ para conocer el peso del azufre que es (P ₅)
	Coloque el crisol sobre el triangulo de arcilla, calienta suavemente por 10 min, retíralo del fuego, si observa algo de azufre en las paredes del crisol o en la tapa caliente nuevamente, hasta que el fondo del crisol se torne rojo oscuro, deja enfriar quita la tapa y observa el color de la sustancia resultante, si es de color gris es sulfuro cuproso y si es anaranjado es sulfuro cuprico.
	Deje enfriar el crisol y pese el conjunto (P ₆)
	El residuo será la diferencia entre P ₆ y P ₁ . Esta diferencia se llamara (P ₇)

CONTINUACION.

MÉTODO	PROCEDIMIENTO	CANTIDAD
Ley de la conservación de la masa	Toma mediante una pinza un tubo de ensayo limpio y seco, manipulando siempre con la pinza y no con la mano para evitar la humedad	
	Añada una pizca de dióxido de manganeso	
	Pesa el tubo con el dióxido de manganeso (catalizador). (m_1)	
	Añada clorato de potasio (m_2)	1 g
	Mezcla uniformemente golpeando el fondo del tubo de ensayo con la palma de la mano.	
	Con la ayuda de un mechero proceda a calentar el tubo de ensayo, el calentamiento debe ser uniforme y no en un solo punto.	
	Coloque un trozo de madera encendido en la boca del tubo de ensayo y observa si la llama se apaga o se aviva.	
	Detenga el experimento si observa destellos de luz intenso, deja enfriar el tubo de ensayo y pese de nuevo. (m_3)	
	Proceda a realizar los cálculos (ver tabla N° 14.4).	

Tabla N° 14.4. Cálculos estequiométricos

ECUACIONES	LEYENDA
$\text{Nmoles} = \frac{\text{Masa}}{\text{PM}}$	<p>Nmoles = Numero de moles de soluto Masa = Masa de soluto PM = Peso Molecular</p>
$\text{Relacion estequimetrica} = \frac{\text{N de A}}{\text{N de B}}$	<p>N = Numero de moles A y B</p>
$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teorico}} \times 100$	<p>%Rendimiento = Relación del R real y R teórico. Rendimiento real = Valor obtenido en practica Rendimiento teórico = Valor obtenido por calculo teórico</p>

PRACTICA Nº 5

PREPARACION DE SOLUCIONES

OBJETIVOS:

- ❖ Determinar las concentraciones físicas y químicas de las soluciones
- ❖ Preparar soluciones a partir de reactivos sólidos y líquidos

I. FUNDAMENTO TEORICO.

Las sustancias **homogéneas** se clasifican en **sustancias puras** (las que poseen una composición definida, sin importar su cantidad y constituyen los **elementos** y los **compuestos**), y en **mezclas homogéneas** (son las llamadas **soluciones** que, si bien son homogéneas, poseen composiciones variables).⁵ Este sistema de clasificación es esencial en química, por permitir reconocer con facilidad si una materia homogénea es una sustancia pura o una solución.

Las soluciones resultan de la mezcla de varias sustancias puras diferentes, cuya unión no produce un cambio químico (no hay reacción), sino solo un cambio físico (las sustancias no pierden su identidad, y por tanto, sus propiedades). Las soluciones poseen composiciones variables al arbitrio, se pueden cambiar las proporciones de una sustancia respecto a la otra, por ejemplo pueden ser de 2 a 1 o 5 a 1. Ello depende de la solución deseada.⁵

1. DIFERENCIAS ENTRE MEZCLAS HOMOGENEAS Y HETEROGENEAS.

Para establecer estas diferencias, se parte del concepto de **fase**, que es una porción de materia con propiedades uniformes. El concepto de mezcla se refiere a la combinación de dos o más sustancias puras. Cuando se combinan sustancias puras y forman una sola fase se tiene una mezcla homogénea. Al contrario, si se combinan

sustancias puras y forman varias fases, se forma una mezcla heterogénea. Un ejemplo de ello, es si se mezcla agua y azúcar se forma una mezcla homogénea, porque se tiene **una sola fase**, si se analiza cualquier porción de ella se encuentran propiedades idénticas. En este caso se usa el término **miscible** para describir la solubilidad mutua para formar soluciones.

Si por el contrario, se mezclan agua y aceite, se forma una mezcla heterogénea, porque se tienen **dos fases** distintas (cada una con propiedades diferentes). Aquí se utiliza el término **inmiscible** para describir la insolubilidad de las sustancias existentes y por lo tanto no forman soluciones.⁵

En la formación de una mezcla homogénea o heterogénea, no solo se mezclan sustancias puras; también se pueden combinar soluciones entre sí, mezclas entre sí o mezclas con soluciones.

2. COMPONENTES Y TIPOS DE SOLUCIONES.

Los componentes de una solución son el **soluto** y el **solvente**. El soluto se encuentra en menor cantidad dentro de la solución y es la fase de menor proporción. Es la sustancia que se disuelve hasta un tamaño de magnitud **atómico, molecular o iónico** de (10^{-8} a 10^{-7} cm). El solvente es la sustancia que disuelve al soluto, se encuentra en mayor cantidad y es la fase de mayor proporción.⁵

Las soluciones pueden presentarse en los tres estados ordinarios de la materia: **Sólido, líquido y gaseoso**, pudiéndose encontrar el soluto y el solvente en cualquiera de estos tres estados (ver tabla N° 15.5).

Tabla Nº 15.5. Tipos de soluciones.

FASE SOLUCION	SOLUTO	SOLVENTE	EJEMPLO
GASEOSA	Líquido	Gas	Vapor de agua
“	Gas	Gas	Aire
“	Sólido	Gas	I ₂ en aire
LIQUIDA O ACUOSA	Gas	Líquido	Refrescos (sodas)
“	Líquido	Líquido	Gasolina
“	Sólido	Líquido	Agua de mar
SÓLIDA	Gas	Sólido	H ₂ en Pd
“	Líquido	Sólido	Aleaciones
“	Sólido	Sólido	Benceno en I ₂

Las soluciones en las cuales el agua es el solvente se denominan **soluciones acuosas**. Las **soluciones acuosas** son comunes en la naturaleza y de suma importancia en todos los procesos vitales, áreas científicas y diversidad de procesos industriales. Los fluidos corporales de todas las formas de vida son **soluciones acuosas**, fenómenos naturales como la corrosión, oxidación, precipitación, sedimentación, fermentación etc; ocurren mediante la acción de soluciones acuosas, la industria farmacéutica, alimenticia, de refrescos y bebidas alcohólicas, de detergentes, jabones y champú, de disolvente y protectores, hacen uso de soluciones acuosas en algún momento de sus procesos de elaboración, producción, envasado o transporte.

Una solución o mezcla homogénea se forma si se presenta interacción molecular apropiada entre el soluto y el solvente. El mecanismo con que se efectúa un proceso de interacción molecular es la **solvatación** o solubilidad.⁵

La solubilidad es la cantidad mínima de soluto que puede contener una determinada cantidad de solvente en ciertas condiciones de presión y temperatura.⁵

3. CONCENTRACION DE UNA SOLUCION

Cuando hablamos de concentración, esto indica la cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de solvente, y puede ser expresada en términos Cualitativos y Cuantitativos.

3.1. CONCENTRACION EN TERMINO CUALITATIVO.

Es cuando nos referimos simplemente a la cantidad relativa de soluto en la solución, en este caso se usan los términos **DILUIDO** y **CONCENTRADO**.

3.1.1. SOLUCION DILUIDA.- Este término describe una solución que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto, en comparación con la solubilidad de dicha sustancia.

3.1.2. SOLUCION CONCENTRADAS.- Son aquellas soluciones donde la cantidad de soluto es grande, con respecto al volumen total de la solución; estas se subdividen en:

3.1.3. SOLUCIONES INSATURADAS.- Tienen menos soluto disuelto que el que pudiera contener.

3.1.4. SOLUCIONES SATURADAS.- Contiene la máxima cantidad de soluto que se puede disolver a una presión y temperatura determinadas, no es posible disolver mas soluto.

3.1.5. SOLUCIONES SOBRESATURADAS.- Tiene un exceso de soluto disuelto a una determinada presión y temperatura. Esta solución permanecerá sobresaturada mientras no se perturbe, ya que al golpear suavemente el recipiente el exceso de soluto precipitara, por lo tanto, estas soluciones son muy inestables.

3.2. CONCENTRACION EN TÉRMINO CUANTITATIVO.

En términos cuantitativos, los químicos utilizan diferentes expresiones para la concentración, con el fin de establecer las relaciones porcentuales entre las cantidades de las sustancias presentes. Estas expresiones vienen dadas en **UNIDADES FISICAS** y **QUIMICAS**.

3.2.1. UNIDADES FÍSICAS.- La relación entre soluto y solvente se expresa generalmente en partes de soluto en peso o volumen, por cada 100 partes en peso o volumen de solvente o de solución; estas unidades son las siguientes:

3.2.1.1. CONCENTRACIÓN PORCENTUAL MASA SOBRE MASA (% M/M).- Se define como la cantidad en gramos de soluto contenido en 100 g de solución.

3.2.1.2. CONCENTRACION PORCENTUAL MASA SOBRE VOLUMEN (%M/V).- Se define como la cantidad en gramos de soluto contenido en 100 cm³ de solución.

3.2.1.3.- CONCENTRACION PORCENTUAL VOLUMEN SOBRE VOLUMEN (%V/V).- Se define como la cantidad en cm³ de soluto contenido en 100 cm³ de solución.

3.2.1.4.- CONCENTRACION EN PARTES POR MILLON (p.p.m).- Corresponde a la cantidad en miligramos de soluto disueltos en un litro de solución o a la cantidad de miligramos de soluto disueltos en un kilogramo de solución. Esta unidad de expresión de la concentración de una solución se emplea, preferiblemente, para soluciones en que la cantidad de soluto es muy baja.

3.2.2. UNIDADES QUIMICAS.- Existen cuatro modos de expresar la concentración utilizando unidades de medida, propias de las teorías químicas, en tres de ellas se utiliza el mol como unidad (molaridad **M**, molalidad **m** y fracción molar **X**) y en la última se utiliza el peso equivalente como unidad de concentración (normalidad **N**).

3.2.2.1. MOLARIDAD (M).- Expresa la concentración en moles de soluto disueltos en un litro de solución.⁵

3.2.2.2. MOLALIDAD (m).- Expresa la concentración en moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente ⁵.

3.2.2.3. FRACCION MOLAR (X).- Es el numero de moles de soluto o de solvente respecto al número total de moles de la solución. El porcentaje molar (%mol) de un compuesto no es más que la cantidad de moles de un compuesto expresado en base 100 o simplemente la fracción molar por cien.⁵

3.2.2.4. NORMALIDAD (N).- Expresa la concentración de una solución en equivalentes-gramo de soluto por litro de solución. Equivalente-gramo es la cantidad de sustancia que reacciona con 1,008g de hidrogeno, es decir, con un átomo-gramo de este elemento. El numero de equivalentes-gramo de una sustancia depende de si esta corresponde a un acido, un hidróxido (base) o a una sal.⁵

III. MATERIALES, REACTIVOS Y EQUIPOS

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPOS
<ul style="list-style-type: none">• Vaso de precipitado de 100 ml• Vidrio reloj• Espátula• Agitador de vidrio• Balón Aforado de 50 y 100 ml• Pipetas graduadas de 1 y 5 ml	<ul style="list-style-type: none">• Cloruro de Sodio• Hidróxido de Sodio• Acido Acético• Sacarosa• Agua destilada	<ul style="list-style-type: none">• Balanza• Propipeta

V. PARTE EXPERIMENTAL.

PRUEBA	PROCEDIMIENTO
1.- Preparación de 50 ml de una solución de Cloruro de Sodio al 10% m/v	Calcula los gramos de Cloruro de Sodio (soluto) que requieren para preparar la solución.
	Pesar los gramos calculados en un vidrio reloj
	Diluya el soluto con una mínima porción de agua destilada en un vaso de precipitado.
	Trasvasa la mezcla a un balón aforado de 50 ml, afore y mezcle por inmersión
2.- Preparación de 50 ml de una solución de Acido Acético al 10% v/v	Calcula el volumen en ml de Acido Acético (soluto)
	Mida con una pipeta el volumen calculado
	Trasvasa a un balón aforado de 50 ml, previamente debe tener agua destilada, afore y agite por inmersión
3.- Preparación de 100 ml de una solución de Hidróxido de sodio 0,1 N a partir del Reactivo Sólido Puro	Calcula la masa en gramos de NaOH necesarios para preparar la solución
	Pesar los gramos calculados en un vidrio reloj
	Diluya el soluto con una mínima porción de agua destilada en un vaso de precipitado.
	Trasvasa la mezcla a un balón aforado de 100 ml afore y agita por inmersión.
4.- Preparación de 50 ml de una solución diluida de Hidróxido de Sodio 0,01 N a partir de otra al 0,1 N	Calcula el volumen en ml necesarios para preparar la solución.
	Mida con una pipeta el volumen calculado tomado de la solución madre.
	Trasvasa a un balón aforado de 50 ml, previamente debe tener una mínima porción de agua destilada y agite por inmersión para diluir.
	Agrega agua destilada hasta aforar y agite por inmersión

CONTINUACIÓN.

PRUEBA	PROCEDIMIENTO
<p>5.- Preparación de 50 ml de una solución de Isopropanol 0,1 N a partir del Reactivo líquido Puro</p>	<p>Calcula el volumen en ml necesarios para preparar la solución</p>
	<p>Mida el volumen calculado con una pipeta tomado del reactivo puro</p>
	<p>Trasvasa el volumen medido un balón aforado de 50 ml, previamente conteniendo una pequeña porción de agua destilada</p>
	<p>Agrega agua destilada hasta la línea de aforo y agita por inmersión.</p>
<p>6.- Preparación de 50 ml de una solución de Sacarosa 0,1 M a partir del Reactivo Sólido Puro</p>	<p>Calcula la masa en gramos necesarios para preparar la solución</p>
	<p>Pesa los gramos calculados en un vidrio reloj</p>
	<p>Diluya el soluto con una mínima porción de agua destilada en un vaso de precipitado.</p>
	<p>Trasvasa la mezcla a un balón aforado de 50 ml afore y agita por inmersión.</p>
<p>7.- Prepare 50 ml de una solución de 1000 ppm (m/v) de Sodio (Na) a partir de Cloruro de Sodio (NaCl)</p>	<p>Determine la masa que se requiere para preparar la solución.</p>
	<p>Pese los gramos calculados.</p>
	<p>Trasvase con la ayuda de la piseta a un vaso de precipitado de 50 ml y diluya con una pequeña porción de agua destilada.</p>
	<p>Pase la mezcla a un balón o matraz aforado y agregue agua destilada hasta la línea de aforo, mezcle por inmersión.</p>
	<p>Realizar cálculos (ver tabla N° 16.5)</p>

Tabla Nº 16.5. Cálculos para la preparación de una solución

ECUACION	LEYENDA
$\% \text{ M/V} = \frac{\text{M Solute}}{\text{V de Solución}} \times 100$	M Solute = Masa en gramos de soluto V Solución = Volumen en ml de solución
$\% \text{ V/V} = \frac{\text{V Solute}}{\text{V Solución}} \times 100$	V Solute = Volumen de soluto V Solución = Volumen de solución
$N = \frac{\text{Equiv-gr Solute}}{\text{V Solucion (L)}}$ $\text{Equiv-gr} = \frac{\text{M Solute}}{\text{PE}}$ $\text{PE} = \frac{\text{PM}}{W}$	N = N° de Equivalentes por L de solución PE = Peso equivalente del soluto PM = Peso molecular del soluto W = Equivalente en cada mol de sustancia W { Si es un acido N° de H ⁺ Si es una base N° de OH ⁻ Si es una sal N° de oxidación
MOLARIDAD $M = \frac{\text{M Solute}}{\text{V Solución (L)}}$	M = Molaridad Msoluto = Masa de soluto Vsolucion = Volumen de solucion
PARTES POR MILLON (p.p.m) <p>p.p.m = mg/L mg = p.p.m x L</p>	p.p.m = Partes por Millón mg = Milligramos L = Litros
DILUCION $V_c \times C_c = V_d \times C_d$	Vc = Volumen del concentrado Cc = Concentración del concentrado Vd = Volumen de diluido Cd = Concentración del diluido

PRACTICA Nº 7

VALORACION ACIDO BASE

OBJETIVOS:

- Determinar concentraciones desconocidas de ácidos y bases.

I. FUNDAMENTO TEORICO

Las cantidades de reaccionantes y productos de una reacción, son investigados en los laboratorios gravimétricamente por pesadas y volumétricamente por titulación.

La Volumetría, también llamada valoración química, es un método químico para medir cuánta cantidad de una disolución se necesita para reaccionar exactamente con otra disolución de concentración y volumen conocidos.⁵ Para ello se va añadiendo gota a gota la disolución desconocida o 'problema' a la otra disolución (disolución valorada) desde un recipiente cilíndrico denominado bureta, hasta que la reacción finaliza (ver figura Nº 23.7). Según el tipo de reacción que se produzca, la volumetría será, por ejemplo, volumetría ácido-base, de oxidación-reducción o de precipitación.

Se pueden presentar varios casos de valoración ácido-base:

1. **Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte:** En el punto de equivalencia el pH es 7, se forma una sal que no sufre hidrólisis por lo que la solución es neutra, se puede utilizar cualquier indicador que vire en el intervalo 4-10: Fenolftaleína, tornasol, rojo de metilo.
2. **Valoración de un ácido débil con una base fuerte:** En el punto de equivalencia se forma una sal con lo que la hidrólisis es básica. Se deberá utilizar un indicador que vire en la zona básica de $\text{pH} > 7$. La fenolftaleína sería un indicador adecuado, pero no el anaranjado de metilo o el rojo de metilo.
3. **Valoración de un ácido fuerte con una base débil:** Opuesto al anterior, será necesario un indicador que vire en zona ácida, se forma una sal donde

la hidrólisis tiene carácter ácido. El rojo de metilo o el anaranjado de metilo, serán indicadores adecuados, pero no la fenolftaleína).

Si se prepara una cantidad de ácido o base con una concentración conocida, se puede medir cuánta cantidad de la otra disolución se necesita para completar la reacción de neutralización, y a partir de ello determinar la concentración de dicha disolución.



Figura N° 23.7. Método de titulación ácido base

Esta operación se reduce a averiguar qué cantidad de ácido de concentración conocida es necesario para neutralizar una cantidad fija de base de concentración desconocida. En este caso el proceso se llama **alcalimetría**. En el caso inverso, o sea, hallar la concentración del ácido, se denomina **acidimetría**.¹

1. Ácidos

Un ácido puede definirse como una sustancia que, en disoluciones acuosas, produce iones hidrógeno (H^+).⁵

Los ácidos son sustancias que poseen un sabor agrio, que al ponerlos en contacto con algunos metales (como el hierro o el cinc) los corroen, desprendiéndose gas hidrógeno, y que al reaccionar con una base cualquiera originan una sustancia de naturaleza diferente a ambas, llamada sal.

Los más importantes, desde el punto de vista químico, por la gran cantidad de compuestos en los que están presentes son: el ácido sulfúrico, el clorhídrico y el nítrico. Los tres son corrosivos e irritantes; son por tanto peligrosos, por lo que se deben manejar con las debidas precauciones.

Dos ácidos fundamentales para la vida son el ARN y el ADN. El ácido ribonucleico (ARN) está presente en todas las células de cualquier organismo vivo. El ácido desoxirribonucleico (ADN) es el principal componente de los cromosomas y es el material con el que están formados nuestros genes; es el responsable, por tanto, de la herencia biológica.

El ácido fórmico aparece en el veneno que transportan en el aguijón las hormigas y algunos otros insectos.

El ácido oleico se encuentra en el aceite de oliva. El ácido úrico está presente en pequeñas cantidades en la orina humana, y en cantidades mayores en la orina de los pájaros y reptiles.

2. Álcali o Bases

Es la sustancia que en soluciones acuosas produce iones hidróxido (OH^-).⁵ El término procede del árabe *al-qili*, 'cenizas de la planta de almajo', que hacía referencia a los hidróxidos y carbonatos de potasio y sodio, lixiviados de las cenizas de aquella planta. En la actualidad, este término también se aplica a los hidróxidos de amonio (NH_4^+) y otros metales alcalinos, y a los hidróxidos de calcio, estroncio y bario. Los carbonatos y el hidróxido de amonio sólo proporcionan concentraciones moderadas de iones hidróxido y se llaman álcalis débiles. En cambio, los hidróxidos de sodio y potasio producen iones hidróxido en concentración suficientemente alta para destruir la carne; por esta razón se llaman álcalis *cáusticos*. Las disoluciones de álcalis colorean de azul el tornasol rojo, neutralizan los ácidos, tienen un tacto jabonoso y son conductores eléctricos.

Por conveniencia clasificamos los ácidos y las bases en fuertes y débiles. Los ácidos fuertes en solución acuosa se ionizan (se separan en iones hidrogeno y aniones estables), los débiles se ionizan solo ligeramente. Las bases fuertes son solubles en agua y están completamente disociadas en solución acuosa. Las débiles son solubles en agua pero solo se ionizan ligeramente en solución (ver tabla N^o 19.7).⁵

Tabla Nº 19.7. Algunos ácidos y bases comunes.

NOMBRE	FORMULA	PRESENTE EN
ACIDOS		
Ácido acético	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	Vinagre
Ácido acetilsalicílico	$\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$	Corteza de los sauces. Aspirina
Ácido ascórbico	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	Vitamina C
Ácido cítrico	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	Jugo de limón y de otros cítricos
Ácido clorhídrico	HCl	Jugos gástricos (líquidos digestivos del estómago)
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Pilas y baterías de automóviles
Acido nítrico	HNO_3	Fertilizantes, plásticos, lacas y colorantes. Disuelto en agua o "agua fuerte" se utiliza para limpiar.
BASES		
Amoníaco	NH_3	Limpiadores domésticos (solución acuosa)
Hidróxido de calcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Cal apagada (utilizada en construcción)
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Lechada de magnesio (antiácido y laxante)
Hidróxido de potasio (también llamado potasa cáustica)	KOH	Jabón suave
Hidróxido de sodio (sosa cáustica)	NaOH	Limpiadores de tuberías y hornos. Rayón y celofán

El final de la reacción suele determinarse a partir del cambio de color de un indicador, como papel de tornasol o una mezcla especial de indicadores denominada indicador universal.

Para poder reconocer el punto de equivalencia de estas valoraciones, con frecuencia se utilizan pequeñas cantidades de sustancias llamadas **indicadores**. Estos por lo general son ácidos orgánicos o bases débiles que cambian de color al pasar de un medio ácido a uno básico.⁵ Sin embargo no todos los indicadores cambian de color al mismo

pH. La selección del indicador para una determinada titulación depende del pH en el que se presente el punto de equivalencia (ver tabla N° 20.7).

Tabla N° 20.7.- Zona de viraje de los indicadores

ZONA DE VIRAJE DE LOS INDICADORES				
Indicadores	Intervalo de ph	Acido	Neutro	Alcalino
Violeta de Metilo	0 - 2	Amarillo	Verde azulado	Violeta
Azul de Timol	1,2 - 2,8	Rojo	Anaranjado	Amarillo
Anaranjado de Metilo	3,1 - 4,4	Rojo	Anaranjado	Amarillo
Rojo de Metilo	4,2 - 6,3	Rojo	Anaranjado	Amarillo
Púrpura de Bromocresol	5,2 - 6,8	Amarillo	Anaranjado	Púrpura
Tornasol	4,5 - 8,3	Rojo	Púrpura	Azul
Azul de Bromotimol	6,0 - 7,6	Amarillo	Verde	Azul
Rojo Cresol	7,2 - 8,8	Amarillo	Anaranjado	Rojo
Azul de Timol	8,0 - 9,6	Amarillo	Verde	Azul
Fenolftaleína	8,3 - 10	Incoloro	Rosado	Rojo
Amarillo de Alizarina	10,1 - 12	Amarillo	Anaranjado	Lila
Nitramina	11 - 12,9	Incoloro	Pardo claro	Parado Anaranjado

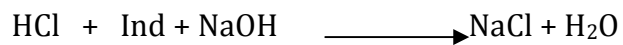
Fuente: Carlos J. Mosquera S 1998)

II. FUNDAMENTO QUIMICO

1. ACIDIMETRIA Y ALCALIMETRIA

La valoración ácido-base tiene su fundamento en el cambio brusco de concentración de los iones hidronios H_3O^+ , y por lo tanto del pH que se produce en el punto final de la reacción de neutralización. El punto final se reconoce por el cambio de color que experimenta el indicador añadido a la solución.

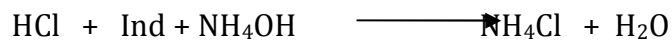
Reacción de un ácido fuerte con base fuerte:



Reacción de un ácido débil con base fuerte:



Reacción de un ácido fuerte con base débil:



III. MATERIALES, REACTIVOS Y EQUIPOS

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPOS
<ul style="list-style-type: none">• Bureta graduada de 25 ml• Fiola o Matraz de 250 ml• Pipetas graduada de 5 ml• Cilindro graduado de 50 ml• Soporte universal• Pinza para bureta	<ul style="list-style-type: none">• Acido Clorhídrico• Acido Acético• Hidróxido de Sodio• Hidróxido de Amonio• Anaranjado de Metilo• Fenolftaleina	<ul style="list-style-type: none">• Balanza analítica

IV. PARTE EXPERIMENTAL

PRUEBA	PROCEDIMIENTO	VOLUMEN
Valoración de Ácido Fuerte con base fuerte	Vierta Acido Clorhídrico 0,1 N a un matraz o fiola	10 ml
	Añade Anaranjado de Metilo al 1 % y mezcle	2 gotas
	Vierta en una Bureta Hidróxido de Sodio 0,1 N y titule gota a gota agitando en forma circular hasta que el indicador vire de rojo a amarillo	
	Anote el volumen gastado	
Valoración de Acido débil con base fuerte	Trasvase Acido Acético 0,1 N a un matraz o fiola	10 ml
	Añada Anaranjado de Metilo al 1 % y mezcle	2 gotas
	Vierta en una Bureta Hidróxido de Sodio 0,1N y titule gota a gota agitando en forma circular hasta que el indicador vire de rojo a amarillo	
	Anote el volumen gastado	
Valoración de acido fuerte con base débil	Vierta Acido Clorhídrico 0,1 N a un matraz o fiola	10 ml
	Añade Anaranjado de Metilo al 1 % y mezcle	2 gotas
	Vierta en una Bureta Hidróxido de Amonio 0,1N y titule gota a gota agitando en forma circular hasta que el indicador vire de rojo a amarillo	
	Anote el volumen gastado	
	Realizar cálculos (ver tabla N° 21.7)	

Tabla Nº 21.7. Cálculos para determinar la concentración de una solución.

ECUACION	LEYENDA
$N = \frac{\text{Equiv-g}}{V \text{ Solucion}}$	<p>N = Equivalente gramo del soluto por volumen de solución V = Volumen solución (L) Equiv-g = Equivalente gramo del soluto</p>
$\text{Equiv-gr} = \frac{M \text{ Solute}}{PE}$	<p>PM = Peso molecular M soluto = Masa de soluto PE = Peso equivalente</p>
$PM = \frac{M \text{ soluto}}{PE}$	<p>PM = Peso molecular M soluto = Masa de soluto PE = Peso equivalente</p>
$V_c \times N_c = V_d \times N_d$	<p>Vc = Volumen del concentrado Nc = Normalidad del concentrado Vd = Volumen del diluido Nd = Normalidad del diluido</p>

PRACTICA N° 6

OXIGENO DISUELTO

OBJETIVO:

- Determinar la concentración de oxígeno disuelto en muestra de agua
- Identificar las reacciones de oxidación y reducción en las ecuaciones químicas.

I. FUNDAMENTO TEORICO

El oxígeno es esencial para los riachuelos y lagos saludables. El nivel de Oxígeno Disuelto (OD) puede ser un indicador de cuán contaminada está el agua y cuán bien puede dar soporte esta agua a la vida vegetal y animal. Generalmente, un nivel más alto de oxígeno disuelto indica agua de mejor calidad. Si los niveles de oxígeno disuelto son demasiado bajos, algunos peces y otros organismos no pueden sobrevivir.⁶

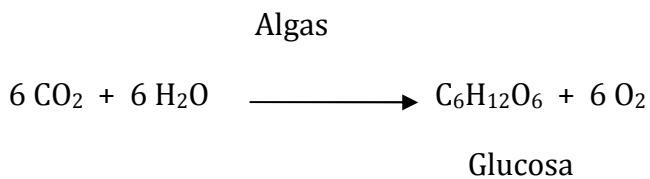
El Oxígeno que se encuentra disuelto en el agua proviene, generalmente de la disolución del oxígeno atmosférico (en el aire se encuentra en la proporción del 21%). Siendo un gas muy poco soluble en el agua y además como no reacciona químicamente, su solubilidad obedece a la **Ley de Henry**, la cual expresa que la solubilidad de un gas en líquido es proporcional a su concentración o a la presión parcial del gas en la disolución.⁵

Entre otros factores que influyen en la solubilidad del oxígeno están los siguientes:

- **La temperatura y la salinidad:** Ambos influyen de igual manera, es decir, una menor salinidad y temperatura puede guardar más oxígeno en ella que el agua más caliente y mas salada, a menor temperatura y salinidad, mayor solubilidad presentara el oxígeno
- **La actividad biológica:** En el caso de las aguas naturales superficiales, tales como lagos, lagunas, ríos etc., el oxígeno proviene de los organismos vegetales que contienen clorofila o cualquier otro pigmento capaz de efectuar la

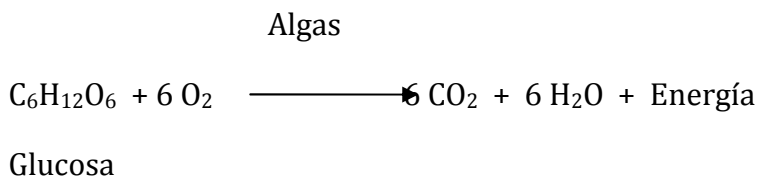
fotosíntesis. Los pigmentos facultan a las plantas, tanto inferiores como superiores a utilizar la energía radiante y convertir el Dióxido de Carbono (CO₂) en compuestos orgánicos. La energía lumínica procedente del sol, permite que el agua y el Dióxido de Carbono (como única fuente de carbono) reaccionen para producir un azúcar simple (glucosa), desprendiéndose oxígeno como subproducto.

Reacción de Fotosíntesis:



Por la noche, cuando no hay luz para producir la fotosíntesis, las plantas consumen el oxígeno en la respiración. La respiración también tiene lugar en presencia de la luz solar; sin embargo, la reacción neta es la producción de oxígeno.

Reacción de Respiración:



- **La turbulencia** de la corriente también puede aumentar los niveles de OD debido a que el aire queda atrapado bajo el agua que se mueve rápidamente y el oxígeno del aire se disolverá en el agua.

Una diferencia en los niveles de OD puede detectarse en el sitio de la prueba si se hace la prueba temprano en la mañana cuando el agua está fría y luego se repite en la tarde en un día soleado cuando la temperatura del agua haya subido. Una diferencia en los niveles de OD también puede verse entre las temperaturas del agua en el invierno y las temperaturas del agua en el verano. Asimismo, una diferencia en los niveles de OD puede ser aparente a diferentes profundidades del agua si hay un cambio significativo en la temperatura del agua.

Los niveles de oxígeno disuelto típicamente pueden variar de 0 - 18 partes por millón (ppm) o (mg/L) aunque la mayoría de los ríos y riachuelos requieren un mínimo de 5 - 6 ppm para soportar una diversidad de vida acuática. Además, los niveles de OD a veces se expresan en términos de Porcentaje de Saturación. Sin embargo para esta práctica los resultados se reportarán en ppm (ver tabla N° 17.6).

Tabla N° 17.6. Lineamientos para la calidad del agua según la OMS.

Nivel de OD (ppm)	Calidad del Agua
0,0 - 4,0	Mala Algunas poblaciones de peces y macroinvertebrados empezarán a bajar.
4,1 - 7,9	Aceptable
8,0 - 12,0	Buena
12,0 +	Repita la prueba El agua puede airearse artificialmente.

En general, un nivel de oxígeno disuelto de 9-10 p.p.m se considera muy bueno. A niveles de 4 p.p.m o menos, algunas poblaciones de peces y macroinvertebrados (por ejemplo, la corvina, la trucha, el salmón, las ninfas de la mosca de mayo, las ninfas de la mosca de las piedras y las larvas de frigáneas) empezarán a morir. Otros organismos tienen mayor capacidad de supervivencia en agua con niveles bajos de oxígeno disuelto (por ejemplo, los gusanos de lodo y las sanguijuelas). Los niveles bajos de OD pueden encontrarse en áreas donde el material orgánico (plantas muertas y materia animal) está en descomposición. Las bacterias requieren oxígeno para descomponer desechos orgánicos y, por lo tanto, despojan el agua de oxígeno. Las áreas cercanas a las descargas de aguas negras a veces tienen niveles bajos de OD debido a este efecto. Los niveles de OD también son bajos en aguas tibias que se mueven despacio

II. PREPARACION DE REACTIVOS

1. REACTIVO ALCALINO DE YODURO DE POTASIO: Pesar 25 g de Hidróxido de sodio (NaOH) y 6,75 g de Ioduro de potasio (KI) diluir y aforar en 50 ml de agua destilada.

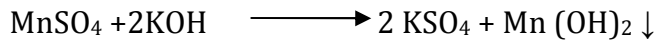
2. SOLUCION DE SULFATO MANGANOSO: Pesar 16,25 g de Sulfato manganoso hidratado ($\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) diluir y aforar en 50 ml de agua destilada.

3. SOLUCION DE TIOSULFATO DE SODIO 0,01N: Pesar 0,62 g de Tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) diluir y aforar en 500 ml de agua destilada.

4. SOLUCION DE ALMIDON AL 10%. Se pesan 10 g de almidón soluble diluir y aforar en 100 ml de agua destilada.

III. FUNDAMENTO QUIMICO

1. REACCION CON SULFATO MANGANOSO Y REACTIVO ALCALINO DE YODURO DE POTASIO



Con la adición de estos dos reactivos se formara un precipitado que puede ser blanco (Hidróxido Manganoso) indicando la ausencia de oxígeno.

En el caso de presencia de oxígeno, el Manganeseo (Mn^{+2}) es oxidado a su estado superior de oxidación (Mn^{+4}) por lo que el color del precipitado se torna marrón debido a la formación de Hidróxido Mangánico (ver figura 19.6).

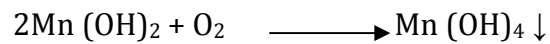
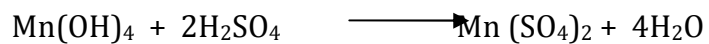


Figura N° 19.6. Muestra de agua con Sulfato manganoso y reactivo cuprico alcalino

2. REACCION CON ACIDO SULFURICO CONCENTRADO



El medio se torna acido y el precipitado de Hidróxido Mangánico Mn(OH)_4 se disuelve formando Sulfato Mangánico $\text{Mn(SO}_4)_2$, quien oxida el Yoduro de Potasio (KI) a Yodo (I_2) (ver figura 20.6).

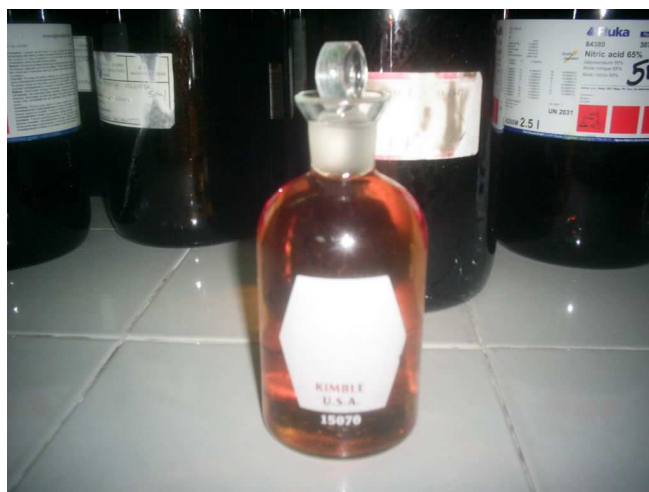
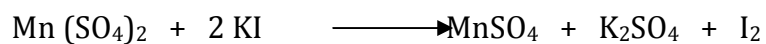


Figura N° 20.6. Muestra de agua con acido sulfúrico

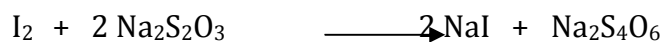
3. REACCION CON SOLUCION DE ALMIDON

El almidón se utiliza como indicador en las reacciones de oxidación y reducción y reacciona fácilmente con el yodo. Al cambiar de color determina con exactitud el punto de equivalencia entre el Yodo y el Oxígeno (ver figura 21.6).



Figura N° 21.6. Muestra de agua con almidón

4. REACCION CON TIOSULFATO DE SODIO



La cantidad de Yodo (I_2) liberado es químicamente equivalente al Oxígeno (O_2) presente en la muestra.

Los miliequivalentes gastados de solución valorada de Tiosulfato de Sodio ($Na_2S_2O_3$) son iguales a los miliequivalentes de Yodo presentes en la solución (ver figura 22.6).



Figura N° 22.6. Muestra de agua después de la titulación

IV. MATERIALES, REACTIVOS Y EQUIPOS.

MATERIALES	REACTIVOS	EQUIPOS
<ul style="list-style-type: none">• Botella Yodometrica de 125 ml• Cilindro graduado de 50 ml o Pipeta Volumétrica de 25 ml• Matraz Erlenmeyer o fiola de 125 ml• Pipeta graduada de 1 ml• Bureta graduada de 25 ml• Soporte universal con pinzas para Bureta• Vidrio reloj• Espátula	<ul style="list-style-type: none">• Tiosulfato de Sodio• Acido Sulfúrico concentrado• Sulfato Manganoso hidratado o Cloruro Manganoso trihidratado• Yoduro de Potasio• Hidróxido de Sodio• Almidón• Agua de Río, Lago, Riachuelo, Estanque, chorro.• Agua destilada	<ul style="list-style-type: none">• Campana de Extracción• Balanza

V. PARTE EXPERIMENTAL

PRUEBA	PROCEDIMIENTO	CANTIDAD
Análisis de titulación Volumétrica	Llene la Botella yodometrica con la muestra de agua y tape sin dejar burbujas de aire.	
	Agregue Sulfato Manganeso $MnSO_4$ 16,25% por debajo de la superficie del liquido	1 ml
	Seguidamente agregue Reactivo Alcalino de Yoduro de Potasio por debajo de la superficie del liquido	1 ml
	Tape la botella sin dejar burbujas de aire, deseche el sobrante en la tapa y mezcle fuertemente durante 20 segundos sujetando la tapa y la botella.	
	Deje sedimentar el precipitado y vuelva a mezclar fuertemente. Mantenga en reposo hasta que haya clarificado la 3ª parte de la botella	
	Destape la botella y agregue Acido Sulfúrico H_2SO_4 conc dejándolo caer por la pared del envase y encima de la superficie del liquido	1 ml
	Tape la botella sin dejar burbujas de aire y deseche el líquido sobrante.	
	Mezcle fuertemente hasta disolver por completo el precipitado para lograr la reacción completa y la distribución uniforme del I_2 molecular	
	Tome la solución y trasvase a un matraz erlenmeyer	50 ml
	Titula con Tiosulfato de Sodio $Na_2S_2O_3$ 0,01 N hasta obtener un color amarillo claro	
	Añada almidón al 10%	1 ml
	Titule nuevamente hasta la desaparición del color existente	
	Anote el volumen gastado	
Realizar cálculos (ver tabla N° 18.6)		

Tabla Nº 18.6. Cálculos para determinar la cantidad de oxígeno presente

ECUACION	LEYENDA
$N = \frac{\text{Miliequiv}}{V}$	<p>N = Equivalente gramo por volumen de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ Miliequiv = Miliequivalentes de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ V = Volumen gastado de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (L)</p>
$PM = \frac{M \text{ soluto}}{PE}$	<p>PM = Peso molecular M soluto = Masa de soluto PE = Peso equivalente</p>
$\text{Miliequiv } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \text{Miliequiv } \text{I}_2 = \text{Miliequiv } \text{O}_2$	
$\text{Miliequiv } \text{O}_2 = \frac{\text{Masa } \text{O}_2}{\text{Masa Miliequiv } \text{O}_2}$	<p>Masa O_2 = Masa de Oxígeno expresada en mg Masa Miliequiv O_2 = Masa miliequivalente del oxígeno expresado en mg/mequiv</p>
$\frac{\text{mg}}{L} = \frac{\text{Masa}}{V}$	<p>V = Volumen de la muestra de agua expresada en litros $\text{mg/L } \text{O}_2 = \text{ppm } \text{O}_2$</p>