



“UNIVERSIDAD
NACIONAL DE JAÉN



**MANUAL DE PRÁCTICAS
DE
LABORATORIO
DE
QUÍMICA GENERAL**



Lic. Adán Díaz Ruiz

PRESENTACIÓN

El desarrollo de la asignatura de Química General comprende dos ámbitos, el teórico que generalmente se desarrolla en los salones de clase y el experimental que se desarrolla en el laboratorio. Éste último, es un espacio acondicionado con las herramientas y equipo para que el estudiante se encuentre de forma directa con los fenómenos asociados al comportamiento químico de la materia de forma segura. Ambos aspectos de la enseñanza son esenciales en la formación de los estudiantes que serán los futuros profesionales en las carreras profesionales que emplean a las Ciencias Químicas como herramientas que ayudan a explicar sus propios contenidos y fenómenos.

El presente manual esta constituida por guías de prácticas adaptadas a la realidad de nuestra universidad con el objetivo de atraer a los estudiantes al camino de la química. La realización de las prácticas que forman parte de este manual, definirán su interés por esta maravillosa disciplina científica, facilitando la comprensión de los conceptos adquiridos durante las sesiones de clase.

Cada práctica fue diseñada con la finalidad de realizar trabajos experimentales seguros, empleando reactivos de bajo nivel de peligrosidad, y estipulando las normas necesarias para salvaguardar la integridad personal tanto de estudiantes como de personal docente.

Los cuestionarios incluidos al final de cada práctica, pretenden ser una ayuda para la elaboración de los informes del trabajo práctico. El estudiante puede basarse en las preguntas propuestas para elaborar una discusión de resultados y a su vez generar las conclusiones apropiadas. Pero eso es sólo una sugerencia, el docente encargado del curso será quien defina la forma de reportar los resultados.

El autor

ÍNDICE

	Pág.
Presentación.	
Normas de seguridad en el laboratorio.....	1
Práctica N° 01 Reconocimiento de los materiales y equipos de laboratorio y operaciones básicas.....	10
Práctica N° 02 Métodos comunes de separación de mezclas.....	17
Práctica N° 03 Propiedades periódicas.	21
Práctica N° 04 Enlace químico: Determinación de propiedades físicas.	27
Práctica N° 05 Grupos funcionales inorgánicos.....	34
Práctica N° 06 Reacciones químicas Inorgánicas.....	39
Práctica N° 07 Recristalización de sulfato de cobre. Determinación del agua de cristalización del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	43
Práctica N° 08 Estequiometría.....	49
Práctica N° 09 Preparación de disoluciones.....	55
Referencias bibliográficas.....	58
Anexo 01 Redacción del informe de prácticas de laboratorio.....	59

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

1. INTRODUCCIÓN

En todos los laboratorios de Química, sea en las entidades académicas o en las industrias se implementan normas y regulaciones generales de seguridad con el fin de minimizar el riesgo de un accidente. Conocer y llevar a la práctica estas normas y regulaciones generales de seguridad es requisito indispensable para trabajar en un laboratorio en forma segura.

Cualquier operación del laboratorio en la que se manipulen productos químicos presenta siempre unos **riesgos**. Para eliminarlos o reducirlos de manera importante es conveniente, antes de efectuar cualquier operación se debe tener en cuenta lo siguiente:

- hacer una lectura crítica del procedimiento a seguir.
- asegurarse de disponer del material adecuado.
- manipular siempre la cantidad mínima de producto químico.
- llevar las prendas y accesorios de protección adecuados.
- tener previsto un plan de actuación en caso de incidente o accidente.

2. NORMAS GENERALES DE TRABAJO EN EL LABORATORIO

Dado que el laboratorio es un lugar donde se manipulan una variedad de productos peligrosos, con el fin de **evitar su contacto, inhalación o ingestión**, fuente de intoxicaciones o accidentes, se pueden establecer una serie de **normas de tipo general** sobre diferentes aspectos aplicables a la mayoría de los laboratorios para minimizar los riesgos que pudiera traer consecuencias graves a la integridad física de los estudiantes, docentes, trabajadores administrativos o al inmueble.

2.1. Organización.

- El laboratorio debe disponer de los **Equipos de Protección Individual (EPIs)** y de las instalaciones de emergencia o elementos de actuación (duchas, lavajos, mantas ignífugas, extintores, etc.) adecuados a los riesgos existentes.
- El laboratorio debe mantenerse ordenado y en elevado estado de limpieza. Se debe recoger inmediatamente todos los vertidos que ocurran, por más pequeños que sean.
- No deben realizarse experiencias nuevas sin autorización expresa del responsable del laboratorio y asesoría de un docente, ni poner en marcha nuevos aparatos e instalaciones sin conocer previamente su funcionamiento, características y requerimientos, tanto generales como de seguridad.

2.2. Normas generales de conducta

- No está permitido el trabajar sin supervisión en el laboratorio. Los estudiantes pueden trabajar en los laboratorios solamente cuando son supervisados por un ayudante de enseñanza autorizado o el docente responsable del curso.
- Los estudiantes solo pueden realizar los experimentos autorizados en el tiempo asignado.
- Es obligatorio vestir bata de algodón y lentes de seguridad al realizar cualquier actividad experimental. En algunos casos también será necesario utilizar guantes de protección. Cada estudiante es responsable de traer su propio material de seguridad al laboratorio cada sesión.
- Se debe evitar llevar lentes de contacto, sobretodo si no se emplearan gafas de seguridad de manera obligatoria.
- El pelo largo y la ropa suelta se deben atar y ceñir al cuerpo cuando se permanezca en el laboratorio. El uso de calzado cerrado es obligatorio; los huaraches, sandalias y zapatos con la punta del pie expuesto no se permiten aunque se usen calcetines. Las faldas deben cubrir las rodillas. No

debes usar en el laboratorio corbata, pañoletas, anillos, collares ni pulseras durante la realización de los experimentos.

- No se debe trabajar separado de la mesa, en la que nunca han de depositarse objetos personales.
- En las mesas de laboratorio o en el suelo, no pueden depositarse prendas de vestir, apuntes, etc., que pueden entorpecer el trabajo.
- Las áreas del equipo y de trabajo del laboratorio deberán limpiarse después de acabar el trabajo experimental.
- Se prohíbe ingerir alimentos o bebidas (incluyendo agua) en el laboratorio. Para beber es preferible la utilización de fuentes de agua que se encuentren fuera del laboratorio. Nunca se emplearán recipientes de laboratorio para contener bebidas o alimentos ni se colocarán productos químicos en recipientes de productos alimenticios.
- Se prohíbe fumar en las instalaciones del laboratorio.
- Lavarse las manos al entrar y al salir del laboratorio y siempre que haya habido contacto con algún producto químico.

2.3. Manejo de Reactivos Químicos y Materiales

- Antes de proceder a su utilización deben comprobarse siempre que los productos químicos y materiales se hallen en buen estado.
- Debe comprobarse el correcto etiquetado de los productos químicos que se reciben en el laboratorio, etiquetar adecuadamente las soluciones preparadas y no reutilizar los envases para otros productos sin retirar la etiqueta original.
- Antes de comenzar la manipulación del producto químico es necesario leer detenidamente la etiqueta donde se informa sobre su toxicidad y posibles riesgos.
- Los productos químicos deben manipularse cuidadosamente, no llevándolos en los bolsillos, ni tocándolos o probándolos y no pipeteando con la boca, guardando en el laboratorio la mínima cantidad imprescindible para el trabajo diario.
- No introducir en los botes de reactivos pipetas o espátulas que no estén completamente limpias y secas.

- Los ácidos requieren un cuidado especial. Cuando queramos diluirlos, nunca echaremos agua sobre ellos; siempre al contrario, es decir, ácido sobre el agua.
- Ser cuidadoso (a) al manipular disolventes inflamables. Los productos inflamables no deben estar cerca de fuentes de calor, como estufas, hornillos, radiadores, etc.
- Cuando se vierta cualquier producto químico se debe actuar con rapidez, pero sin precipitación.
- En caso de algún incidente o accidente, avisar inmediatamente al docente o encargado del laboratorio.
- Los tubos de ensayo no deben llenarse más de 2 ó 3 cm, han de tomarse con los dedos, nunca con la mano, siempre deben calentarse de lado utilizando pinzas y orientado de forma que no apunte directamente a otra persona, no deben llevarse en los bolsillos y deben emplearse gradillas para guardarlos.
- Reducir al máximo la utilización de llamas vivas en el laboratorio. Para el encendido de los mecheros Bunsen emplear preferentemente encendedores piezoeléctricos.
- Al preparar cualquier disolución, se colocará en un frasco limpio y rotulado convenientemente.
- Al finalizar la tarea o una operación recoger los materiales, reactivos, etc. para evitar su acumulación fuera de los lugares específicos para guardarlos y asegurarse de la desconexión de los aparatos, agua corriente, gases, etc.
- Los productos químicos de desecho se verterán sobre los recipientes dispuestos en el laboratorio para recogida de residuos (ácidos, bases, disolventes clorados, disolventes no clorados, acetona de lavar).
- Nunca se vierte sustancias ni residuos químicos en los lavatorios sin autorización.
- Evitar el contacto con la piel de cualquier sustancia química. En caso de contacto, lave la parte afectada con agua corriente por al menos 15 minutos y notifíquese al docente o al técnico del laboratorio.
- Ser cuidadoso (a) al manipular cualquier material de vidrio.

2.4. Procedimientos en caso de Emergencia

- En caso de presentarse un accidente, derrame, fuga o incendio en el laboratorio notifíquese inmediatamente al docente responsable del laboratorio y al técnico laboratorista.
- Si el accidente, derrame, fuga o incendio que se presenta en el laboratorio se puede controlar localmente, se debe proceder según las normas de seguridad establecidas.
- En caso de una emergencia debido a un accidente, derrame, fuga o incendio que este fuera de control se deberá proceder a evacuar el laboratorio. Para ello ubica la salida de emergencia más próxima y desaloja el laboratorio rápidamente pero con tranquilidad. Dirigirse a la zona segura indicada al exterior de la institución y atender las instrucciones del profesor y del personal de seguridad e higiene.
- Todos los accidentes (incluyendo contacto con los productos químicos, cortaduras, quemaduras, o la inhalación de humos) o cualquier circunstancia que ponga en riesgo la seguridad de las personas o instalaciones se deben reportar al profesor responsable o al personal Técnico inmediatamente.
- Es de responsabilidad conocer y seguir las normas y procedimientos indicados en los párrafos anteriores. Cualquier otra precaución especial mencionada durante la sesión experimental deberá ser observada.
- La falta de observancia a las normas y procedimientos de seguridad del laboratorio puede dar lugar a una lesión personal o demás estudiantes. Una primera violación a las normas de seguridad será sancionada a discreción del docente responsable. Violaciones repetidas pueden ser motivo para ser dado de baja del curso.

3. EQUIPO DE SEGURIDAD PERSONAL

1. Bata de Laboratorio

La bata de laboratorio es de uso obligatorio para trabajar en un laboratorio de química. De preferencia debe ser 100% algodón y de uso personal. Cada estudiante es responsable de traer su bata a cada sesión de laboratorio.

2. Anteojos de Seguridad

La protección de los ojos es muy importante ya que son órganos muy sensibles a las sustancias químicas y muy difíciles de reemplazar. Existen diversos tipos de protectores para los ojos. Los de uso más general son los anteojos de policarbonato, estos permiten trabajar en el laboratorio de forma confortable y segura.

3. Guantes

Los guantes proporcionan una capa temporal de protección a la piel y permiten trabajar con un menor riesgo de exposición a sustancias químicas causticas y corrosivas. Hay de diferentes materiales y para diferentes aplicaciones. Los de uso más general son de látex pero son poco resistentes a muchas sustancias químicas y disolventes orgánicos. Para el manejo de materiales corrosivos se recomienda los guantes de neopreno y nitrilo. También los hay para operaciones específicas como el manejo de material a temperaturas extremas.

4. EQUIPO DE SEGURIDAD GENERAL:

El siguiente equipo de seguridad deberá estar disponible en todo Laboratorio de Química. Localice donde está y aprenda cómo utilizarlo. Durante la primera sesión de laboratorio, se le pedirá localizar cada parte del equipo de seguridad en el laboratorio, así como las salidas de emergencia.

1. Salidas de Emergencia

Localice la(s) salida(s) de emergencia del laboratorio y cerciorarse de que estén libres de obstáculos. En caso de emergencia se debe salir del laboratorio rápidamente y con tranquilidad.

2. Lavaojos

En caso de presentarse una lesión en los ojos o la salpicadura de una sustancia química, utiliza el lavaojos inmediatamente. Ayudar a la persona dañada sosteniendo sus párpados abiertos mientras se realiza el lavado. El estado de los ojos debe ser revisado por un médico.

3. Regadera (ducha)

Use la regadera en el caso de una salpicadura mayor en el cuerpo con sustancias químicas. Tire de la manija y deje correr suficiente agua en la zona contaminada. Quite la ropa contaminada con los productos químicos para permitir que la piel se descontamine.

4. Extinguidores

Hay extinguidores de diferentes tipos siendo los más comunes los de polvo químico y de dióxido de carbono los cuales se pueden utilizar en el caso de incendios provocados por combustibles ordinarios (papel, madera), líquidos inflamables y aparatos eléctricos. El profesor indicará el buen uso del extinguidor.

5. Campana de Extracción

El uso de la campana de extracción reducirá la exposición personal a los vapores generados por la manipulación de sustancias volátiles y potencialmente dañinas. Al usar una campana de extracción tener en cuenta lo siguiente: Encender la luz de la campana y verificar que está funcionando el extractor. Coloque el equipo en la parte posterior y no introduzca la cabeza en la campana. Limpie el cristal de la campana en caso de salpicadura.

6. Botiquín de Primeros Auxilios

Los botiquines de primeros auxilios están disponibles en el laboratorio para el tratamiento en lesiones leves como cortaduras, quemaduras, golpes o algún malestar que pueda atenderse localmente. Siempre notificar al profesor responsable quién evaluará la gravedad del accidente y su tratamiento.

7. Teléfono

El teléfono está en el laboratorio solamente para el uso de emergencias. Una lista de teléfonos de emergencia estará localizada a un lado. No dude en solicitar apoyo en caso de un accidente que ponga en riesgo la integridad de una persona.

5. PELIGROSIDAD DE LOS PRODUCTOS QUÍMICOS. CLASIFICACIÓN DE PELIGROSIDAD

Los productos químicos, tanto las sustancias químicas como los preparados, **se considerarán peligrosos** debido a sus propiedades fisicoquímicas y toxicológicas y también a sus efectos específicos, tanto sobre la salud humana como sobre el medio ambiente.

El etiquetado de un producto implica la asignación de unas categorías de peligro definidas y preestablecidas, identificadas mediante los pictogramas de seguridad y/o las frases de riesgo (**frases R**).

Pictogramas de seguridad:

Son símbolos de riesgo químico que se encuentran estampados en las etiquetas de los productos químicos y que sirven para dar una percepción instantánea del tipo de peligro que entraña el uso, manipulación, transporte y almacenamiento de éstos.

Símbolo	Descripción	Imagen
E Explosivo	Sustancias que pueden deflagrar y explotar espontáneamente. Deben evitarse el calor, fuego, chispa, percusión o fricción.	 E. Explosivo
O Comburente	Sustancia que en contacto con materiales combustibles, origina una reacción fuertemente exotérmica aumentando el peligro de incendio y su violencia. Debe evitarse el contacto con sustancias combustibles.	 O. Comburente
F Fácilmente inflamable	Sustancia que por acción de una fuente de ignición, pueden arder y continuar quemando. Deben mantenerse lejos de llamas, chispas y fuentes de calor.	 F+ Extremadamente inflamable

<p>F+ Extremadamente inflamable</p>	<p>Líquidos con puntos de inflamación y ebullición bajos, gases que a presión y temperatura ambiente son muy inflamables en el aire. Deben mantenerse lejos de llamas, chispas y fuentes de calor.</p>	
<p>T Tóxico</p>	<p>La absorción de estas sustancias puede tener efectos muy graves e irreversibles para la salud. Deben tomarse medidas especiales para su manejo.</p>	
<p>T+ Muy tóxico</p>	<p>La absorción de estas sustancias en cantidades muy pequeñas puede tener efectos muy graves e irreversibles para la salud, pudiendo llegar a tener consecuencias mortales. Deben tomarse medidas especiales para su manejo, evitando cualquier contacto con el cuerpo.</p>	 <p>T. Tóxico</p>
<p>C Corrosivo</p>	<p>Sustancias que destruyen los tejidos. Deben tomarse medidas protectoras especiales.</p>	 <p>C Corrosivo</p>
<p>Xn Nocivo</p>	<p>Su absorción puede dar lugar a daños agudos o crónicos para la salud. Deben tomarse medidas especiales para su manejo.</p>	 <p>Xn Nocivo</p>
<p>Xi Irritante</p>	<p>Sin llegar a ser corrosivas, pueden provocar inflamaciones de la piel o de las mucosas. Deben evitarse el contacto con la piel y los ojos y no inhalar sus vapores.</p>	 <p>Xi Nocivo</p>
<p>N Peligro para el medio ambiente</p>	<p>Pueden provocar daños en los ecosistemas por cambio de los equilibrios naturales. No deben alcanzar la canalización, el suelo o el medio ambiente.</p>	 <p>Peligroso para el medio ambiente acuático</p>

PRÁCTICA Nº 01

RECONOCIMIENTO DE LOS MATERIALES Y EQUIPOS DE LABORATORIO Y OPERACIONES BÁSICAS

1. OBJETIVOS.

- Presentar a los alumnos los materiales y equipos de uso común en el laboratorio.
- Mostrar al estudiante las operaciones básicas de manejo de sustancias químicas en estado sólido y líquido

2. INTRODUCCIÓN.

El trabajo en el laboratorio de Química requiere de materiales, herramientas y equipos especiales que permiten manipular las sustancias químicas de forma segura, así como realizar diversas operaciones rutinarias como la medición de masa y volumen, la separación de mezclas y la combinación de sustancias para llevar a cabo una reacción química. La herramienta que se utilice para la manipulación de las sustancias depende en mucho del estado físico de ellas así como de otras propiedades tales como su reactividad y toxicidad. No obstante, en la mayoría de los laboratorios de Química siempre se encontrará material y equipo que es común y básico en muchos procedimientos como son espátulas, embudos, pipetas, probetas, matraces, etc.

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material de Laboratorio de uso común.

En esta sesión el estudiante se familiarizará con el material de uso común en un laboratorio de química. A continuación se presentan fotografías de algunos materiales de laboratorio, el docente mostrará otros no ilustrados en esta sección:



3.2. Equipos de Laboratorio de uso común.

Los equipos básicos con que cuenta todo laboratorio son balanza analítica, microscopio, equipo de baño maría, estufa, espectrofotómetro, refractómetro, potenciómetro, bomba de vacío, mufla, esterilizador, entre otros.



3.3. Manipulación de Sustancias Químicas.

a) **Sólidos.** Los productos químicos sólidos se almacenan generalmente en botellas de boca ancha. Leer la etiqueta cuidadosamente antes de tomar cualquier producto químico. Quitar la tapa o el tapón, colocar la tapa o el tapón de modo que no sea contaminado, inclinar la botella y gírela suavemente hacia adelante y hacia atrás. Colocar la cantidad deseada de sólidos en la tapa de la botella. Si un reactivo sólido se ha compactado pedir ayuda al docente. Los productos químicos que no se utilizaron nunca se deben regresar a las botellas, coloque el exceso en otro recipiente.

b) **Líquidos.** Muchos reactivos comúnmente usados en el laboratorio son disoluciones mientras que otros son líquidos puros (como alcohol o acetona). Los reactivos líquidos se almacenan en una variedad de botellas

tales como los mostrados en la Figura. Se utilizan los frascos goteros cuando cantidades muy pequeñas de líquidos se requieren en los experimentos. Para cantidades más grandes de líquido se requieren las botellas estándares. Los reactivos peligrosos se almacenan en botellas especiales. Toda botella con reactivo debe estar correctamente etiquetado indicando la fórmula de la sustancia, concentración, fecha de preparación.



Fig. N° 01: Frascos comunes de trabajo en laboratorio

A continuación se ilustra la transferencia de un líquido de una botella de reactivo químico. Previamente se debe leer siempre la etiqueta en una botella. La lectura cuidadosa de etiquetas previene muchos accidentes.



Fig. N 02: Transferencia de un líquido de un frasco reactivo

3.4. Operaciones básicas.

3.4.1. Medición de Masa.

Balanzas. Se encuentran calibradas contra un estándar interno y tienen a menudo ajustes internos. Las precisiones dependen del tipo de balanza: balanza de triple brazo ± 0.01 g, semianalítica ± 0.001 g y analítica ± 0.0001 g.

Precauciones al pesar sustancias.

1. Un objeto o un envase que se pesa debe estar perfectamente seco en el exterior.
2. Si cualquier sustancia se derrama en el plato o alrededor de él, se debe limpiar inmediatamente. Pregunte a su profesor acerca del procedimiento de limpieza.
3. El objeto que se pesará debe estar a temperatura ambiente.

3.4.2. Medición de Volumen de Líquidos.

a) **Uso de la probeta.** El agua y las disoluciones acuosas presentan dentro de una probeta superficies cóncavas, también denominado menisco. La medición de líquidos en probetas de vidrio, buretas y pipetas, se ilustra en la figura adjunta, donde se indica la forma correcta de leer el menisco.

Generalmente las probetas están graduadas para contener volúmenes aproximados de líquido. Para una lectura correcta sostenga el cilindro graduado verticalmente a nivel del ojo y mire a la superficie superior (menisco) del líquido. El menisco se curva (cóncavo) con una sección bastante plana en el centro (Fig. N° 03). Observando la posición de esta sección plana con respecto a las marcas calibradas usted puede estimar el volumen de un líquido con un error de aproximadamente 0,2 mL con una probeta graduada de 25 mL.

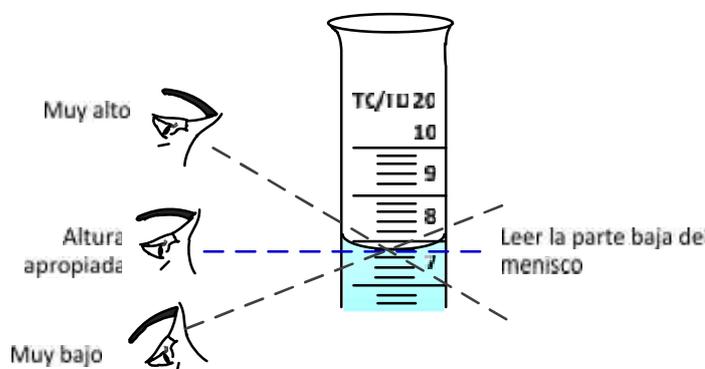


Fig. N° 03: Medición correcta de volumen en una probeta

b) Uso de la pipeta. Las pipetas son instrumentos para medir y verter líquidos o disoluciones con una mayor exactitud que una probeta. Existen dos tipos: graduadas y volumétricas. La pipeta graduada tiene el volumen total (p.e. 1 mL, 5 mL, o 10 mL) dividido en unidades más pequeñas. Estas marcas de calibración permiten una mayor flexibilidad en cuanto al volumen que se mide con una pipeta específica. Por ejemplo, una pipeta graduada de 10 mL con subdivisiones en 1 mL te permite medir desde 1 mL hasta 10 mL con la misma exactitud ($\pm 0,05$ mL).

Por otra parte, la pipeta volumétrica esta graduada para contener y verter un solo volumen específico de líquido con una mayor exactitud que la pipeta graduada. A continuación se detalla un procedimiento adecuado para el buen uso de una pipeta.

Para succionar un líquido con una pipeta se utiliza siempre una propipeta o perilla de absorción. Nunca se succiona un líquido con la boca. Se llena la pipeta con el líquido hasta la marca de calibración deseada, tomando cuidado de leer correctamente el menisco del líquido, manteniendo la pipeta vertical. La extremidad inferior de la pipeta se seca con una toalla limpia, y se vierte el líquido en el frasco o contenedor deseado por acción de la gravedad. No soplar dentro de una pipeta para verter el líquido. Las pipetas están graduadas tomando en cuenta la cantidad de líquido residual en las paredes y en la punta.

3.5. Filtración por Gravedad.

La filtración por gravedad implica el verter una mezcla de sólido y del líquido en un embudo que contenga un papel de filtro. El líquido pasa a través del papel de filtro y el sólido permanece en el papel de filtro. El embudo se apoya generalmente en un anillo metálico que esta acoplado a un soporte universal. El cono del filtro es preparado doblando un pedazo de papel filtro. Una aleta pequeña se rasga en la capa exterior del lado corto y se dobla alrededor del lado más largo de modo que el papel de filtro quepa en el embudo cómodamente. En la Figura N° 04 se ilustra la técnica correcta de filtración por gravedad.



Fig. N° 04: Filtrado por gravedad

3.6. Filtración por Vacío.

Cuando el aislamiento de un sólido puro es difícil o es necesario una filtración rápida, se emplea la filtración con vacío usando un embudo Buchner y un matraz de paredes gruesas diseñado para esta operación (Matraz Kitasato). El embudo Buchner es de porcelana con orificios en su fondo plano. Generalmente un pedazo de papel filtro se coloca suavemente en el fondo del embudo y se moja con el disolvente que se va a utilizar. El embudo Buchner se conecta al matraz de filtración mediante un tapón de goma o con una junta de goma, haciendo una conexión hermética entre el fondo del embudo Buchner y la tapa del matraz de filtración. Un tubo de goma se conecta el brazo del matraz con una trampa que está conectada con el aspirador como se ilustra en la Figura N° 05. Cuando se abre la llave del vacío, el líquido pasa a través del papel de filtro que retiene los sólidos.

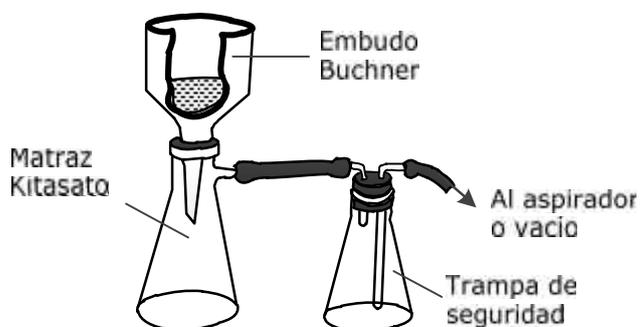


Fig. N° 05: Filtrado aplicando vacío

3.7. Prueba para el Olor.

En varios experimentos se producen gases y a veces es necesario identificar sus olores. Se debe tener precaución extrema en la prueba de los olores de gases, líquidos puros, o disoluciones acuosas en las cuales se están produciendo los gases. **Nunca lleve la sustancia hasta su nariz e inhale porque muchos gases son venenosos y otros son corrosivos.** Se debe sostener el envase a una cierta distancia de la cara y suavemente llevar el vapor hacia la cara según lo ilustrado en la Figura N° 06.

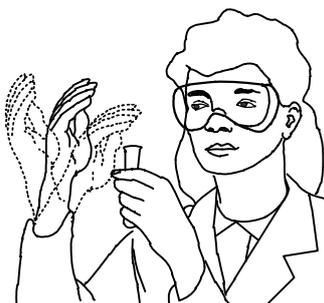


Fig. N° 06: Técnica de identificación de algunos olores

4. CUESTIONARIO.

1. ¿Dónde se puede encontrar información inmediata sobre la peligrosidad de un reactivo?
2. El uso de gafas de seguridad en el laboratorio ¿es aconsejable u obligado?
3. ¿Cuándo debe usarse una campana extractora de gases?
4. ¿Qué tienes que hacer si te salpica un reactivo al ojo?
5. ¿Se pueden pesar los productos directamente en el platillo de la balanza?
6. Cita algún motivo que pueda producir un error en la pesada y como lo solucionarías.
7. Dibuje y nombre al menos 10 ejemplos de material de laboratorio que no esté incluido en ésta sesión del manual de prácticas y que se haya incluido en la demostración hecha en el laboratorio.
8. Clasificar a los materiales de laboratorio de acuerdo a su uso.
9. En que consiste las frases de riesgo (**frases R**).

PRÁCTICA Nº 02

MÉTODOS COMUNES DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

1. OBJETIVOS.

- Conocer las técnicas de separación de mezclas en sus componentes y su fundamento.
- Determinar la composición de una mezcla efectuando la separación de sus componentes aprovechando sus diferentes propiedades.

2. INTRODUCCIÓN.

En el trabajo experimental de Química es frecuente realizar actividades que impliquen la separación y purificación de una sustancia. Una sustancia es una forma de la materia que tiene una composición constante y definida, por ejemplo el agua, oxígeno, amoníaco, etc. Las sustancias difieren una de otra por su composición y pueden ser identificados por sus propiedades físicas como su apariencia, olor, sabor, etc. Cuando dos o más sustancias se combinan manteniendo cada una su identidad se forma una mezcla, así por ejemplo, el aire, cemento e hidrocarburos son mezclas y no tienen composiciones constantes. Las mezclas pueden ser homogéneas, por ejemplo cuando se disuelve sal común en agua o heterogéneas cuando por ejemplo se mezcla arena con limaduras de hierro, en una mezcla heterogénea los componentes individuales permanecen físicamente separados. Cualquier mezcla, ya sea homogénea o heterogénea puede ser separada en sus componentes puros por métodos físicos sin cambios en la identidad de los componentes. Así por ejemplo, la sal puede ser recuperada de la mezcla homogénea con el agua por evaporación de esta última. Por otro lado las limaduras de hierro pueden separarse de la arena usando un imán. Por lo tanto, son las propiedades físico-químicas de las distintas sustancias que componen una mezcla que se utilizan para proceder a su separación. Los métodos de separación que se utilizarán en esta sesión de laboratorio son filtración, evaporación y sublimación.

La mezcla de NaCl, NH₄Cl y SiO₂ puede separarse en sus componentes aprovechando las siguientes propiedades:

Tabla N° 01: Propiedades Fisicoquímicas

Compuesto	Solubilidad (g/100g H ₂ O) (T=25 °C)	Punto de fusión °C
NaCl	35	801
NH ₄ Cl	37	305 (sublima)
SiO ₂	Insoluble	1600

Fuente: <http://www.treza.com.mx> (Química Treza S.A.)

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material y equipo.

01 Probeta de 100 mL	01 Frasco Lavador
01 Vaso de precipitado de 250 mL	01 Papel de filtro
02 Embudos de vidrio	01 Mechero
01 Varilla de vidrio	01 Trípode
01 Vidrio de reloj	01 Rejilla con asbesto
01 Mortero con pilón	01 Soporte universal
01 Cápsula de porcelana	01 Aro con nuez
01 Espátula	01 Desecador
01 Pinzas	

3.2. Reactivos.

Arena
NaCl (s)
NH₄Cl (s)

3.3. Procedimiento experimental.

Experimento 1: Separación del cloruro de amonio.

- Lavar bien la cápsula de porcelana y luego secar.
- Se pesa una cápsula de porcelana vacía, anotando la pesada.
- Se pesan 5 g de mezcla, se homogenizan con un mortero, se coloca en la cápsula y se pesa el conjunto. Anotar el peso exacto.
- Se cubre la cápsula con un embudo invertido, se coloca sobre una placa calefactora y se calienta suavemente hasta la aparición de humos blancos, agitando la mezcla suavemente con la varilla de vidrio hasta que no se desprendan vapores, se retira la cápsula caliente con ayuda de una pinza y se espera a que se enfríe en un desecador.
- Se pesa la cápsula que contiene la mezcla resultante y se calcula la cantidad de NH_4Cl que había en la mezcla original.

Resultados:

Acciones	Pesos
Peso cápsula vacía	
Peso cápsula + muestra	
Peso de la muestra	
Peso cápsula + muestra resultante (arena + NaCl)	
Peso de la muestra resultante	
Peso de NH_4Cl sublimado	

Experimento 2: Separación de la sílice y la sal común.

- Se trata la cápsula con el resto de NaCl y arena con 10 mL de agua destilada, con objeto de disolver el NaCl agitando continuamente y se filtra.
- El filtrado se coloca en un vaso de precipitados, evaporando suavemente para que cristalice el cloruro sódico y se pesa.

- c) La cápsula que contiene la arena se calienta suavemente agitando con la varilla de vidrio para secar la arena mas rápidamente.
- d) Una vez seca y enfriada, se pesa la cápsula, obteniéndose por diferencia el peso de arena.

Resultados.

Acciones	Pesos
Peso cápsula + muestra resultante (NaCl + arena)	
Peso de vaso precipitados limpio y seco	
Peso de vaso precipitados + NaCl	
Peso de NaCl	
Peso de cápsula + arena seca	
Peso de arena seca	

Cálculos:

Determinar el porcentaje de NH_4Cl , NaCl y arena en la muestra inicial

Sumadas las composiciones porcentuales de los tres componentes, si no se obtiene el valor de 100 %, ¿Cuál sería la causa?

4. CUESTIONARIO

1. Discuta las diferencias entre una mezcla y un compuesto.
2. Defina y proporcione ejemplos de métodos de separación de mezclas.
3. Si una muestra de agua tuviera etanol ¿podría separarse por decantación?
¿Por qué? ¿Qué propiedad deben tener las sustancias para que puedan ser separadas por decantación?
4. ¿Qué es la sublimación?

PRÁCTICA Nº 03

PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. OBJETIVOS.

- Comprobar la variación de algunas propiedades periódicas (físicas y/o químicas) que presentan los elementos que se hallan en grupos o periodos de la Tabla Periódica.

2. INTRODUCCIÓN.

La Tabla Periódica fue diseñada en base a la configuración electrónica que presentan los elementos químicos y la Ley Periódica dada por Moseley. Está sustentada en las observaciones experimentales de las propiedades físicas y químicas que presentan los elementos y que se consolidan de acuerdo a su posición en la Tabla Periódica, en función del número atómico.

Principales propiedades periódicas atómicas:

- Configuración electrónica: distribución de los electrones en el átomo en estado basal.
- Energía de ionización: energía necesaria para extraer un electrón del átomo.
- Electronegatividad: es la tendencia de átomo para atraer electrones en un enlace químico
- Afinidad electrónica: energía liberada o absorbida por un átomo al ganar un electrón.
- Carácter metálico: tendencia de un átomo a perder electrones externos (electrones de valencia)

Otras propiedades:

Volumen atómico, radio iónico, radio atómico, densidad, calor específico, calor de vaporización, temperatura de ebullición, temperatura de fusión, fuerza oxidante o reductora, número de oxidación.

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material y equipo.

01 Vidrio de reloj	01 Frasco lavador
10 Tubos de ensayo de 13x100	01 Papel filtro
01 Gradilla	01 Papel indicador universal

3.2. Reactivos

Fe(NO ₃) ₃ (0,05 M)	NaOH (0,05 M)	Br ₂ (l)
Ni(NO ₃) ₂ (0,05 M)	NaOH (10 %)	I ₂ (s)
Cu(NO ₃) ₂ (0,05 M)	Mg(OH) ₂ (0,05 M)	Br ₂ (ac)
AgNO ₃ (0,05 M)	Al(OH) ₃ (0,05 M)	Cl ₂ (ac)
Zn(NO ₃) ₂ (0,05 M)	NH ₃ (1:2)	I ₂ (ac)
KCNS (1M)	NH ₃ (6 M)	CCl ₄ (l)
K ₄ Fe(CN) ₆ (0,1 M)	HCl (6 M)	Dimetilgloxima (l)
AlCl ₃ (0,1 M)	HCl (1:2)	

3.3. Procedimiento Experimental

Experimento N° 1: Configuración Electrónica:

Una característica de los iones de metales de transición en medio acuoso, es que presentan coloración si tienen el subnivel **d** incompleto (menos de 10 electrones), a diferencia de aquellos de aquellos que tienen el subnivel **d** completo y son incoloros.

1) Realice la configuración electrónica de los siguientes iones: Fe³⁺ (Z=26), Ni²⁺ (Z=28), Cu²⁺ (Z=29), Ag⁺ (Z=47), Zn²⁺ (Z=30).

Observe el color inicial de cada ion en su respectiva solución.

Resultados:

Ion	C.E	Color
Fe ³⁺		
Ni ²⁺		
Cu ²⁺		
Ag ⁺		
Zn ²⁺		

2) Realiza las mezclas indicadas y anota las características de cada producto de la reacción de identificación. Escriba las ecuaciones químicas en cada caso.

- Vierta 02 gotas de Fe³⁺ 0,05 M en un tubo de ensayo de 13x100, luego añada 1 gota de KCNS 1M
- Vierta 02 gotas de Ni²⁺ 0,05 M en otro tubo de ensayo, luego añada 1 gota de Dimetilglioxima.
- Vierta 02 gotas de Cu²⁺ 0,05 M en otro tubo de ensayo, luego añada gota a gota alrededor de 9 gotas de NH₃ (ac) 6 M agitando constantemente.
- Vierta 02 gotas de Ag⁺ 0,05 M en un tubo de ensayo, luego añada 1 gota de HCl 6 M
- Vierta 01 gotas de Zn²⁺ 0,05 M en otro tubo de ensayo, luego añada 1 gota de K₄Fe(CN)₆ 0,1 M.

Resultados:

Rx	Reacción	Color prod.
a)	Fe ³⁺ + KCNS →	
b)	Ni ²⁺ + Dimetilglioxima →	
c)	Cu ²⁺ + NH ₃ →	
d)	Ag ⁺ + HCl →	
e)	Zn ²⁺ + K ₄ Fe(CN) ₆ →	

Experimento N° 2: Algunas características de los halógenos:

- Observar las características del cloro, bromo y yodo. Anotar.
- Observar el color de 10 gotas de cada una de las soluciones acuosas de los halógenos Cl_2 , Br_2 y I_2 , dispuestas para cada uno en tres tubos de ensayo.
- Añadir a cada tubo 7 gotas de CCl_4 , agitar vigorosamente y anotar los sucesos.

Resultados:

Sustancia:	Características
Cloro	
Yodo	
Bromo	

	Tubo 1	Tubo 2	Tubo 3
	Sol. Cl_2	Sol. Br_2	Sol. I_2
Color:			
	+ CCl_4	+ CCl_4	+ CCl_4
Color fase acuosa:			
Color fase orgánica:			

Experimento N° 3: Acidez/basicidad de compuestos tipo E-O-H de los elementos del tercer periodo de la Tabla Periódica:

Proceda como se indica para cada una de las siguientes soluciones acuosas 0,05 M de los compuestos hidroxilados de los elementos del tercer periodo de la T.P.: NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$

- Toque con la punta del frasco gotero (que contiene las soluciones) a un trozo de papel indicador universal que se encuentra en un vidrio de reloj.

- b) Compare el color que toma el papel indicador universal con el patrón de colores de pH que se ha proporcionado y anote el pH respectivo a cada solución.

Resultados:

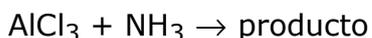
Sustancia:	Grupo del metal	pH
NaOH		
Mg(OH) ₂		
Al(OH) ₃		

Experimento N° 4: Carácter anfótero del Al(OH)₃

- a) Vierta AlCl₃ 0,1 M hasta 1/3 parte de un tubo de ensayo 13x100, que llamaremos tubo A, agregue luego NH₃ (ac) (1:2) gota a gota hasta que se forme precipitado.
- b) Vierta la mitad del contenido del tubo anterior, que llamamos A, en otro tubo de ensayo B.
- c) Al tubo A adicione unas gotas de HCl (1:2) hasta la desaparición del precipitado, mientras que en tubo B adicione unas gotas de NaOH 10% también hasta desaparición del precipitado gelatinoso.

Escriba las ecuaciones químicas:

Resultados:



Tubo A	Tubo B
Producto + HCl →	Producto + NH ₃ →

5. CUESTIONARIO.

1. Describa las principales propiedades generales de los Halógenos, alcalinos y alcalinos térreos.
2. Describa el uso de los halógenos.
3. ¿Cómo varían las propiedades periódicas de los elementos en la tabla periódica?
4. De 03 ejemplos de sustancias anfóteras y cuales son sus propiedades.
5. De ejemplos del uso de los gases nobles.

PRÁCTICA Nº 04

ENLACE QUÍMICO: DETERMINACIÓN DE PROPIEDADES FÍSICAS

1. OBJETIVOS.

- Relacionar la naturaleza del enlace químico de algunas sustancias con sus propiedades físicas como la solubilidad y la conductividad eléctrica.

2. INTRODUCCIÓN.

Las propiedades físicas de las sustancias dependen de las propiedades que presentan sus átomos, moléculas o iones de forma individual y agrupada. La naturaleza de la interacción entre los átomos para formar enlaces interatómicos dará lugar a una disposición espacial determinada que dará origen a enlaces intermoleculares cuya naturaleza determina las propiedades físicas generales que presentan los compuestos.

La estructura química interna de las sustancias influye en sus propiedades, así por ejemplo, el carbono que es un material común y abundante en la tierra que se presenta mayormente en forma de grafito y en menor proporción en otras formas alotrópicas como diamante, futboleno, grafeno. Las estructuras de estas formas elementales del carbono se ilustran en la figura adjunta.

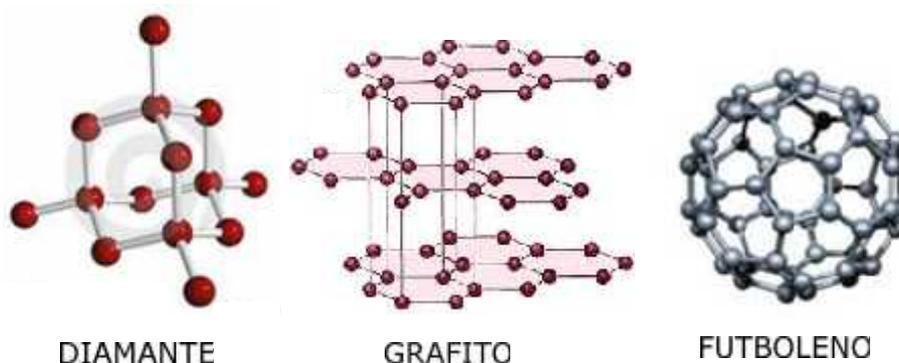


Fig. Nº 01: Estructuras de las formas elementales del carbono: Diamante, Grafito y Futboleno- C_{60} . Las esferas representan los núcleos de carbono.

Los enlaces entre los átomos de carbono ilustrados en las figuras son todos enlaces covalentes C-C, pero el arreglo espacial o estructura es muy diferente en cada caso. La suavidad del grafito así como sus propiedades como conductor eléctrico están asociadas al arreglo laminar de los átomos de carbono. Por otra parte, la dureza y resistencia del diamante están relacionadas con su estructura tridimensional formando una red donde cada átomo de carbono está unido a otros cuatro formando un tetraedro. El futboleno y grafeno son formas del carbono recién descubierta y sus propiedades son asombrosas según la investigación actual.

Una clasificación general de los compuestos químicos basada en el tipo de enlace interatómico que presentan los divide como iónicos, covalentes y metálicos y en esta práctica se intentará relacionar las observaciones experimentales de propiedades como la solubilidad y la conductividad eléctrica de diversos compuestos químicos con la información que se conoce acerca de su enlace químico y estructura.

La solubilidad depende de la naturaleza del conjunto de interacciones intermoleculares en el soluto y el disolvente al formar la disolución (soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente). El tipo de interacciones intermoleculares dependen a su vez de la naturaleza (molecular u iónica) de la estructura del soluto y del disolvente.

Si estas interacciones son semejantes entre soluto y solvente son similares entonces se verá favorecida la solubilidad. Una frase simple que explica la solubilidad de diversos compuestos químicos es: lo semejante disuelve a lo semejante, es decir, un soluto y un disolvente que tengan naturaleza química similar presentarán interacciones intermoleculares de similar energía lo que conducirá a una mayor solubilidad.

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material y equipo.

- 10 Tubos de ensayo con tapón de hule
- 01 Probeta de 50 mL
- 01 Frasco lavador
- 01 Espátula
- 01 Pipeta graduada 5 mL
- 01 Propipeta
- 05 Vasos de precipitado de 50 mL
- 01 Dispositivo para medir el paso de corriente eléctrica (LED, alambre y una pila o batería)
- 01 Vidrio de reloj
- 01 Conductímetro

3.2. Reactivos

- | | | |
|--|--|-----------------------------------|
| 1. NaCl (s) | 6. NaCl (0,1 M) | 11.H ₂ O destilada (l) |
| 2. Urea (s) | 7. MgCl ₂ (0,1 M) | 12.Cloroformo (l) |
| 3. Acido benzoico (s) | 8. KI (0,1 M) | 13.Pentano (l) |
| 4. Naftaleno (s) | 9. Na ₂ SO ₄ (0,1 M) | 14.Moneda |
| 5. Na ₂ SO ₄ (s) | 10.CuSO ₄ (0,1 M) | 15.Punta de grafito |

NOTA: El alumno construirá grupalmente el dispositivo para medir corriente de acuerdo con las indicaciones del docente.

3.3. Procedimiento experimental

Experimento 1: Solubilidad

- a) Etiquetar cinco tubos de ensayo del #1 al #5. Colocar en el tubo de ensayo respectivo aproximadamente 10 mg de las sustancias #1 al #5 de la lista

- de reactivos (no es necesario pesar, basta con medir cualitativamente una punta de espátula).
- b) Agregar 1 mL de agua destilada a cada uno de los tubos de ensayo con las sustancias químicas. Agitar y observar si son solubles en agua.
- c) Para los compuestos que no fueron solubles en agua, colocar aproximadamente 10 mg de la sustancia química en otros tubos de ensayo limpios y secos, y agregar 1 mL de cloroformo. Agitar y observar si se disuelven en cloroformo.
- d) Con las mismas sustancias que no se disolvieron en agua, colocar aproximadamente 10 mg de la sustancia química en otros tubos de ensayo limpios y secos, y agregar 1 mL de pentano. Agitar y observar si se disuelven en pentano.

Resultados:

Tubo:	Sustancia	Solubilidad		
		en agua	en cloroformo	en pentano
1	NaCl (s)			
2	Urea (s)			
3	Ácido benzoico (s)			
4	Naftaleno (s)			
5	Na ₂ SO ₄ (s)			

Experimento 2. Conductividad eléctrica.**1) Conductividad eléctrica en sólidos.**

- a) Con el dispositivo para medir la corriente eléctrica explora si hay conductividad eléctrica tocando con las puntas de alambre diversos materiales sólidos que te encuentres en el laboratorio e incluye al #14 y #15 de la lista de reactivos. Anota tus observaciones utilizando una tabla.

Resultados:

Tubo:	Sustancias sólidas	Conductividad eléctrica		
		buena	poca	mala
1	NaCl			
2	Urea			
3	Ácido benzoico			
4	Naftaleno			
5	Na ₂ SO ₄			
6	Moneda			
7	Punta de grafito			
8				
9				
10				

2) Conductividad eléctrica en líquidos y disoluciones.

Con el dispositivo para medir la corriente eléctrica explora si hay conductividad eléctrica al introducir los electrodos en los siguientes líquidos y disoluciones:

a) Líquidos puros: agua, cloroformo y pentano.

b) Disoluciones de NaCl:

- ✓ 5 mL de la disolución #6
- ✓ Diluciones de concentraciones aproximadas 0,05 M y 0,01 M

En cada caso anota tus observaciones intentando describir cualitativamente cualquier cambio en la intensidad de la luz del diodo (LED).

Resultados:

Tubo:	Sustancias	Conductividad eléctrica		
		buena	poca	mala
1	Agua			
2	Cloroformo			
3	Pentano			
4	NaCl (0,1 M)			
5	NaCl (0,05 M)			
6	NaCl (0,01 M)			

Experimento 3: Conductividad en disoluciones salinas

- Colocar en vasos de precipitados 30 mL de las disoluciones #6 al #10.
- Haciendo uso de un conductímetro (tu profesor te indicará las instrucciones de uso) mide el valor de la conductividad para cada una de las disoluciones del inciso anterior. Anota tus observaciones utilizando una tabla.

Resultados:

Tubo:	Sustancias	Conductividad eléctrica		
		buena	poca	mala
1	MgCl ₂ (0,1 M)			
2	KI (0,1 M)			
3	Na ₂ SO ₄ (0,1 M)			
4	CuSO ₄ (0,1 M)			

4. CUESTIONARIO.

1. Defina los siguientes conceptos: enlace iónico, enlace covalente, enlace metálico.
2. Describa las propiedades generales de los de compuesto iónicos, covalentes y metálicos, y dé un ejemplo de cada tipo de compuesto.
3. Defina el concepto de enlace intermolecular. De ejemplos
4. ¿Qué es la solubilidad?
5. ¿Qué es la conductividad eléctrica?
6. Investigue las propiedades físicas de los compuestos utilizados en la práctica y elabore una clasificación preliminar de los compuestos como iónicos, covalentes y metálicos.
7. Clasifique a los compuestos en sólidos iónicos y sólidos covalentes en base a su solubilidad explicando con detalle los criterios que uso para tal clasificación.
8. ¿Cuál es el efecto de la concentración sobre la conductividad eléctrica?

PRÁCTICA Nº 05

GRUPOS FUNCIONALES INORGÁNICOS

1. OBJETIVO.

- Demostrar la relación que existe entre varias reacciones químicas inorgánicas por medio de reacciones de síntesis.

2. INTRODUCCIÓN.

La función química es un grupo de compuestos que tienen en común una característica que los relaciona. La reacción química es el proceso mediante el cual se expresa de manera breve un cambio químico.

Características de los compuestos inorgánicos:

- **Óxidos.** Están formados por metal y oxígeno. Se caracterizan por ser sólidos y al reaccionar con agua formar hidróxidos por lo que también se llaman óxidos básicos.
- **Anhídridos.** Compuestos formados por un no metal y oxígeno. Son casi siempre gaseosos aunque hay unos sólidos. Al reaccionar con agua producen oxácidos por lo que también son llamados óxidos ácidos
- **Hidruros metálicos.** Compuestos por un metal e hidrógeno.
- **Haluros.** Compuestos formados por un metal y un no metal o por dos no metales, en cualquiera de los dos casos el último no metal lleva valencia negativa. Se reconocen porque no llevan oxígeno ni hidrógeno. Los haluros formados por un metal y un no metal se llaman haluros metálicos aunque también se les llama sales binarias. Los haluros formados por dos no metales se le llaman haluros no metálicos.
- **Hidróxidos o bases.** Compuestos ternarios formados un metal y el radical OH, que se llama hidróxido o hidroxilo. Se caracterizan por ser sólidos con un pH que puede variar de 8 a 14, siendo más fuerte entre más alto sea el número.

Se colorean de rosa con la fenolftaleína, de amarillo con el anaranjado de metilo y el papel tornasol queda azul.

- **Oxácidos.** Ácidos con oxígeno. Están formados por hidrógeno y un radical con oxígeno con valencia negativa. Son cáusticos y corrosivos. Tienen un pH que puede variar de 1 a 6 (entre más bajo más fuerte). Se colorea de rojo con el anaranjado de metilo, queda incoloro con la fenolftaleína y el papel tornasol colorea rojo.
- **Oxisales.** Compuestos formados por un metal de valencia positiva y un radical con oxígeno con valencia negativa. El radical es el mismo que se usa en los oxácidos. Las oxisales derivan de los oxácidos y se caracterizan al igual que los haluros por ser sólidos, de pH neutro (7) y sabor salado.

Existen varios tipos de reacciones

- **De composición o síntesis.** Elementos o compuestos sencillos que se unen para formar un solo compuesto más complejo.
- **De descomposición.** En este tipo de reacción un solo reactivo se convierte en dos o más productos.
- **De simple desplazamiento.** Un elemento reemplaza a otro en un compuesto ocupando su lugar.
- **De doble desplazamiento.** Los iones de un compuesto cambian lugares con los iones de otro compuesto para formar dos sustancias diferentes.
- **De combustión.** Se producen al hacer reaccionar un compuesto orgánico con el oxígeno del aire por medio de calor para producir dióxido de carbono, agua y energía.
- **De neutralización.** Se producen al hacer reaccionar un ácido común con un hidróxido obteniendo una sal y agua.

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material y equipo.

01 Tubo de ensayo	01 Pinzas para crisol
01 Matraz Erlenmeyer de 250 mL	01 Cápsula de porcelana
01 Vaso de precipitado de 50 mL	02 Papel tornasol azul
01 Probeta de 5 mL	01 Agitador
01 Cucharilla de combustión	01 Tapón de hule
01 Mechero bunsen	01 Gotero
01 Gradilla	01 Tela de alambre con asbesto
01 Lentes de seguridad	01 Triángulo de porcelana
01 Frasco lavador	01 Papel filtro
01 Trípode	

3.2. Reactivos

Azufre en polvo

Cinta de magnesio (20 cm)

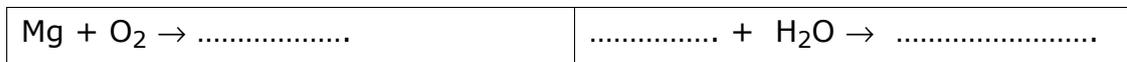
Indicador de Fenolftaleína (solución alcohólica al 1%)

3.3. Procedimiento experimental.

Experimento 01: Preparación de hidróxido de magnesio.

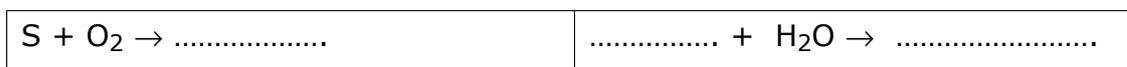
- Sosteniendo la cinta de magnesio con las pinzas para crisol, quemarlo hasta obtener una ceniza blanca.
- Dejar caer la ceniza blanca en un vaso de precipitado que contenga 20 mL de agua destilada y agitar con el agitador. Dejarlo aparte por un momento.
- Anotar sus observaciones. Proponga la ecuación química para cada caso.

Resultados:



Experimento 02: Preparación del ácido sulfuroso.

- Llenar una cucharilla de combustión con azufre (0,5 gramos) y quemarlo en el mechero de bunsen.
- Introducir el azufre prendido en un matraz Erlenmeyer, que debe contener 100 mL de agua destilada. Cuidar que la cucharilla de combustión no toque el agua.
- Dejar que el matraz se llene del humo blanco y cuando la llama del azufre se apague, tomar el matraz por al cuello y sin destaparlo agitar en forma circular hasta que todo el anhídrido se disuelva.
- Destapar el matraz para determinar el pH del ácido formado, utilizando una tira de papel tornasol azul.
- Anotar sus observaciones. Proponga la ecuación química para cada caso.

Resultados:**Experimento 03: Reacción del hidróxido de magnesio y el ácido sulfuroso.**

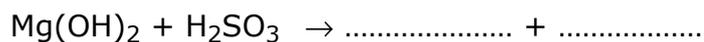
- Tomar 2 mL de la solución de hidróxido de magnesio preparado en el experimento 01, que está en el vaso de precipitados y colocarlas en una cápsula de porcelana limpia, añadirle 2 gotas de fenolftaleína.
- Tomar la solución de ácido sulfuroso preparado en el experimento 02, que está en el matraz Erlenmeyer con el gotero e ir agregando gota a gota sobre la solución de hidróxido de magnesio agitando constantemente hasta que se observe que el color desaparece.
- Evaporar el agua de la solución que hay en la capsula de porcelana, colocando ésta en un triángulo de porcelana y utilizando el mechero de bunsen hasta que quede un residuo sólido.
- Si observa un color rosado, retire el mechero y agregue unas gotas más de ácido sulfuroso y con las pinzas agite suavemente y a continuación ponga el mechero y siga con la evaporación hasta sequedad.
- Anotar sus observaciones. Proponga la ecuación química.

Resultados:

..... + →+

4. CUESTIONARIO.

1. Complete la ecuación de la reacción y balancee.



2. ¿Qué carácter (ácido, básico o neutro) tienen los productos de la reacción anterior?
3. Explique como una función de la fórmula puede identificar un ácido, una base y a una sal.
4. ¿Cuál es el nombre de la sustancia quedó en el residuo de la cápsula de porcelana después de la evaporación?
5. Mediante un gráfico o diagrama, muestre como se obtienen las principales funciones químicas inorgánicas.

PRÁCTICA Nº 06

REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

1. OBJETIVOS.

- Familiarizar al estudiante con las reacciones químicas más comunes.
- Demostrar cualitativamente que la solubilidad de las sustancias dependen de la temperatura.
- Preparar soluciones de reactivos con concentración conocida.

2. INTRODUCCIÓN.

Las disoluciones, la de nitrato plumboso y la de yoduro de potasio, al ponerse en contacto forman de inmediato un precipitado de color amarillo intenso. Este compuesto es mucho más soluble en caliente que en frío. Si se calienta el vaso donde se ha formado la reacción, el precipitado prácticamente se disuelve y al enfriarse vuelve a precipitar en forma de escamas brillantes, llamada "lluvia de oro", que al iluminarlas dan un brillo intenso.

El plomo y sus compuestos son de interés en diferentes aplicaciones: baterías ácidas de plomo, pinturas y pigmentos, fabricación de vidrios ópticos, etc. Aunque se trata de un elemento tóxico, la tendencia aplicada en otros sistemas de buscar un sustituto cuyos productos tengan propiedades similares y sean menos contaminantes no es posible. Por esta razón se aconseja el desarrollo de procesos que minimicen la producción de residuos.

La fácil obtención de Pb de sus sales es un proceso bien conocido y numerosos experimentos se han descrito para ilustrar el crecimiento de cristales de Pb a partir de estas disoluciones. El método empleado en la práctica permite obtener grandes glóbulos de Pb en apenas un minuto.

Los glóbulos de 1-3 cm de diámetro permanecen flotando durante un tiempo prolongado.

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material y equipo.

01 Varilla de vidrio	Papel de filtro
01 Vaso de precipitados de 250 mL	Espátula
01 Probeta de 25 mL	Embudo Buchner o placa filtrante
02 Vasos de precipitados de 100 mL	Termómetro
01 Probeta de 10 mL	Cono de Goma
01 Kitasato	Frasco Lavador
01 Vidrio de reloj	Balanza
02 Pipeta Pasteur	Placa calefactora
01 Embudo de vidrio	Estufa
01 Tubo de ensayo	Trompa de vacío
02 Matraces aforados de 100 mL	Frasco Lavador
	Sistema de vacío

3.2. Reactivos.

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,05 M)

KI (0,12 M)

NaOH (4 M)

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,1 M)

Gránulos de Aluminio o papel de aluminio o alambres de aluminio

3.3. Procedimiento experimental.

Experimento N° 1: Obtención del Yoduro de Plomo (II) (PbI_2)

- a) Se miden en una pipeta 10 mL de disolución de nitrato de plomo (II) 0,05 M y se echan en un vaso de precipitados, con una probeta se miden 20 mL de agua destilada y se añaden al vaso de precipitados.

- b) Se miden con una pipeta 6 mL de la disolución de yoduro de potasio 0,12 M, que también se añaden al mismo vaso de precipitados: inmediatamente aparece un voluminoso precipitado amarillo.
- c) Se calienta agitando el vaso hasta ebullición y disolución del precipitado.
- d) Se filtra en caliente en embudo cónico sobre un Erlenmeyer que ha contenido agua hirviendo (para calentarlo).
- e) Al terminar la filtración, en el filtrado puede haber reaparecido el precipitado, entonces se añaden 3 ó 4 mL más de agua destilada y se calienta de nuevo hasta redisolución de todo el precipitado, dejándolo luego enfriar en baño de hielo, observando la "lluvia de oro".
- f) Pesar un papel de filtro y filtrar los cristales formados.
- g) Dejar secar los cristales y luego pesar.

Resultados:

Peso cristales PbI_2 + papel =

Peso de papel =

Peso de cristales = _____

Reacción química:

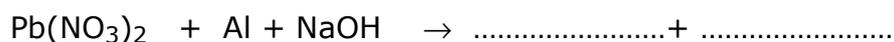
**Experimento N° 2: Plomo en glóbulos.**

- a) En un vaso de 100 mL se tratan 25 mL de disolución 0,1 M de nitrato de plomo (II) con 25 mL de disolución de hidróxido de sodio 4 M, de manera que el hidróxido de plomo (II) inicialmente precipitado se disuelve en el exceso de sosa.
- b) La disolución se calienta a 60-80° C
- c) Se añade un gránulo de aluminio (3-4 mm, 40-60 mg) (si no se dispone de gránulos de aluminio, se obtienen resultados similares con pelotitas hechas de papel o alambre de aluminio). Inmediatamente se forman glóbulos grises esferoidales que flotan y eventualmente se van al fondo. La adición de más

aluminio conduce a la formación de más glóbulos, hasta que la mayor parte del plomo se consume. (La utilización de un alambre de aluminio de 1 mm de diámetro y unos 50 mm de longitud da lugar a la formación de "serpientes nadadoras").

Resultados:

Reacción química:



4. CUESTIONARIO.

1. Escribe las ecuaciones de las reacciones que se producen.
2. ¿Qué es un precipitado?
3. Por qué se añade doble volumen de un reactivo que del otro.
4. Con el peso de ioduro de plomo obtenido y las concentraciones de los reactivos utilizados calcular rendimiento del proceso de obtención del ioduro de plomo.
5. Indica alguna aplicación del Pb y/o sus compuestos.
6. ¿Por qué el plomo es un elemento tóxico?

PRÁCTICA Nº 07

RECRISTALIZACIÓN Y DETERMINACIÓN DEL AGUA DE CRISTALIZACIÓN DEL $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

1. OBJETIVOS.

- Purificar el sulfato de cobre (II) mediante recristalización.
- Determinar el número de moles de agua de cristalización.

2. INTRODUCCIÓN.

La **recristalización** es uno de los métodos utilizados en la purificación de sustancias sólidas. Con frecuencia implica la disolución de una sustancia impura en un disolvente caliente y a continuación la cristalización del sólido por enfriamiento de la disolución.

La elección del disolvente debe estar condicionada por la solubilidad tanto del sólido a purificar como de las impurezas que contenga, de forma que el primero presente gran incremento de solubilidad con la temperatura, para que las pérdidas sean mínimas. En cuanto a las impurezas, éstas deben ser insolubles, en cuyo caso se separan por filtración de la disolución caliente, o muy solubles pues entonces quedarán en la disolución al enfriar ésta.

En la recristalización se seguirán los pasos que a continuación se indican:

- 1. Preparación de la disolución:** Se colocará el sólido en un matraz Erlenmeyer y se añadirá el disolvente poco a poco, agitando y calentando hasta la total disolución de la sustancia.
- 2. Filtración de la disolución caliente:** Si no hay impurezas insolubles puede saltarse este paso. Si no es así, se filtra por gravedad con un papel de filtro en un embudo de vástago corto dentro de un vaso de precipitados. Para evitar la precipitación del sólido en el embudo, se calentará éste

previamente en un horno, en una estufa o mediante un baño adecuado (embudo de filtración en caliente).

3. Enfriamiento: La disolución se enfriará lentamente hasta temperatura ambiente para originar la formación de cristales del producto de tamaño adecuado que puedan ser filtrados.

4. Filtración de la suspensión fría: El producto recristalizado se separa de la filtración a vacío.

Cuando toda la sustancia ha sido trasvasada al embudo, los cristales se presionarán en el filtro con una espátula o varilla mientras se aplica el vacío, con lo que se elimina la mayor parte de la disolución.

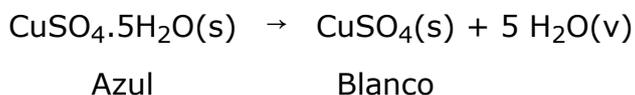
5. Lavado: La disolución que queda retenida entre los cristales, se elimina cortando el vacío, añadiendo un pequeño volumen de disolvente frío, agitando la masa húmeda con la espátula o la varilla y aplicando nuevamente el vacío. Esta operación debe repetirse varias veces.

6. Secado: Luego de secar los cristales tanto como se pueda en el filtro por aplicación de vacío, se pasan a un vidrio de reloj o trozo grande de papel de filtro y se llevan a un lugar ventilado o estufa, a fin de conseguir un completo secado.

En un compuesto los elementos están presentes en relaciones en peso definidas. Esto se conoce como Ley de las Proporciones Definidas (Ley de Prust). Para comprobar esta ley realizaremos la transformación de un compuesto hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) en el compuesto anhidro (CuSO_4).

Los **hidratos** son compuestos que tienen un número específico de moléculas de agua unidas a ellos. Por ejemplo, en su estado normal, cada unidad de sulfato de cobre (II) tiene cinco moléculas de agua asociadas con él. El nombre para este compuesto es sulfato de cobre (II) pentahidratado, y su fórmula se escribe como $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento. Cuando esto ocurre, el compuesto resultante es CuSO_4 , que suele denominarse sulfato de cobre (II) anhidro; la palabra "anhidro" significa que el compuesto ya no tiene moléculas de agua unidas a él.

En este experimento calentamos una cantidad pesada de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, hasta que el agua de cristalización se elimine quedando un residuo de sal anhidra. Esta transformación puede representarse por la siguiente ecuación:



La diferencia en peso entre el hidrato y la sal anhidra es igual al peso de agua contenida en la sal hidratado. El porcentaje de agua experimental es fácilmente calculado por medio de la expresión:

Peso de agua perdido = Peso sal hidratada – Peso sal anhidra

$$\% \text{ de agua experimental} = \frac{\text{peso de agua perdido}}{\text{peso de muestra original}} \times 100$$

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material y equipo.

01 Vidrio de reloj	01 Placa calefactora
01 Varilla de vidrio	01 Soporte metálico
01 Vaso de precipitados de 100 mL	01 Nuez
01 Probeta de 10 mL	01 Aro metálico
01 Embudo de filtración	01 Frasco lavador
01 Cristalizador	02 Papel de filtro
01 Crisol de porcelana	01 Balanza

3.2. Reactivos.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ puro

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ impuro

Agua destilada

3.3. Procedimiento experimental

Experimento 01: Recristalización del sulfato de cobre (II)

- En un vaso de precipitado de 100 mL se calientan 10 cm^3 de agua hasta temperatura cercana a su ebullición (evítese que se pierda mucha agua por ebullición) y se le añaden unos 5 g de sulfato de cobre impuro pulverizado (anotar el peso exacto).
- Se agita hasta total disolución del sólido, calentando periódicamente para impedir que la disolución se enfríe.
- Una vez que todo el sulfato se ha disuelto, se filtra a través de un embudo de filtración de vástago corto en caliente.
- La disolución filtrada se recoge en un cristizador y se deja enfriar a temperatura ambiente. Los cristales que se forman al cabo de un cierto tiempo, se separan de la disolución sobrenadante filtrándose sobre un embudo büchner (pesar previamente el papel de filtro).
- Se pesa y se seca el producto obtenido.

Resultados:

Peso muestra impura	$m_1 =$
Peso de papel filtro	$m_2 =$
Peso de papel filtro y cristales seco	$m_3 =$
Peso de cristales	$m_4 = m_3 - m_2 =$

Cálculos:

Determinar el rendimiento de la operación.

Experimento 02: Determinación de la composición de un compuesto

- Lavar bien un crisol con tapa, secar y calentar durante cinco minutos, enfriar a temperatura ambiente y pesarlo cuidadosamente (M_1).

- b) Una vez pesado, colocar en él unos 5 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ pulverizado, anotar el peso exacto del conjunto (M_2).
- c) Coloque el crisol sin tapa sobre el triángulo de porcelana que debe estar en la parte superior del mechero (radiador), ver figura N° 01, y sométalo a calentamiento moderado hasta que la sal presente color blanco.
- d) Retirar el crisol, colocar la tapa y dejar enfriar a temperatura ambiente (use desecador) y pesar cuidadosamente el conjunto (M_3).
- e) Quite la tapa, calentar nuevamente el crisol con la sal anhidra durante cinco minutos y pesarlo nuevamente después enfriado (M_3).
- f) Comparar el resultado con el anterior. Repetir la operación hasta que las pesadas sean coincidentes.

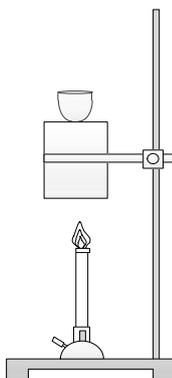


Fig. N° 01. Montaje de equipo para deshidratar una sal.

Resultados:

Peso crisol vacío	$M_1 =$
Peso de crisol y muestra hidratada	$M_2 =$
Peso crisol y muestra anhidra (1)	$M_3 =$
Peso crisol y muestra anhidra (2)	$M_3 =$
Peso crisol y muestra anhidra (3)	$M_3 =$

Cálculos:

Peso de la muestra hidratada	$M_4 = M_2 - M_1 =$
Peso de la muestra anhidra	$M_5 = M_3 - M_1 =$
Peso del agua de cristalización	$M_6 = M_4 - M_5 =$
Moles de agua	
Moles de CuSO_4	
Fórmula del Compuesto $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	
% de agua en la muestra	

El porcentaje de agua obtenido en el compuesto hidratado compararlo con el porcentaje teórico.

4. CUESTIONARIO.

1. ¿Por qué se pulveriza el sulfato de cobre al iniciar la operación?
2. ¿Por qué se realiza la filtración en caliente?
3. ¿Qué se queda retenido en el papel de filtro?
4. ¿Se podría secar el producto final en la estufa? En caso afirmativo, ¿en qué condiciones?

PRÁCTICA Nº 08

ESTEQUIOMETRÍA

1. OBJETIVOS.

- Determinar el porcentaje de rendimiento de una reacción química.
- Determinar la cantidad de KCl obtenido en la descomposición catalítica por calentamiento del KClO_3

2. INTRODUCCIÓN.

La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa entre los elementos químicos o sustancias químicas implicadas en una reacción química.

La estequiometría es una herramienta indispensable en la química y comprende problemas diversos sobre mediciones, determinaciones y evaluaciones de procesos químicos. Así por ejemplo, la medición de la concentración de ozono en la atmósfera, determinación del rendimiento potencial de oro a partir de una mena, etc.

La estequiometría se sustenta en leyes ponderales y volumétricas. En una reacción química se producen modificaciones en las sustancias iniciales, denominados reactantes, para dar lugar a otras sustancias denominados productos. Estas modificaciones se producen mediante ruptura de enlaces y formación de otros enlaces, desplazamiento de electrones, pero los átomos se conservan, esto se conoce como la ley de conservación de la masa.

Las reacciones químicas se representan mediante las ecuaciones químicas y estos deben estar debidamente ajustadas (balanceadas) y esto se logra aplicando la ley de conservación de la masa, que para las ecuaciones químicas indica que los átomos no se crean ni se destruyen, por lo tanto el número de

átomos de cada elemento en cada lado de la ecuación deben ser iguales. Así por ejemplo:



En una ecuación balanceada los coeficientes colocados delante de las fórmulas, también se llaman coeficientes estequiométricos e indican la proporción de cada especie química involucrada (que pueden ser átomos, iones o moléculas).

En muchos de los casos, las sustancias reaccionantes no están en proporción estequiométrica. La reacción se detiene tan pronto cuando se haya consumido la totalidad de uno de los reactantes. La sustancia que se consume primero se denomina reactivo limitante.

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material y equipo.

01 Tubo de ensayo con brazo lateral	01 Mechero bunsen
01 Vaso de precipitados de 250 mL	01 Rejilla
01 Pipeta volumétrica de 10 mL	03 Papel filtro
01 Embudo de vástago corto	01 Aro con nuez
01 Vaso de precipitados de 100 mL	01 Soporte universal
01 Tubo de ensayo de 16x150	01 Pinza tres dedos con nuez
01 Balanza analítica	01 Tubo en L con manguerita de goma
01 Desecador	

3.2. Reactivos

KClO ₃ (s)	Na ₂ CO ₃ (0,2 M)
MnO ₂ (s)	AgNO ₃ (0,1 N) en gotero
BaCl ₂ (0,2 M)	K ₂ CrO ₄ (1 M) en gotero

3.3. Procedimiento experimental

Experimento N° 1:

Determinación del rendimiento de una reacción química con formación de precipitado.

- Vierta 10 mL de solución acuosa de BaCl_2 0,2 M en un vaso limpio y seco de 250 mL, haciendo uso de una pipeta de Mohr (o una pipeta volumétrica), lavar la pipeta y luego vierta 10 mL de solución acuosa de Na_2CO_3 0,2 M.
- Mida la masa del papel de filtro suministrado.
- Filtre y lave el precipitado formado.
- Coloque el papel filtro con el precipitado sobre la rejilla que debe estar sobre el radiador (Figura N° 01) y proceda a secarlo, teniendo cuidado de no quemar el papel.
- Deje enfriar unos 5 min en un desecador y mida la masa del papel filtro con el precipitado seco. Repita el proceso de calentamiento, enfriamiento hasta que la masa sea constante.

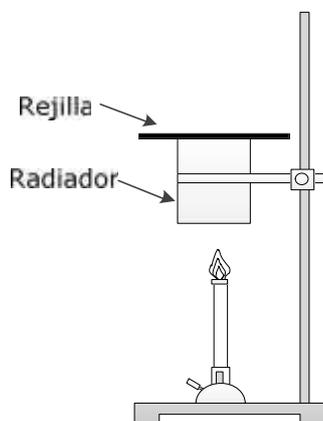


Fig. N° 01. Montaje de equipo para deshidratar una sal.

Resultados:

Ecuación química:



Peso papel filtro + precipitado (seco) = _____

Peso papel filtro = _____

Peso de precipitado = _____

Cálculos:

Usando la ecuación química balanceada determine el peso teórico de producto a obtener. Y luego determine el porcentaje de rendimiento del producto obtenido.

Experimento N° 2:

Reacción química con liberación de gas e identificación de los productos de la reacción.

- a) Mida la masa de un tubo de ensayo con brazo lateral limpio y seco.
- b) Agregue alrededor de 1 g de KClO_3 y viértalo cuidadosamente en el tubo con brazo lateral, mida la masa nuevamente del sistema.
- c) Adicione alrededor de 0,1 g de MnO_2 al sistema preparado en el inciso anterior y mida la masa nuevamente.
- d) Mezcle los sólidos adicionados agitando convenientemente el tubo de ensayo y arme el equipo de la figura N° 02.
- e) Calentar hasta que no observe el burbujeo generado por la reacción de descomposición catalítica del KClO_3 .
- f) Cuantifique el KCl obtenido haciendo uso de AgNO_3 0,1 N.
 - 1) Adicione alrededor de 20 mL de agua al tubo de ensayo con brazo lateral que contiene el KCl y disuélvalo, luego elimine el MnO_2 por filtración, enjuague. Mida el volumen de la solución.
 - 2) Pipetee 0,5 mL de la solución obtenida a un tubo de ensayo de 16x150.
 - 3) Adicione 3 gotas de K_2CrO_4 1 M a la solución de (2) y agite.
 - 4) Agregue nitrato de plata gota a gota, anotando el número de gotas de la solución de AgNO_3 0,1 N, agitando luego de cada adición, hasta

cambio permanente (color rojo ladrillo). Cada gota equivale a 0,05 mL.

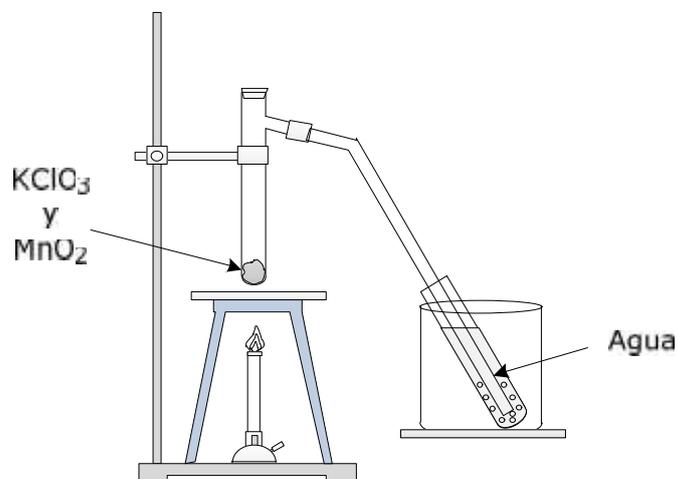


Fig. Nº 02. Montaje de equipo para recolectar producto gaseoso.

Resultados:

Peso tubo =	
Peso de tubo + KClO ₃ =	
Peso de tubo + KClO ₃ + MnO ₂ =	
Peso de la mezcla después del calentamiento =	
Peso de oxígeno desprendido =	

Cuantificación del KCl:

Volumen total de solución de KCl =	
# gotas de AgNO ₃ 0,1 N =	
# gotas total de AgNO ₃ 0,1 N =	
Volumen total de AgNO ₃ 0,1 N =	

Cálculos:

Realice los cálculos estequiométricos para determinar la masa de KCl obtenido.

Determinar el rendimiento de desprendimiento de oxígeno.

Determinar el rendimiento de obtención de KCl.

4. CUESTIONARIO.

1. Investigar los diferentes tipos de reacción:

- a) Combinación o adición
- b) Descomposición
- c) Simple desplazamiento o simple sustitución
- d) Doble desplazamiento o doble sustitución
- e) Redox
- f) Neutralización
- g) Endotérmica
- h) Exotérmica

2. Investigar las leyes ponderales:

- a) Ley de conservación de la masa
- b) Ley de las proporciones constantes y definidas
- c) Ley de las proporciones recíprocas
- d) Ley de las proporciones múltiples

PRÁCTICA Nº 09

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

1. OBJETIVO.

Conocer las operaciones de preparación de una disolución y dilución.

2. INTRODUCCIÓN.

La preparación de una disolución se puede hacer por disolución o por dilución. Por **disolución**, se prepara disolviendo una determinada cantidad de soluto, en un determinado volumen de disolvente, realizados los cálculos adecuados se disuelve el soluto en un mínimo de agua, en un vaso de precipitados, se trasvasa a un matraz aforado (fiola) y se diluye con agua destilada hasta completar el volumen de disolución. Por **dilución**, se prepara agregando el disolvente a una disolución de concentración conocida. Se mide el volumen adecuado de la disolución concentrada, se trasvasa a un matraz aforado y se diluye con agua destilada hasta completar el volumen de disolución.

3. SECCIÓN EXPERIMENTAL.

3.1. Material y equipo.

01 Probeta de 100 mL	01 Varilla de vidrio
02 vasos de precipitados de 250 mL	01 Vidrio de reloj
01 Probeta de 100 mL	02 Espátula
02 matraces aforados de 100 mL	01 Frasco Lavador
01 matraz aforado de 50 mL	01 Balanza

3.2. Reactivos:

CaCl₂ (s)

Na₂CO₃ (s)

3.3. Procedimiento experimental

Cálculos previos:

- 1) Calcula la cantidad de carbonato de sodio sólido que es necesario utilizar para preparar 100 mL de una disolución 0,5 M.
- 2) Calcula la cantidad de cloruro de calcio que es necesario utilizar para preparar 100 mL de una disolución 1,0 M.
- 3) Calcula el volumen de una disolución de 0,5 M de carbonato de sodio que es necesario utilizar para preparar 50 mL de una disolución 0,1 M.
- 4) Calcula el volumen de una disolución de 1,0 M de cloruro de calcio que es necesario utilizar para preparar 100 mL de una disolución 0,2 M.

Resultados:

Solución	Concentración	Volumen	Masa de soluto
Na ₂ CO ₃	0,5 M	100 mL	
CaCl ₂	1,0 M	100 mL	

Solución	Concentración Sol. dil.	Volumen Sol. dil.	Volumen Sol. conc.
Na ₂ CO ₃	0,1 M	50 mL	
CaCl ₂	0,2 M	100 mL	

Experimento 1: Preparación de una disolución con soluto sólido.

- a) Se pesan los gramos de soluto calculados, en un vidrio de reloj y se pasan a un vaso de precipitados, enjuagando el vidrio de reloj con agua destilada. Se añade agua destilada al vaso de precipitados para disolver el soluto, revolviendo con una varilla de vidrio, teniendo en cuenta que el volumen de agua añadida debe ser **inferior** al volumen total de disolución a preparar.
- b) Se vierte la disolución anterior en el matraz aforado del volumen adecuado, enjuagando el vaso y la varilla, recogiendo todo en el matraz aforado y se enrasa hasta el aforo.

- c) Se tapa el matraz y se agita para homogeneizar la disolución.
- d) Trasvasar el contenido a un frasco limpio y seco y etiquetar.

Experimento 2: Preparación de una disolución por dilución.

- a) Se extrae con una pipeta volumétrica el volumen calculado de disolución concentrada necesario para preparar la disolución diluida y se deposita en el matraz aforado de volumen requerido en el que previamente habíamos puesto agua destilada.
- b) Se agrega agua destilada hasta el enrase y se homogeniza la disolución.
- c) Trasvasar el contenido a un frasco limpio y seco y etiquetar.

4. CUESTIONARIO.

- 1) ¿Por qué no se utiliza una probeta para preparar las disoluciones?
- 2) Cuando se prepara una dilución, ¿la solución concentrada debe ser medida con una probeta graduada o una volumétrica?
- 3) ¿Cuáles son las unidades químicas de concentración?
- 4) Proponga un problema con cada unidad química de concentración y resuélvela.
- 5) Si se tiene 300 mL de una solución de NaOH 0,2 M y se desea que su concentración aumente a 0,3 M. ¿Cuántos mL de agua se debe evaporar?

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.

1. CERVANTES N. (2009), Manual pedagógico de prácticas de química general en microescala. 3ra ed. Universidad Iberoamericana. México D.F.
2. CARRILLO M. (2002), Microescala–Química general, Manual de laboratorio. Pearson Educación, México.
3. DE FEX, R. (2000), Manejo de sustancias químicas (SURATEP), Litotipo Ltda., Medellín
4. MORALES C., FLORES J., BENITES W. (2013), Guía de Laboratorio de química I, Facultad de Ingeniería Química y Textil (UNI), Lima.
5. PETRUCCI R. H., HARWOOD W. S., HERRING F. G., (2003), Química General, 8ª ed.; Prentice Hall.
6. RAMÍREZ M., MANZANERA B. (2011), Manual de Prácticas de Laboratorio de Química Inorgánica. Instituto Tecnológico de Chihuahua, México.
7. UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE COMPOSTELA. Manual de laboratorio de Química General.
Recuperado de:
(<http://www.usc.es/estaticos/servizos/spri/normalumlab.pdf>)

VIDEOS:

1. Seguridad en el Laboratorio (MERCK)
www.youtube.com/watch?v=X09tFwCCssY
2. Normas de Bioseguridad
www.youtube.com/watch?v=tXt7Zs5GBMw
3. Residuos Sólidos Hospitalarios
www.youtube.com/watch?v=SFVeMauYIek&ebc=ANyPxKrKRyza530L60W97WtEpsqhws9bicYaMHAOuDklsystwxcJvjv_iWgktd5i3xY_CWJaubdctU2omttwlNVst7GxtFLO2A

ANEXO 01

REDACCIÓN DEL INFORME DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO:

CARÁTULA

I. OBJETIVOS (2 pto.)

1.1. Objetivo General (uno solo)

1.2. Objetivos Específicos (dos o más de acuerdo a los experimentos realizado en la práctica)

II. INTRODUCCIÓN (1 pto.)

III. MARCO TEÓRICO (sobre el tema de la práctica y sirve de apoyo para la discusión de resultados) (3 ptos.)

IV: MARCO EXPERIMENTAL (6 ptos.)

4.1. Materiales y equipos (Dar una relación de los que fueron empleadas en la práctica)

4.2. Reactivos (Nombre, fórmula, concentración)

4.3. Procedimiento experimental.

(Para cada experimento realizado)

- Procedimiento (redactado en pasado)
- Esquemas.
- Observaciones, resultados, cálculos, etc.
- Discusión de resultados.

V. CONCLUSIONES (responden a los objetivos específicos) (2 pto.)

VI. CUESTIONARIO (Dado en la práctica)(4 ptos.)

VI. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS (citadas en formato APA) (1 pto.)

VII. ANEXOS (Tablas, gráficos, etc. que sirven de apoyo al informe con sus respectivas descripciones) (1 pto.)