

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA
FACULTAD DE CIENCIAS
UNIVERSIDAD DEL BÍO-BÍO

GUÍA DE LABORATORIO QUÍMICA DE LOS MATERIALES (210022) INGENIERÍA EN CONSTRUCCIÓN



2025

NOMBRE ALUMNO:

SECCIÓN :

INSTRUCCIONES GENERALES DE LABORATORIO

1. Los alumnos deben presentarse al laboratorio con el siguiente material:

- un delantal blanco
- un cuaderno de 40 hojas para anotar los datos experimentales y sus observaciones
- guía de laboratorio
- una caja de fósforos o un encendedor
- un paño de aseo

2. El trabajo de laboratorio será evaluado a través de un test (al inicio) y un informe (al final), contribuyendo ambas evaluaciones con el mismo porcentaje a la nota final de laboratorio.

3. La materia a controlar en los test e informes comprende la parte experimental a ensayar y los conceptos teóricos vertidos en cada práctico de esta guía.

4. Con respecto al material de laboratorio, los alumnos deberán considerar lo siguiente:

- Observar atentamente las etiquetas de los frascos de reactivos antes de usarlos, Taparlos y luego dejarlos en su lugar correspondiente.
- No devolver nunca restos de reactivos a los frascos, (sólidos o líquidos). No introducir en ellos espátulas o cucharillas sin asegurarse que estén completamente limpios.
- No introducir pipetas a frascos que contengan reactivos líquidos o en solución. Sacar un volumen de reactivo en un vaso de precipitado o en un tubo de ensayo y medir desde allí con la pipeta el volumen deseado.
- Para la eliminación de residuos líquidos y/o sólidos, utilizar los recipientes destinados a tal fin.

5. Respecto a la asistencia al laboratorio:

- El laboratorio tiene una hora determinada de inicio no aceptándose alumnos atrasados
- La asistencia al laboratorio es de un 100% de los trabajos programados.
- En caso eventual de inasistencia, **ésta deberá ser justificada con el profesor del grupo de laboratorio en un plazo no superior a 48 horas hábiles desde la inasistencia a dicho laboratorio, mediante una fotocopia del certificado médico presentado al Servicio de Salud Estudiantil, u otro documento que justifique su inasistencia.**

6. Durante el desarrollo del laboratorio el alumno deberá observar un comportamiento correcto, seguir las instrucciones dadas y consultar al profesor o al ayudante a cargo del práctico cualquier duda referente a la manipulación o uso de un equipo o reactivo determinado.

7. Durante el desarrollo del práctico, está prohibido el uso de aparatos de música y celulares. Si está permitido el uso de calculadora.

MATERIAL DE LABORATORIO

1. De vidrio

A. Para contener líquidos

Tubo de ensayos
Vaso de precipitados
Matraz Erlenmeyer

Matraz de fondo plano
Balón

Matraz Kitasato
Frascos

USO

Contener líquidos, efectuar reacciones
Contener líquidos, efectuar reacciones y calentar.
Contener líquidos en las titulaciones, efectuar reacciones.
Contener líquidos, efectuar reacciones y calentar.
Calentar líquidos y conectar a equipos. Ejemplo: Destilación.
Filtración con succión
Contener y guardar soluciones y reactivos

B. Para medir volúmenes

Pipeta parcial
Pipeta total
Bureta
Matraz aforado
Probeta

Medir distintos volúmenes
Medir un volumen fijo con exactitud
Medir diferentes volúmenes con exactitud
Medir volúmenes exactos al preparar soluciones
Medir volúmenes aproximados

C. Otros

Vidrio reloj

Termómetro
Refrigerante
Trompa de agua

Embudo Cónico
Embudo de decantación
Desecador

Bagueta o varilla de vidrio

Contener muestras a ensayar y como tapa para vasos, cápsulas y otros.
Medir temperatura
Condensar vapores en destilación
Succión de gases para disminuir presión en filtración con succión.
Trasvasar y filtrar líquidos
Separar líquidos no miscibles de distinta densidad
Secar muestras bajo 100°C hasta temperatura Ambiente.
Agitar soluciones y recolectar precipitados

2. De Fierro

Soporte Universal
Trípode
Rejilla con asbesto

Triángulo
Mechero Bunsen
Pinzas para crisoles
Pinza para matraces

Argolla con tornillo

Soporte de pinzas para armar equipos
Soporte de rejillas para calentar con mechero
Soporte de recipientes para calentamiento homogéneo.
Soporte de crisoles para calentar
Fuente de calor
Coger crisoles, cápsulas, etc., a altas temp.
Sostener matraces y conectar a un soporte universal
Sostener embudos u otros y conectar a soporte

3. De Porcelana

Cápsula
Crisol
Mortero
Embudo Büchner

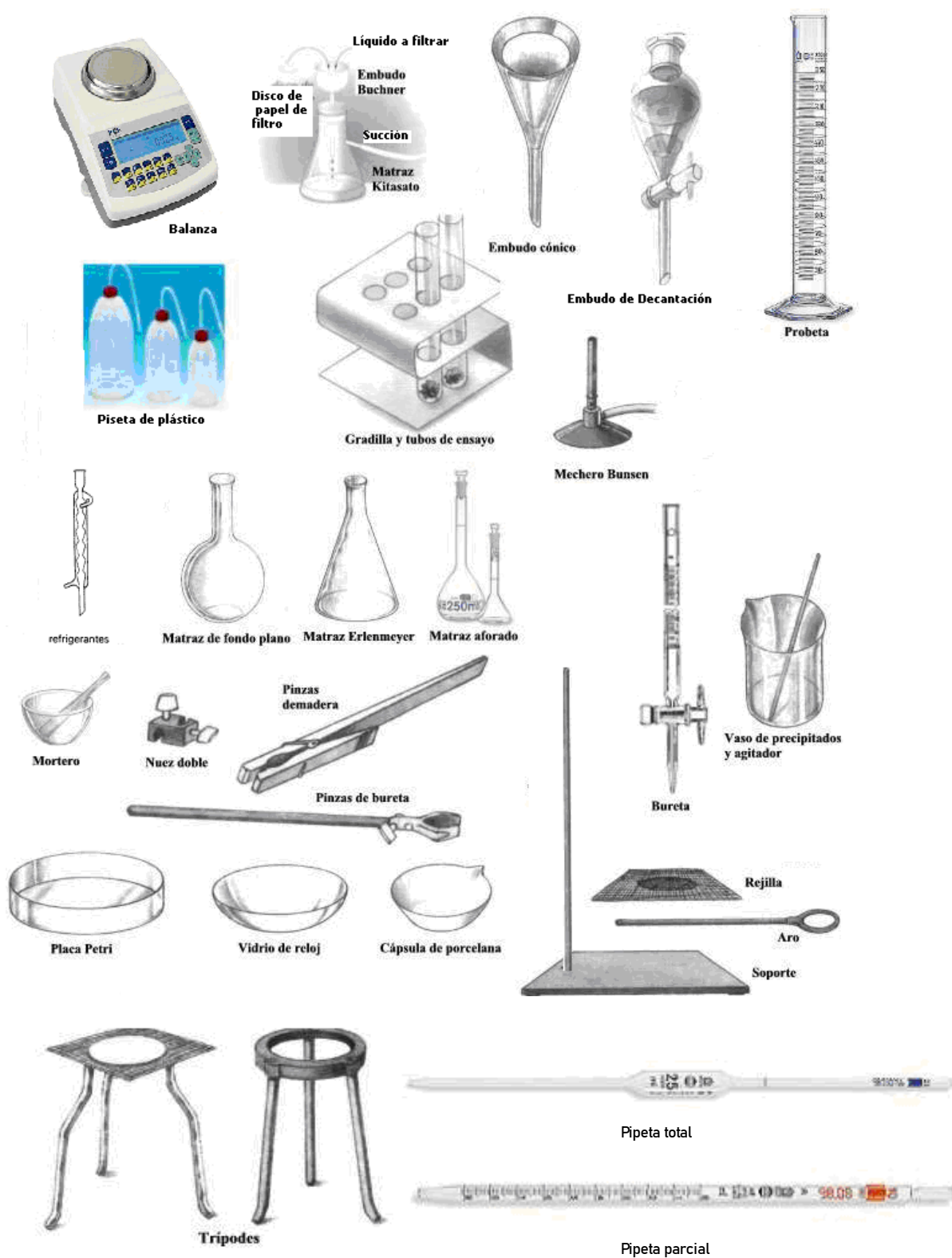
Calentar y secar sustancias
Calentar y calcinar sustancias
Triturar muestras
Filtrar con succión

4. Otros

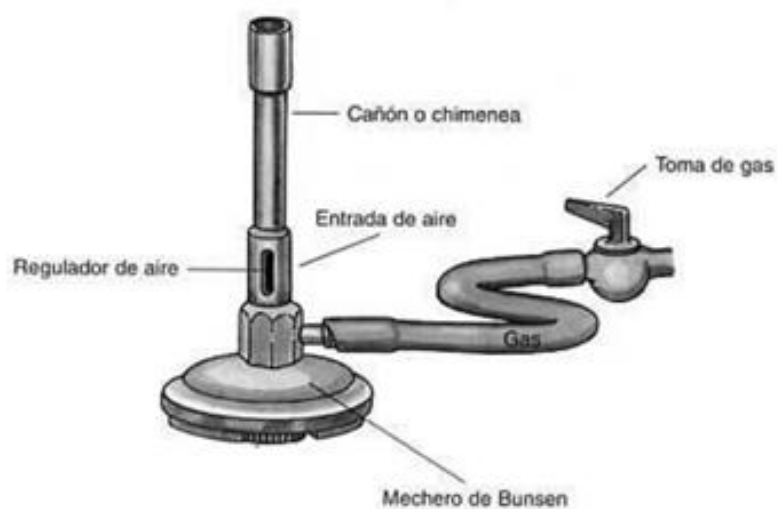
Pinza de madera
Gradilla
Piseta de plástico
Espátula
Papel filtro
Balanza

Sostener tubos de ensayos calientes
Soporte de tubos de ensayos
Lavar precipitados
Medir pequeñas cantidades de sustancias sólidas
Filtrar
Determinar masas

MATERIAL BÁSICO DE LABORATORIO



MECHERO BUNSEN



NORMAS DE SEGURIDAD DEL LABORATORIO QUÍMICO

Estas normas son de obligado y estricto cumplimiento, por lo tanto deben ser memorizadas y seguidas en todo momento por el Alumno. **Su incumplimiento puede implicar la expulsión del Alumno del Laboratorio.**

1. NORMAS PERSONALES

- Durante toda la permanencia en el laboratorio debe llevar puesto y abrochado el **delantal**, lo mismo que las **gafas de seguridad**. Los lentes de contacto podrían resultar peligrosos en caso de salpicaduras.
- Si tiene el cabello largo, debe llevarlo debidamente tomado.
- Use ropa que cubra todo el cuerpo y que se quite con facilidad, así como zapatos planos y cerrados. No use bufanda, pañuelos largos ni prendas u objetos que dificulten su maniobrabilidad y movilidad. Evite cadenas o pulseras que puedan engancharse.
- Utilice los mesones laterales y percheros para dejar mochilas, abrigo y bolsas. No los deje sobre el mesón de trabajo.
- Se prohíbe consumir alimentos en el laboratorio.
- Disponga sobre la mesa de trabajo sólo el material pertinente a la actividad experimental a realizar (**cuaderno, guía, lápiz, calculadora**). Mantenga el lugar de trabajo limpio y ordenado.
- Mantenga sus manos limpias y secas.
- Procure no desplazarse de un lado para otro sin motivo. Se prohíbe correr dentro del laboratorio.
- Durante el desarrollo del práctico se prohíbe el uso de aparatos de música y celulares. Estos deben permanecer en silencio y fuera del área de trabajo.

2. INFORMACION PREVIA

- Estudie previamente el tema a tratar en cada laboratorio y familiarícese con los principios y métodos involucrados en la actividad experimental. Debe interiorizarse de las características y riesgos de las actividades, de los procedimientos y de las sustancias que manipulará en las actividades experimentales.

3. TRABAJO EN EL LABORATORIO

- El trabajo en el laboratorio requiere de limpieza estricta del material y del puesto de trabajo. Al finalizar el trabajo experimental, debe dejar el material limpio y ordenado.
- **Se prohíbe estrictamente realizar ensayos no autorizados.**
- Ante cualquier duda de cómo actuar, debe consultar al Docente o al Ayudante.
- En caso de producirse un accidente, quemadura o lesión, **comuníquelo inmediatamente al Profesor.**
- En caso de **evacuación del edificio**, cierre la llave de paso del gas, desenchufe el material eléctrico y salga de manera ordenada según instrucciones.
- Maneje con especial cuidado el material frágil, por ejemplo, el material de vidrio. Revíselo al inicio del trabajo experimental para comprobar posibles fisuras, esta norma es obligatoria cuando utilizará el material en vacío o a presión superior a la atmosférica. Informe al Docente o al Ayudante del material roto o averiado.
- Mantenga perfectamente limpio y seco el puesto de trabajo, especialmente cuando use material enchufado a la red eléctrica. La manipulación de los materiales eléctricos debe hacerse con el aparato desconectado de la red.
- No ponga en funcionamiento un aparato que haya armado o un material eléctrico sin que el Profesor o el Ayudante haya revisado la instalación.
- Al utilizar manta calefactora, no la enchufe hasta el momento de comenzar el calentamiento.
- Debe observar los signos de peligrosidad que aparecen en los frascos de reactivos. Si no dispone de información suponga que **las sustancias químicas son tóxicas** y que **los solventes orgánicos son inflamables**.

- **No devolver nunca restos de reactivo** (sólidos o líquidos) a los frascos desde donde los extrajo. Para introducir en sólidos espátulas o cucharillas debe asegurarse que ellas están completamente limpias.
- **No introducir pipetas a frascos de reactivos líquidos.** Sacar un volumen a un vaso de precipitados o a un tubo de ensayos, y medir desde allí con la pipeta el volumen deseado. **No debe pipetear líquidos con la boca.** Utilice para ello dispositivos adecuados (propipeta).
- **Los frascos de reactivos y solventes deben cerrarse inmediatamente después de su uso.**
- **Esta estrictamente prohibido llevarse algún reactivo o material a la boca.**
- **Si algún líquido o sólido se derrama** debe limpiar inmediatamente de la forma adecuada (consulte al Docente o al Ayudante).
- **Los ácidos y las bases fuertes** se deben manipular con mucha precaución, ya que la mayoría son muy corrosivos. El contacto con la piel o con la ropa, puede producir heridas y quemaduras importantes.
- **Si derrama accidentalmente** algún producto químico, se debe lavar la zona afectada con abundante agua. Si derrama sobre el mesón, se debe limpiar con agua y secar posteriormente con un paño.
- Al mezclar algún ácido (por ejemplo, ácido sulfúrico) con agua, siempre se debe agregar el **ácido sobre agua**, nunca, al contrario, pues el ácido puede eyectarse y así provocar quemaduras serias en la cara o los ojos.
- **No manipule cerca de una fuente de calor sustancias inflamables.**
- Cuando deba retirar el material de vidrio de la llama u otra fuente de calor, debe utilizar pinzas de madera para tomar el material.
- Al **calentar tubos de ensayo** debe sostenerlo con pinzas de madera, procure darle cierta inclinación. No debe observar directamente (utilice gafas de seguridad) al interior del tubo y la boca de éste no debe estar dirigida hacia Ud. ni a algún compañero, es muy probable que se produzcan con el calentamiento proyecciones violentas del líquido por sobrecalentamiento.
- **Evite la inhalación** de vapores y/o material particulado fino, tanto de sólidos como líquidos.
- En la preparación de disoluciones se debe agitar de manera suave para evitar salpicaduras del líquido.
- Sea cuidadoso con el uso del mechero, apáguelo siempre que no esté en uso.

MANIPULACION DE RESIDUOS.

- Los residuos líquidos se desechan en los recipientes indicados por el Profesor.
- Como norma general no se podrá verter ninguna sustancia peligrosa por el desagüe.
- Los residuos sólidos se depositan en basureros ubicados para ello en el laboratorio.
- Si un termómetro de mercurio se rompe debe dar aviso inmediatamente al Docente o al Ayudante.

PRÁCTICO N°1: “USO Y CONOCIMIENTO DE MATERIALES BÁSICOS DE LABORATORIO”

OBJETIVOS:

1. Informarse sobre las normas y reglamento del Laboratorio de Química.
2. Conocer y ensayar algunos materiales de uso común en un laboratorio químico.

INTRODUCCIÓN

El laboratorio de química se realiza para aprender procedimientos y para realizar experimentos que le ayudan a prender técnicas y a reforzar los conceptos vertidos en las clases. Lea previamente la guía del experimento que va a realizar, asegúrese de comprender las etapas de los experimentos y de conocer la teoría asociada a la actividad experimental. Durante el practico anote en su cuaderno de laboratorio todas las observaciones y los datos, esto le servirá para elaborar el informe de laboratorio; en el cual usted debería poder explicar que experimento realizo, que aprendió y que significan los resultados.

En un laboratorio químico se utiliza una gran cantidad de material específico para cada uso. Los más relevantes se muestran en la figura y tabla de la sección anterior. En este práctico el alumno conocerá algunos de esos materiales y aprenderá su uso para aplicarlo en las actividades que se desarrollarán en los próximos prácticos.

MATERIALES Y REACTIVOS

Gradilla, tubos de ensayo, probeta, pipetas, propipeta, bureta, vasos de precipitados, matraces, vidrio reloj, embudo, soporte, pinza, nuez, termómetro, trípode rejilla, pinzas, espátulas, piseta.

ACTIVIDADES

A. ACTIVIDADES A CARGO DEL DOCENTE:

1.- Información: Informar a los alumnos sobre el Reglamento del Laboratorio, en especial respecto a:

- Material que deben traer los alumnos
- Horario y asistencia
- Evaluación y ponderación
- Riesgos y precauciones

2.- Presentación de los siguientes materiales:

Tubo de ensayo – gradilla - vaso de precipitado – probeta - pipeta parcial – pipeta total - propipeta – bureta - matraz erlenmeyer - matraz aforado - matraz de fondo plano – balón - vidrio reloj – embudo cónico - termómetro – bagueta – soporte universal – nueces – pinzas – argolla - trípode – rejilla – mechero - pinza de madera – piseta – espátula

B. ACTIVIDADES A REALIZAR POR LOS ALUMNOS:

1.- Medición de volúmenes aproximados: Medir 2mL de agua de la llave con una pipeta parcial y vaciarlos a un tubo de ensayo, observar y dibujar. Repetir para 5mL con pipeta parcial y para 10mL con pipeta total.

2.- Encendido de mechero: Encender correctamente el mechero y reconocer las zonas de la llama.

3.- Medición de temperatura: Agregue a un vaso pp de 250 mL, aproximadamente 100mL de agua de la llave y mida su temperatura. Coloque el vaso con agua sobre una rejilla en un trípode y caliéntelo con el mechero durante 5 minutos. Observe la variación de temperatura. Retire el vaso con el trípode una vez que se haya enfriado, **apague el mechero.**

PRÁCTICO N°2: “MÉTODOS FÍSICOS DE SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA”

OBJETIVOS:

1. Conocer y ensayar distintas técnicas de separación de los componentes de una mezcla.
2. Obtener una sustancia pura a partir de una mezcla.

INTRODUCCIÓN

En la naturaleza, la materia se encuentra como sustancias puras (O_2 , H_2O) o mezclas (aire, océanos).

Las mezclas pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas; dependiendo del estado físico de los componentes. Se clasifican en homogéneas y heterogéneas dependiendo del número de fases presentes (se define como fase aquella parte del sistema que es uniforme en su totalidad).

Mezclas Homogéneas o Soluciones:

Todos los componentes se encuentran en una misma fase.

Ejemplos:

- gaseosa : aire (principalmente N_2 y O_2)
- líquida : océanos (sales como NaCl disueltas en agua)
- sólida : bronce (aleación de cobre y estaño: Cu-Sn)

Mezclas Heterogéneas:

Los componentes se encuentran en más de una fase, generalmente observables a simple vista.

Ejemplos:

- sólida-gas : humo (partículas de carbono en suspensión en el aire)
- líquida-líquida : aceite y agua (líquidos no miscibles)
- sólida-líquida : Ioduro de Plomo (PbI_2) en agua (sal poco soluble)

La técnica de separación a utilizar depende del tipo de mezcla a separar, ya sea homogénea o heterogénea, y de la fase en que se encuentren los distintos componentes (sólida, líquida o gaseosa).

A. Técnicas Comunes de Separación de los Componentes en un Sistema Heterogéneo.

Filtración

Consiste en la separación por medio de algún material poroso (papel filtro, placa de porcelana o fibra de vidrio) de los componentes de un sistema líquido-sólido. Las partículas del sólido deben ser de tamaño apreciable.

La filtración puede ser simple, usando un embudo cónico y un material poroso, siendo el más empleado el papel filtro que se fabrica de distintos tamaños de poros dependiendo del tamaño del sólido a separar. En este tipo de filtración, la velocidad es lenta y se usa cuando interesa recuperar el sólido. Se puede acelerar una filtración empleando succión o vacío. Para ello se utiliza un embudo Büchner provisto de papel filtro en el fondo, el cual se adapta a un matraz Kitasato mediante un anillo de goma. El matraz se conecta a una trompa de agua o a una bomba de vacío.

Decantación

Es un método de separación basado en la diferencia de peso específico entre los componentes de un sistema sólido-líquido.

La decantación del sistema sólido-líquido consiste en la sedimentación del sólido; este se separa sifonando la capa líquida sobrenadante.

Cuando los componentes de la mezcla son líquidos inmiscibles, se realiza la decantación en un embudo de decantación.

Centrifugación

Para esta técnica se utiliza una centrífuga, en la cual se disponen tubos con la mezcla y se hacen girar. A causa de la fuerza centrífuga, es posible separar mezclas sólido-líquido.

La fase más densa (sólida) se deposita en el fondo del tubo de centrífuga.

Se aplica en las mismas situaciones que la decantación; se caracteriza por su rapidez y porque permite separar componentes con pequeña diferencia de peso específico.

Sublimación

Se usa el cambio físico que consiste en el paso de sólido a gas sin pasar por el estado líquido. El sólido es obtenido por condensación de sus vapores.

Se utiliza para separar un componente sólido volátil mezclado con otros sólidos no volátiles, por medio de un calentamiento adecuado.

B. Técnicas Comunes de Separación de los Componentes de un Sistema Homogéneo.

Cristalización

Consiste en la separación por enfriamiento de una sustancia disuelta (solute) desde una solución saturada, preparada a mayor temperatura. En esta técnica se aprovecha la menor solubilidad del soluto a menores temperaturas; el soluto cristaliza y se deposita en el fondo del recipiente.

Destilación

Proceso utilizado para separar dos líquidos miscibles, (o el solvente de una solución) de distintos puntos de ebullición. Consiste en calentar hasta la ebullición la mezcla y condensar luego los vapores del líquido de menor temperatura de ebullición en un depósito frío llamado refrigerante, recolectando separadamente las fracciones destiladas a distintas temperaturas de ebullición. Generalmente como el soluto de la solución es no volátil o menos volátil que el solvente, este último se evapora primero. Mediante este método es posible recuperar los solventes a partir de sus soluciones.

Extracción con Solvente

El soluto de una solución puede ser separado con otro solvente que sea inmisible con el primero y que sea mejor disolvente para el soluto que el inicial. Ambas fases líquidas no miscibles se separan con la ayuda de un embudo de decantación.

MATERIALES Y REACTIVOS

- Vasos de precipitados de 100 mL y 250 mL
- Probeta de 50 mL o 100 mL
- Pipeta parcial de 10 mL
- Gradilla con tubos de ensayo
- Embudo de vidrio cónico
- Papel filtro, tijeras
- Centrífuga y tubos de centrífuga
- Embudo de decantación
- Balones de 500 mL
- Pissetas
- Equipo de destilación simple
- Espátulas
- Solución acuosa de I_2
- Ciclohexano C_6H_{12}
- Agua destilada
- 1 bagueta o varilla de vidrio
- Soporte Universal
- Argolla con tornillo
- Yodo resublimado
- Solución para destilar
- Mezcla para filtrar

ACTIVIDADES

1. Destilación:

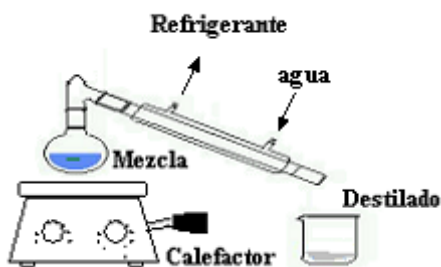


Figura 1.

Coloque en el matraz de destilación un volumen aproximado de 40 mL de una solución a destilar que le entregará su profesor ($CuSO_4$ 0,1 M).

Arme el equipo de destilación simple de acuerdo a la figura 1.

2. Filtración y Centrifugación:

- Mezcle 10 mL de CuSO_4 0,1 M con 10 mL de NaOH 0,2 M en un vaso de precipitado de 100 mL, separe la mitad de la mezcla por filtración simple según figura 2.
- Separe la otra mitad por la técnica de centrifugación (pida un tubo de centrifuga numerado al ayudante).

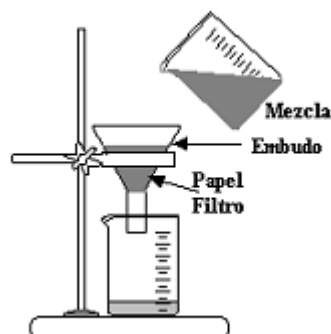


Figura 2

3. Extracción con Solvente:

a) Experiencia demostrativa a cargo del Docente

Se vierte en un tubo de ensayo aproximadamente 2 mL de Ciclohexano C_6H_{12} , en otro tubo aproximadamente 2 mL de agua destilada, se agrega a ambos tubos una pequeña cantidad de yodo. Compare la solubilidad y el color del yodo en agua y en Ciclohexano.

Se mezcla el contenido de los dos tubos. Anote sus observaciones.

- Mida con una probeta 25 mL de solución acuosa de yodo y vacíela a un embudo de decantación, agregue 5 mL de Ciclohexano C_6H_{12} . Agite fuertemente la mezcla con el embudo de decantación tapado e invertido, presionando el tapón con la palma de la mano izquierda y abriendo cada cierto tiempo la llave del embudo para que se escapen los vapores de C_6H_{12} . Deje decantar la mezcla y observe.
- Extraiga la fracción inferior abriendo cuidadosamente la llave del embudo, figura 3. Identifique la composición de la fase extraída y de la fase que queda en el embudo

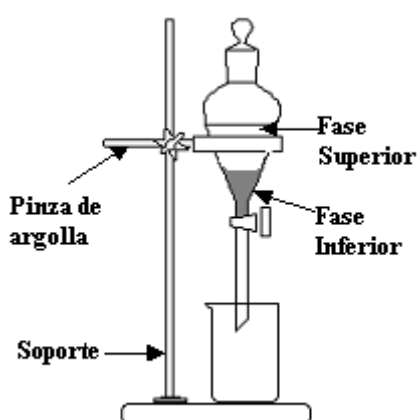


Figura 3

PRÁCTICO N°3: “PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS. SOLUBILIDAD Y CONDUCTIVIDAD DE ALGUNOS COMPUESTOS”

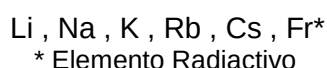
OBJETIVOS:

1. Identificar a algunos elementos alcalinos y alcalino-térreos mediante ensayo a la llama.
2. Observar la reactividad de los metales alcalinos y alcalino-térreos con agua.
3. Ensayar reacciones y solubilidad de algunas sales.
4. Ensayar conductividad de algunas soluciones y correlacionarlas con el tipo de enlace que presentan los solutos.

INTRODUCCIÓN

1. Propiedades de los Elementos.

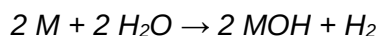
Metales Alcalinos. Son Elementos Representativos de configuración electrónica general $[GN] ns^1$ y forman el grupo 1 (I-A) del sistema periódico.



Son todos metales muy reactivos, debido a que pierden fácilmente su electrón de valencia, proceso que recibe el nombre de oxidación. La reacción que representa la oxidación de un metal alcalino se muestra a continuación:

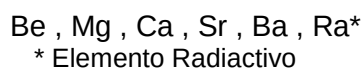


Debido a su alta reactividad no se encuentran como metales libres en la naturaleza, sólo formando compuestos con otros elementos. Por ejemplo, con el agua reaccionan violentamente formando hidróxidos:

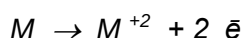


Deben guardarse en el Laboratorio bajo parafina o en atmósfera inerte para evitar su oxidación. Forman sales incoloras y muy solubles en agua. Se pueden reconocer e identificar por el método de coloración a la llama, debido a la luz que emiten cuando sus electrones son excitados al ser calentadas a la llama sus sales. En la Tabla 1 se muestra la coloración de algunos elementos de los grupos 1 y 2 (II-A) de la tabla periódica.

Metales Alcalino-Térreos. Forman el grupo 2 (II-A) en el sistema periódico y su configuración electrónica general es $[GN] ns^2$, que los clasifica como elementos representativos.



Son muy reactivos, aunque menos que los metales alcalinos. Se oxidan cediendo sus dos electrones de valencia. La reacción de oxidación es:

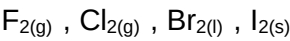


La solubilidad de las sales de Ca, Mg y Ba son semejantes y los mismos reactivos precipitan a los tres iones. También sus sales presentan una coloración a la llama característica, por lo que es fácil reconocerlos.

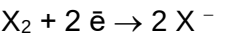
TABLA 1
Coloración a la llama de elementos de los Grupos 1 y 2 de la Tabla Periódica

Elementos	Litio	Sodio	Potasio	Calcio	Bario
Color a la llama	Rojo Carmín	Amarillo persistente	Violeta suave	Anaranjado	Verde amarillo

Halógenos. Son elementos representativos no metálicos, forman el Grupo 17 (VII-A) ubicado a la derecha de la Tabla periódica. Su configuración electrónica general es $[GN] ns^2 np^5$. Son muy activos químicamente y por lo tanto no se encuentran libres en la naturaleza. Se obtienen al estado libre por electrólisis de sus sales en forma de moléculas diatómicas.



Debido a que tienen una alta tendencia a captar un electrón, forman iones X^- , en un proceso denominado reducción. La reducción de un halógeno se muestra a continuación:



2. **Propiedades de los Compuestos.**

Las propiedades de los compuestos químicos dependen de las propiedades de los elementos que los forman y del tipo de enlace que une a los átomos en el compuesto. De acuerdo al tipo de enlace, los compuestos se clasifican en iónicos y covalentes, sin embargo, pocos compuestos pueden ser considerados como exclusivamente iónicos o exclusivamente covalentes, ya que, comúnmente un compuesto iónico presenta un cierto grado de covalencia, y viceversa.

Enlace iónico. Se origina entre átomos que difieren considerablemente en su electronegatividad , cuya diferencia de electronegatividad sea mayor a 1,7 ($\Delta EN_{A-B} > 1,7$); como por ejemplo el enlace entre un metal y un no-metal. Se forma por atracción electrostática entre iones positivos y iones negativos, formándose estructuras ordenadas y rígidas denominadas cristales iónicos (Figura 1).

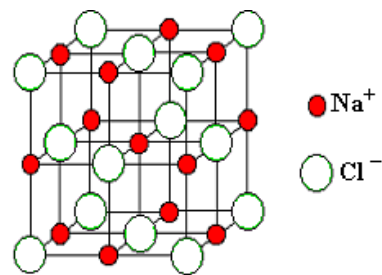


Figura 1. Estructura cristalina de cloruro de sodio

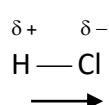
Enlace covalente. Se origina por compartición de un par de electrones entre elementos de electronegatividad, igual o semejante, entre ellos la diferencia de electronegatividad es menor o igual a 1,7 ($\Delta EN_{A-B} \leq 1,7$). Los átomos unidos por enlace covalente forman unidades llamadas moléculas. Si la diferencia de electronegatividad entre dos átomos es cero, el enlace se considera covalente puro y la molécula formada es apolar, es decir, no tiene cargas eléctricas resultantes. En cambio, si hay diferencia de electronegatividad entre

los átomos unidos, el enlace resultante tendrá una distribución asimétrica de cargas, ya que el átomo más electronegativo tendrá mayor atracción por el par de electrones, y por lo tanto la molécula presentará polos positivo y negativo; en este caso el enlace es covalente polar. Una molécula que presenta enlace covalente polar puede ser polar o apolar dependiendo de la geometría de la molécula. Como ejemplo se dan las moléculas siguientes:

- *Molécula de ácido clorhídrico: HCl*

$EN_H = 2,1$; $EN_{Cl} = 3,0$; luego $\Delta EN_{H-Cl} = 3,0 - 2,1 = 0,9$, entonces el enlace entre H y Cl es covalente polar.

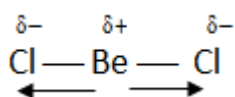
Por lo tanto, la molécula de ácido clorhídrico es un dipolo (tiene polo positivo y polo negativo).



Dipolo es una molécula eléctricamente asimétrica con sectores + y -, la punta de la flecha apunta hacia el polo negativo.

- *Molécula de cloruro de berilio: BeCl₂*

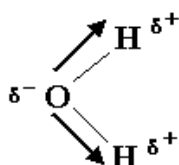
$EN_{Be} = 1,5$, $EN_{Cl} = 3,0$ por lo tanto $\Delta EN_{Be-Cl} = 3,0 - 1,5 = 1,5$ y el enlace es covalente polar. Sin embargo, dado que esta molécula es lineal, no hay cargas netas resultantes y esta molécula es apolar.



Dipolos de igual magnitud, pero en sentido opuesto se anulan

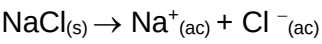
- *Molécula de agua: H₂O*

$EN_H = 2,1$, $EN_O = 3,5$, luego $\Delta EN_{H-O} = 3,0 - 2,1 = 1,4$ El enlace H-O es, por lo tanto, covalente polar. La molécula de agua, a diferencia de la molécula de BeCl₂, tiene geometría angular, con un ángulo de enlace H-O-H de 104,4°; por lo tanto, hay cargas netas resultantes que le dan a esta molécula el carácter de dipolo.

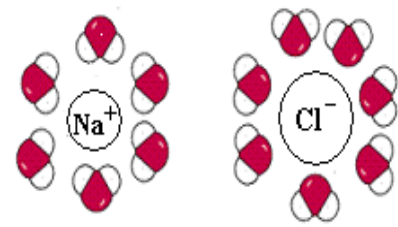


Las moléculas polares y los compuestos iónicos pueden disolverse en agua, dado que ésta también es polar. Si la solución acuosa es conductora de la corriente eléctrica los compuestos se comportan como electrolitos, esto significa que la solución contiene iones.

Figura 2: Disociación y/o Ionización de compuestos iónicos en agua



Cuando se disuelve cloruro de sodio en agua, cada uno de los iones Na^{+} y Cl^{-} se rodea de moléculas de agua, iones hidratados. El extremo negativo del dipolo agua es atraído por el ion Na^{+} y el extremo positivo por el ion Cl^{-} .



Un electrolito es una sustancia que en solución acuosa se disocia en iones, los cuales son los responsables del transporte de cargas eléctricas. El grado de disociación iónica de una sustancia está relacionado con la conductividad eléctrica de su solución. Una sustancia que en agua se disocia en alto grado es un electrolito fuerte es excelente conductora; una sustancia con bajo grado de disociación es un electrolito débil y su solución es pobre conductora. A mayor cantidad de iones en la solución, mayor es la conductividad.

Propiedades de los compuestos de acuerdo al tipo de enlace

PROPIEDAD	IONICO	COVALENTE
Punto de fusión	Alto	Bajo
Dureza	Alta	Baja
Solubilidad en agua	Solubles	Variable, generalmente baja o Insolubles.
Conductividad eléctrica - Sólidos - Fundidos - En solución	Aislantes Conductores Conductores	Aislantes Aislantes Aislantes
Estado físico	Sólidos	Sólidos, líquidos o gases
Velocidad de reacción	Alta, debido a la alta movilidad de los iones	Generalmente baja; se mueven moléculas lentas.

Toda molécula que presenta momento dipolar, forma un  (dipolo) que se orienta bajo la acción de un campo.

Como consecuencia de esta característica, los compuestos iónicos y los compuestos covalentes polares se disuelven en agua. Los compuestos iónicos que están formados por iones se disocian en agua produciéndose una ionización de ellos. El grado de disociación iónica de una sustancia en agua se puede evaluar midiendo la conductividad eléctrica de la solución, a estas sustancias se les denomina electrolitos. Una sustancia de alto grado de disociación, es un electrolito fuerte y con bajo grado de disociación, es un electrolito débil. Una solución acuosa que contiene moléculas disueltas (compuesto covalente polar) no es conductora de la electricidad, y se dice que es no-electrolito.

MATERIALES Y REACTIVOS

- Mechero Bunsen
- Alambre de nicrom
- Sales de Na^+ , Li^+ , K^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+}
- Solución ácido clorhídrico (HCl) concentrado
- Gradilla con tubos de ensayo
- Vaso de precipitados de 400 mL
- 2 vasos de precipitados de 100 mL
- Conductímetro electrónico y de ampolleta
- Piseta de agua destilada
- Cloruro de sodio sólido (NaCl)
- Sacarosa sólida ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
- Magnesio metálico (Mg)
- Potasio metálico (K) o Sodio metálico
- Fenolftaleína

ACTIVIDADES

A. ACTIVIDADES A CARGO DEL DOCENTE:

Reactividad de algunos metales.

- En un tubo de ensayo se coloca aproximadamente 5 mL de agua destilada y dos gotas de fenolftaleína. Se agrega un trocito de Magnesio y se observa si hay cambio en la coloración.
- Se repite la experiencia anterior usando ahora un vaso de precipitado de 400 mL con 2/3 de agua destilada y gotas de fenolftaleína. Se corta con una espátula en un vidrio de reloj un trocito de Potasio del tamaño de $\frac{1}{4}$ de lenteja. Observar el color y la dureza del metal en el momento de cortarlo. Se agrega el trocito de Potasio al agua y se observa la reacción y el cambio de coloración.

B. ACTIVIDADES A REALIZAR POR LOS ALUMNOS:

1. Ensayo a la Llama

Humedezca un alambre de nicrom limpio con solución de HCl y con él extraiga algunos cristales de la muestra sólida; coloque el alambre en la **zona oxidante inferior** de la llama del mechero y observe la coloración que adquiere la llama. En cada nuevo ensayo debe cuidar que el alambre quede totalmente limpio, calentándolo repetidas veces siempre mojando con HCl de tal manera que no dé ninguna coloración a la llama antes de ensayar otra muestra.

Verifique la presencia de los siguientes iones metálicos Li^+ , K^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} y Na^+ que están presentes en sus respectivas sales (Verifique el Na^+ al final, debido a que presenta una llama amarilla muy persistente).

2. Conductividad de las sustancias.

(¡PRECAUCIÓN USO CORRIENTE ALTERNA DE 220 V!)

- En un vaso de precipitados de 100 mL coloque aproximadamente 80 mL de agua destilada. Determine la conductividad del agua por medio de un dispositivo que indica diferencias de conductividad por la intensidad de la luz emitida por una ampolleta.
- Agregue al vaso con agua destilada una punta de espátula de cloruro de sodio, agite con una baqueta para disolver y determine la conductividad
- En otro vaso de precipitado de 100 mL, repita la determinación de conductividad utilizando 80 mL de agua destilada y una punta de espátula de sacarosa.

PRÁCTICO N°4: “ESTADO GASEOSO”

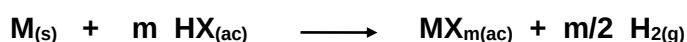
OBJETIVOS:

1. Obtener H₂ mediante la reacción de un metal con un ácido.
2. Recolectar un gas sobre agua.
3. Utilizar la ecuación de los Gases Ideales.
4. Determinar número de moles, número de moléculas y cantidad de átomos de gas producido.

INTRODUCCIÓN

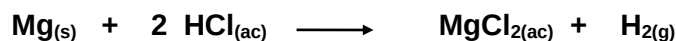
El hidrógeno es el elemento más simple, su átomo consta de un protón y de un electrón; su peso atómico es 1,008 uma. Bajo condiciones ambientales existe como molécula biatómica gaseosa H₂, la cual es muy poco soluble en agua. El hidrógeno molecular es la sustancia química más liviana que existe, de ahí que su uso inicial fue como gas de llenado de globos de exploración atmosférica; sin embargo, debido a su tremendo poder explosivo, fue prontamente desechado.

Es muy fácil obtener H_{2(g)} en el laboratorio por la reacción de un metal con un ácido mineral; su velocidad de producción depende del tipo de metal, de la fuerza y de la concentración del ácido. Mediante la ecuación siguiente se muestra la reacción típica de obtención de hidrógeno gas:



m= estado de oxidación alcanzado por el metal (+1, +2, +3, etc.)

En este práctico, usted obtendrá H_{2(g)}, a partir de la reacción de Magnesio (Mg) con HCl;



medirá el volumen de gas obtenido por desplazamiento de agua en una bureta y evaluará las condiciones bajo las cuales realizó su medición, esto es, temperatura y presión de gas.

A partir de la información obtenida y la relación $P_{\text{gas}} = P_{\text{atmosférica}} - p^{\circ}$ (p°= presión de vapor del agua a la temperatura de trabajo) podrá **calcular los moles de hidrógeno molecular** producido, utilizando la ecuación de estado de los Gases Ideales:

$$PV = nRT$$

P = Presión del gas en atmósferas

V = Volumen del gas en litros

n = Moles de gas

R = 0,082 (litro atm/mol K)

T = Temperatura absoluta (K)

Los moles de hidrógeno **obtenidos experimentalmente** se pueden **comparar** con los moles que **teóricamente se debían obtener**, considerando la cantidad de Magnesio utilizada y la ecuación de la reacción.

A partir de los moles de Hidrógeno obtenidos, se puede calcular el número de moléculas de H₂, el número de átomos de H, la masa de H₂ y la densidad del H₂ en las condiciones de trabajo.

EJERCICIOS QUE DEBE REALIZAR ANTES DE VENIR AL PRÁCTICO

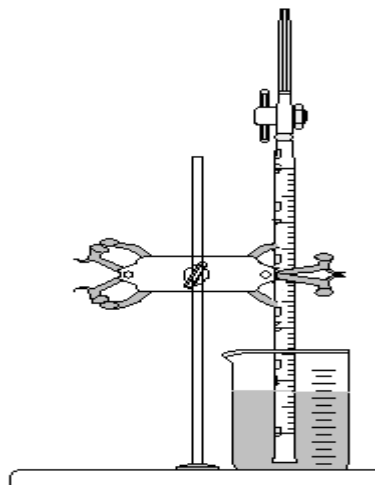
1. Calcule los moles de SO_3 (PM=80 g/mol) que hay en 40 g de esta sustancia.
(R: 0,5 mol)
2. Calcule el número de moléculas que hay en 5 L de NH_3 gaseoso medido a 25 °C y 700 mmHg.
(R: $1,135 \times 10^{23}$ moléculas)
3. ¿Cuántos átomos en total hay en 13 g de CO_2 ? (PM=44 g/mol)
(R: $5,34 \times 10^{23}$ átomos)
4. Calcule la presión ejercida por 1,7 g de $\text{O}_{2(g)}$ a 25 °C, contenidos en un matraz de 2 L.
(R: 493,3 mmHg)

MATERIALES Y REACTIVOS

- Muestras de Metal
- Hilo
- Bureta de 50 mL
- Probeta
- Termómetro
- Vasos de precipitados de 1000 mL
- Soporte
- Pinzas para soporte
- Solución de HCl 4 Molar
- Piseta

ACTIVIDADES:

- Llene el vaso de precipitados de un litro, con agua de la llave hasta aproximadamente unos $\frac{3}{4}$ de su capacidad.
- Mida en la probeta, 15 mL de la solución de HCl (ácido clorhídrico) y vacíelo a la bureta, agréguele a la bureta 25 mL de agua destilada.
- Invierta la bureta tapándola con el dedo **índice** y lea el nivel alcanzado por la solución (nivel inicial). Vuelva la bureta a su posición original (tenga presente lavar sus manos para evitar irritaciones).
- Amarre el metal a un extremo del hilo y el otro extremo amárrelo en la parte superior de la bureta. No olvide **anotar la masa del metal**.
- Introduzca el metal en el interior de la bureta y tapándola con su dedo índice inviértala y al mismo tiempo sumérjala, en el vaso con agua hasta aproximadamente 1 cm del fondo, luego retire su dedo, recuerde lavar sus manos. Sujete la bureta con la pinza a un soporte universal.
(Ver esquema)



- El desprendimiento de burbujas indica que la reacción transcurre, se está formando $H_{2(g)}$, y el volumen de solución en el interior de la bureta comienza a descender. La reacción termina cuando ya no se observa producción de gas y el trozo de metal se ha consumido totalmente.
- Mida la temperatura del agua del vaso y lea desde un barómetro la Presión Atmosférica. Lea desde una Tabla, ubicada en el Laboratorio, la presión de vapor del agua (p°) a la temperatura de trabajo. Anote los datos.
- Cuando el metal reaccione totalmente y no se libere más H_2 , lea el nivel alcanzado por la solución en la bureta (nivel final)
- Saque la bureta desde el vaso de precipitados, lávela.
- Proceda a calcular la cantidad de moles de Hidrógeno producidos, con los datos de volumen, presión y temperatura en el laboratorio.

PRÁCTICO N°5: “SOLUCIONES y pH”

OBJETIVOS:

1. Preparar una solución acuosa de CuSO_4
2. Medir pH de la solución de CuSO_4 y comparar con agua pura.

INTRODUCCIÓN

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias presentes en una sola fase. Habitualmente el componente que está en mayor cantidad o que determina el estado físico de la solución se denomina solvente, y el(los) soluto(s) es(son) el(los) componente(s) que está(n) en menor proporción.

Una solución en la que el solvente es agua es una solución acuosa, y normalmente en un laboratorio químico se utilizan soluciones acuosas.

El agua es un solvente polar, disuelve un soluto covalente polar y un soluto iónico. Cuando el soluto es un compuesto iónico (CuSO_4), al disolverse en agua se separa en sus iones (Cu^{2+} y SO_4^{2-}). Esto no sucede en los solutos covalente polar, que en la solución se encuentran como moléculas de soluto.

La máxima cantidad de soluto que a una temperatura dada se disuelve en una determinada cantidad de solvente, es la **solubilidad**. Así, por ejemplo: la solubilidad del CuSO_4 es de 20,5 g por cada 100 g de agua, a 20 °C. Luego en 100 g de agua a 20 °C, es posible disolver hasta 20,5 g de CuSO_4 .

A fin de expresar la cantidad de soluto presente en una cierta cantidad de solvente (o de solución) se utiliza alguna de las siguientes unidades de concentración: porcentaje en peso (% p/p), Molaridad (M), Molalidad (m), Fracción Molar (X), Gramos por litro (g/L), siendo una de las más utilizada la Molaridad, que se define como.

Molaridad (M) moles/litro: Número de moles de soluto contenidos en 1 litro (1000 mL) de solución.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solución (L)}}$$

Con respecto al trabajo de laboratorio los problemas más comunes que debe enfrentar el alumno son:

1. Preparar una solución de una determinada concentración a partir de un soluto sólido que debe disolverse en un solvente líquido.
2. Diluir una solución.
3. Concentrar una solución.
4. Mezclar soluciones similares, pero de diferentes concentraciones.
5. Preparar una solución de una determinada concentración a partir de soluciones de mayor concentración. (diluir una solución)

Hay millones de sustancias en el mundo, algunas tienen propiedades ácidas y otras propiedades básicas. El criterio de acidez y basicidad informa la concentración de H^+ en el medio; para ello se utiliza el concepto de pH, el cual es una escala logarítmica:

$$pH = -\log[H^+]$$

Para una solución de $pH = 3,9$, decimos que es ácida y su concentración de H^+ es $1,26 \cdot 10^{-4} M$. Si comparáramos con otra solución que tiene $pH=4,9$, diríamos que es 10 veces menos ácida ya que su concentración de H^+ es $1,26 \cdot 10^{-5} M$.

El agua pura es una sustancia neutra, es decir su pH es igual 7; por lo que su concentración de H^+ es $1,0 \cdot 10^{-7} M$. Cuando se mezcla el agua con una sustancia, su pH podría cambiar, por lo que dejaría de ser una solución neutra. Se dice que una solución acuosa es básica si su pH es mayor a 7, y que una solución acuosa es ácida si su pH es menor a 7. La solución ácida es rica en iones H^+ y la solución básica no es rica en iones H^+ .

MATERIALES Y REACTIVOS

- 1 matraz aforado de 100 mL
- 1 vaso de precipitado de 50 mL
- Papel pH
- pHmetro
- $CuSO_4$
- Bagueta
- Balanza
- piseta

EJERCICIOS QUE DEBE REALIZAR ANTES DE VENIR AL PRÁCTICO

1. Preparar 550 mL de solución acuosa 0,25 M de sulfato de Aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) (PM=438 g/mol). Calcule los gramos de sal a pesar para preparar la solución.

R.: 60,23 g

ACTIVIDADES

I. AFORAR

Tome un matraz aforado de 100 mL y agréguele agua destilada hasta el comienzo del cuello del matraz. Con una piseta proceda a completar el volumen hasta el aforo, cuidadosamente sin sobrepasar la marca. Practique esta operación por lo menos 3 veces antes de preparar la solución

II. PREPARACIÓN DE SOLUCIÓN

Prepare 100 mL de solución de $CuSO_4$ 0,02 Molar. Para ello efectúe los cálculos de la masa de soluto que necesita. ($PM_{\text{solute}} = 249,61 \text{ g/mol}$). Para ello, calcule la cantidad requerida de la sal, pésele, trasládela al matraz aforado y agregue agua destilada agitando continuamente hasta disolver la sal. Después enrase hasta el aforo correspondiente.

III. MEDICIÓN DE Ph

Mida el pH del agua destilada y el pH de la solución 1 M de CuSO_4 , ésta última se encuentra preparada. ¿El CuSO_4 aumenta o disminuye el pH del agua?