



**DEPARTAMENTO DE QUÍMICA
FACULTAD DE CIENCIAS
UNIVERSIDAD DEL BÍO-BÍO**

GUÍA DE LABORATORIO QUÍMICA

**BACHILLERATO (210103)
INGENIERÍA CIVIL QUÍMICA (210016)**



2025 – II Semestre

NOMBRE ALUMNO:

SECCIÓN :

INSTRUCCIONES GENERALES DE LABORATORIO

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

- Delantal hasta la rodilla y mangas largas
- Cuaderno para anotar los datos experimentales y sus observaciones
- Guía de laboratorio entregada por el Departamento de Química
- Caja de fósforos o un encendedor
- 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 por el alumno ante la Dirección de Desarrollo Estudiantil (DDE) dentro de las 72 horas siguientes, acompañando la documentación de respaldo necesaria.**
- Si el estudiante no justifica su inasistencia al laboratorio, será calificado con nota 1,0 en las evaluaciones no realizadas, **debiendo rendir evaluación integradora (de carácter acumulativa)** de los laboratorios, cuya ponderación será de un 40% de la nota final de éste.

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 metálica

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: FIGURAS



Balanza



Embudo Buchner



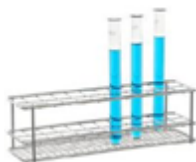
Embudo cónico



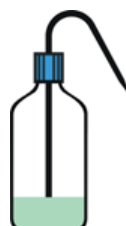
Embudo decantación



Probeta



Gradilla y tubos de ensayo



Piseta



Mechero Bunsen



Matraz Erlenmeyer



Matraz aforado



Matraz Kitasato



Matraz de fondo redondo



Pipeta total



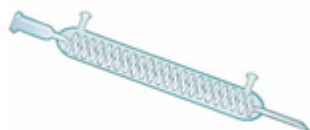
Pipeta parcial



Bureta



Propipeta



Refrigerante



Pinza de madera



Soporte universal



Argolla



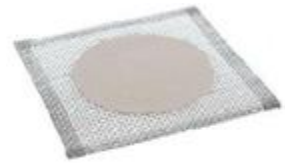
Vaso de precipitado



Cápsula de porcelana



Trípode



Rejilla Metálica



Crisol



Nuez doble



Mortero



Placa petri

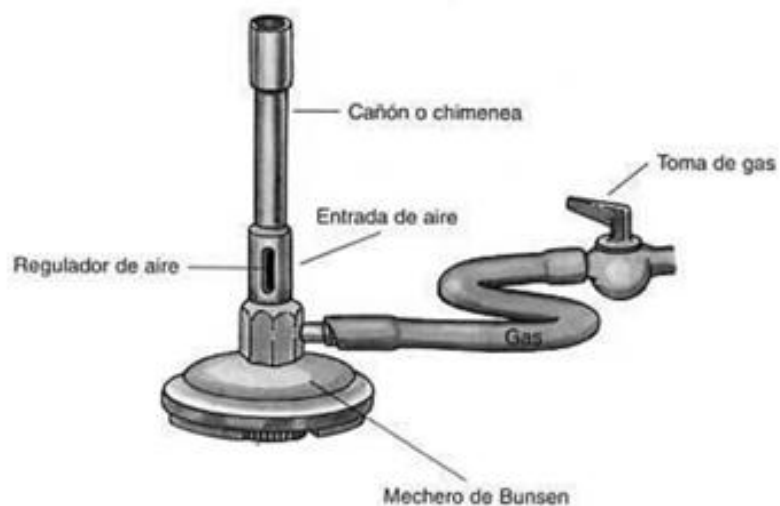


Vidrio de reloj



Bagueta o varilla de vidrio

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: “PREPARACIÓN DE SOLUCIONES Y PROPIEDADES COLIGATIVAS”

OBJETIVOS:

1. Estudiar los factores que afectan la solubilidad de una sustancia.
2. Aprender a preparar una solución acuosa de una determinada concentración.
3. Aprender a determinar la densidad de una solución.
4. Aplicar la medida de temperatura de ebullición para determinar el peso molecular de un soluto en una solución.

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.

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 de cloruro de sodio NaCl; es 36 g por cada 100 g de H₂O, a 20 °C.

¿Qué significa que la solubilidad del nitrato de sodio sea de 80 gramos por cada 100 g de H₂O, a 10 °C?. Significa que hasta 80 g de NaNO₃ es posible disolver en 100 g a 20 °C.

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). La definición de cada una de ellas es la siguiente.

1. **Porcentaje en Peso (% p/p)**: Peso de soluto contenido en 100 unidades de peso de solución. Normalmente la unidad de peso usada es el gramo.
2. **Gramos por litro (g/L)**: Masa en gramos de soluto contenida en 1 litro (1000 mL) de solución.
3. **Molaridad (M) moles/litro**: Número de moles de soluto contenidos en 1 litro (1000 mL) de solución.
4. **Molalidad (m)**: Número de moles de soluto disueltos en 1000 g de solvente.
5. **Fracción Molar (X)**: Número de moles del componente que interesa de la solución en relación al número total de moles en la solución.

Nota: Debe recordarse, además, que una masa dada de solución ocupa un cierto volumen a una temperatura dada, definiéndose la **densidad** como la razón: $d = m/V$ (g/mL).

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)

En las soluciones hay un conjunto de propiedades que depende únicamente del número de partículas disueltas por unidad de volumen de solución, y no dependen de la naturaleza de las partículas. Estas se llaman "**PROPIEDADES COLIGATIVAS**", y son:

- Descenso de la presión de vapor del solvente
- Descenso del punto de congelación del solvente
- Ascenso del punto de ebullición del solvente
- Presión osmótica.

En una solución debido a la fuerte interacción entre el soluto y el solvente, se requiere de mayor temperatura para alcanzar la ebullición de la solución. El aumento de la Temperatura de Ebullición de una Solución (ΔT_e) se relaciona con la concentración de la solución, mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta T_e = T_{e,\text{solución}} - T_{e,\text{solvente}} = k_e \cdot m$$

Donde:

ΔT_e = Aumento en la temperatura de ebullición

$T_{e,\text{solución}}$ = temperatura de ebullición de la solución

$T_{e,\text{solvente}}$ = temperatura de ebullición del solvente puro

k_e = constante ebulloscópica molal

m = molalidad de la solución = $n_{\text{solute}} / m_{\text{solvente}}$

Este resultado experimental es utilizado normalmente para determinar peso molecular de un soluto.

MATERIALES Y REACTIVOS

- | | |
|------------------------------------|---|
| - Tubos de ensayo | - Dicromato de Potasio sólido |
| - 1 matraz aforado de 100 mL | - Cromato de Potasio sólido |
| - 1 matraz aforado de 250 mL | - Naftaleno |
| - 1 pipeta parcial de 10 mL | - Ciclohexano |
| - 1 pipeta total de 5 mL o 10 mL | - Sulfato cúprico pentahidratado sólido |
| - 1 vaso de precipitado de 50 mL | - Bagueta |
| - 1 vaso de precipitado de 100 mL | - Balanza |
| - 1 vaso de precipitado de 250 mL | - Piseta |
| - Yoduro de potasio _(s) | - Solute no volátil y no electrolito |
| - Yodo sólido | - Probeta de 100 mL |
| - Permanganato de potasio sólido | - Termómetro |

EJERCICIOS QUE DEBE REALIZAR ANTES DE VENIR AL PRÁCTICO

1. Preparar 550 mL de solución acuosa 0,25 M de sulfato de Aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) (PM=438 g/mol). Calcule los gramos de sal a pesar para preparar la solución.

R.: 60,23 g

2. A partir de la solución anterior, por dilución prepare 100 mL de solución 0,00125 M de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Calcule el volumen de solución concentrada que debe utilizar.

R.: 0,5 mL

3. Se prepara una solución disolviendo 12 g de glucosa en 100 g de agua. Esta solución hierve a 100,34 °C. ¿Cuál es el peso molecular de la glucosa? ($k_{e,\text{agua}} = 0,52 \text{ °C/molal}$)

R.: 183 g/mol

ACTIVIDADES

A. ACTIVIDADES A REALIZAR POR LOS ALUMNOS:

I. FACTORES QUE INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD DE UNA SUSTANCIA

- Tome 4 tubos de ensayo limpios, coloque en cada uno de ellos 5 mL de agua destilada (aproximadamente $\frac{1}{4}$ tubo de ensayo). Agregue en cada tubo pequeñas cantidades de las siguientes sustancias.

Tubo 1: Yoduro de potasio, (KI)

Tubo 2: Yodo (I_2)

Tubo 3: Permanganato de potasio, (KMnO_4)

Tubo 4: Naftaleno, (C_{10}H_8)

Agite y observe

- En forma demostrativa el docente realizará esta experiencia utilizando los mismos solutos usados anteriormente y un solvente apolar, como el ciclohexano.

II. 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

III. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

Prepare la solución que su profesor o ayudante le indique. Para ello, calcule la cantidad requerida de la sal, pésela, trasládela al matraz aforado que corresponda y agregue agua destilada agitando continuamente hasta disolver la sal. Después enrase hasta el aforo correspondiente.

IV. DILUCIÓN DE SOLUCIONES

A partir de la solución anterior, por dilución, prepare la solución que se le indique. Para esto mida con pipeta el volumen de la solución concentrada necesario, vacíelo en el matraz aforado que corresponda y añada agua destilada agitando continuamente hasta lograr el volumen requerido.

V. DETERMINACIÓN DE DENSIDAD

Con la ayuda de una propipeta mida con una pipeta total 10 mL de la solución concentrada preparada por Ud., vacíela a un vaso precipitado seco y limpio de 100 mL y determine la masa de la solución. Calcule la densidad de la solución.

B. ACTIVIDAD A CARGO DEL DOCENTE:

- Coloque 50 mL de agua en un vaso de precipitado de 100 mL. Caliente a ebullición, una vez que hierva anote la temperatura de ebullición del agua, determinada mediante un termómetro.
- Agregue 5 gramos de un soluto problema (no volátil y no electrólito) que se le proporcionará, a los 50 mL de agua. Determine la temperatura de ebullición de la solución así preparada.
- Con los datos de temperatura obtenidos, el alumno debe calcular el peso molecular del soluto usado. (Recuerde que la densidad del agua es 1 g/mL)

PRÁCTICO Nº 2: “CINÉTICA QUÍMICA”

OBJETIVOS:

1. Determinar la velocidad de reacción de permanganato de potasio y ácido oxálico.
2. Estudiar el efecto de la concentración inicial de los reactantes en la velocidad de reacción.
3. Estudiar el efecto de la temperatura en la velocidad de reacción.

INTRODUCCIÓN:

La cinética química estudia la velocidad a la cual se produce una reacción química, los factores que modifican la velocidad y los mecanismos por los cuales proceden las reacciones químicas. La velocidad de una reacción depende de la reacción, de la concentración de los reactantes (a mayor cantidad de reactantes más colisiones), de la temperatura y de la adición de sustancias (catalizador e inhibidor) que aumentan o disminuyen la velocidad de una reacción. Una reacción es rápida cuando gran parte de los reactantes forman productos en un tiempo dado. Por el contrario, una reacción es lenta cuando una pequeña porción de los reactantes forman productos en un tiempo dado.

En una reacción química la velocidad se puede evaluar determinando la variación en la concentración de producto o determinando la variación en la concentración de reactante ($\Delta[\text{Concentración}] = C_{\text{final}} - C_{\text{inicial}}$), en un intervalo de tiempo dado ($\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$).

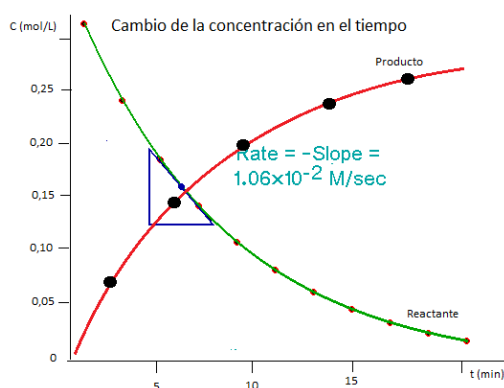
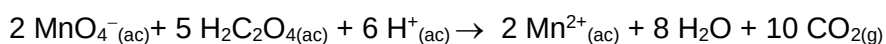


Figura 1. Cambio en la concentración de Producto y de Reactante durante una reacción química.

Hay dos maneras principales de medir las concentraciones de reacciones: midiendo los cambios en una propiedad física observable, o tomando muestras de la solución de reacción y midiendo la concentración directamente. En este experimento Ud. estudiará la desaparición de uno de los reactantes, el ion permanganato (MnO_4^-); el cual se decolora (desde color púrpura) por la adición de ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), según la siguiente ecuación química:



Esta es una reacción conveniente y fácil para detectar el término de la reacción, es decir la desaparición del MnO_4^- . El ion Mn^{2+} que se produce, cuando su concentración es alta la solución adquiere un color ocre, y a baja concentración la solución es prácticamente incolora.

Es decir, una solución final incolora le indica que el ion permanganato se ha consumido totalmente.

En la Figura 1, se observa que la pendiente $\Delta[\text{Concentración}]/\Delta t$, tiene distinto valor dependiendo del componente de la reacción (Reactante o Producto). Por ello el cálculo de velocidad de la reacción se puede realizar usando la información obtenida para cualquiera de los participantes, respetando la estequiometría de la reacción química se obtiene las siguientes expresiones para el cálculo de la velocidad:

$$r = -\frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{MnO}_4^-]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \cdot \frac{\Delta[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}{\Delta t} = -\frac{1}{6} \cdot \frac{\Delta[\text{H}^+]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{Mn}^{2+}]}{\Delta t} = \frac{1}{8} \cdot \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} = \frac{1}{10} \cdot \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t}$$

La ley de velocidad es una expresión matemática que le permitiría determinar la velocidad de la reacción dependiendo de la concentración inicial de los reactantes y de la temperatura. Para la reacción a estudiar, la expresión de la ley de velocidad es la siguiente:

$$r = k \cdot [\text{MnO}_4^-]^m \cdot [\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]^n \cdot [\text{H}^+]^p$$

En donde k , m , n y p son variables que se determinan experimentalmente. La variable k es la constante de velocidad, cuyo valor incorpora la temperatura, la presencia de catalizadores y otras condiciones experimentales. Las concentraciones (Molaridad) de los reactantes corresponden a las concentraciones iniciales de éstos y los valores m , n , p se llaman orden de la reacción. Estos últimos informan del grado en que afecta ese componente en la velocidad de la reacción. Mientras mayor es el orden de reacción (m , n , p) mayor es su efecto en la velocidad. Observe que no aparece en la ley de velocidad la concentración de los productos, éstos afectan en la velocidad de la reacción inversa. Es decir, la ley de velocidad es desarrollada para la reacción en que desaparecen los reactantes y es independiente de la concentración de los productos. Si el orden de reacción fuese igual a cero, entonces ese reactante no influye en la velocidad de reacción.

EJEMPLO:

1. Para la reacción: $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{SO}_4^{2-}$

- Escriba la expresión para calcular la velocidad de reacción en función de la concentración de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ y en función de SO_4^{2-} .
- Calcule la velocidad de reacción en experimento en que $3 \cdot 10^{-2}$ moles de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ disueltos en 50 mL de solución, se consumen totalmente en 175 segundos. **R. $3,43 \cdot 10^{-3}$ (M/s)**
- En un experimento la concentración de SO_4^{2-} cambia desde 0,04 M hasta 0,068 M en 60 segundos. Calcule la velocidad de reacción en este experimento. **R. $2,33 \cdot 10^{-4}$ (M/s)**
- Calcule la velocidad de reacción cuando en un experimento se detecta que la concentración de ion yoduro cambia desde 0,25 M hasta 0,06 M en 240 segundos. **R. $3,96 \cdot 10^{-4}$ (M/s)**

MATERIALES Y REACTIVOS:

- Solución KMnO_4 0,01 M (preparada en H_2SO_4 3 M)
- Solución $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,33 M
- Solución de H_2SO_4 3 M
- Tubos de ensayo limpios y secos
- Baño agua-hielo
- Baño agua caliente
- Termómetro

ACTIVIDADES

1. Efecto de la concentración

1. a) En tres tubos de ensayo limpios y secos, coloque en uno de ellos 1 mL de solución 0,01 M de KMnO_4 , en otro 5 mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,33 M y en el último 4 mL de H_2SO_4 3 M. Mezcle los contenidos de los tres tubos de ensayo en uno de ellos e inmediatamente registre el tiempo hasta que desaparezca el color oscuro de KMnO_4 . Agite constantemente la mezcla hasta que termine la reacción.
1. b) En tres tubos de ensayo limpio y seco, coloque en uno de ellos 2 mL de KMnO_4 0,01 M, en otro tubo coloque 5 mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,33 M y en el último tubo coloque 3 mL de H_2SO_4 3 M. Mezcle los contenidos de los tres tubos de ensayo en uno de ellos e inmediatamente registre el tiempo hasta que desaparezca el color oscuro de KMnO_4 . Agite constantemente la mezcla hasta que termine la reacción.
1. c) Para calcular la molaridad inicial de cada reactivo en la mezcla de reacción (M_d), use la expresión: $M_d \cdot V_d = M_c \cdot V_c$; donde M_c representa la concentración indicada en el frasco de donde extrajo el reactivo, V_c representa el volumen de la solución ocupada para la reacción y V_d es el volumen final de la mezcla de reacción considerando los tres reactantes. Al aumentar la concentración de KMnO_4 , ¿la desaparición del color púrpura fue en más o en menos tiempo?; ¿Qué explicación le da a su respuesta anterior?; ¿Cuál es la velocidad de desaparición del KMnO_4 ?; ¿Cuál es la velocidad de la reacción?; ¿Por qué factor se multiplicó la velocidad al duplicar la concentración de KMnO_4 ?; Según la ley de velocidad de la reacción, ¿qué nombre lleva ese factor?

2. Efecto de la Temperatura.

2. a) En tres tubos de ensayo limpios y secos, coloque en uno de ellos 1 mL de solución 0,01 M de KMnO_4 , en otro 5 mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,33 M y en el último 4 mL de H_2SO_4 3 M. Coloque los tubos de ensayo con las soluciones en baño agua-hielo por unos 5 min. Mida la temperatura del baño, mezcle los contenidos de los tres tubos de ensayo en uno de ellos e inmediatamente registre el tiempo hasta que desaparezca el color oscuro de KMnO_4 . Mantenga la mezcla en el baño agua-hielo y agítela constantemente hasta que termine la reacción.

2. b) En tres tubos de ensayo limpio y seco, coloque en uno de ellos 1 mL de KMnO_4 0,01 M, en otro tubo coloque 5 mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,33 M y en el último tubo coloque 4 mL de H_2SO_4 3 M. Coloque los tubos de ensayo con las soluciones en baño térmico (aproximadamente 30-40 °C) por unos 5 min. Tome la temperatura del baño térmico, mezcle los contenidos de los tres tubos de ensayo en uno de ellos e inmediatamente registre el tiempo hasta que desaparezca el color oscuro de KMnO_4 . Mantenga la mezcla en el baño térmico y agítela constantemente hasta que termine la reacción.
2. c) Considere como dato de velocidad a temperatura ambiente el resultado obtenido en la actividad anterior 1. a)
2. d) Para calcular la molaridad inicial de cada reactivo en la mezcla de reacción (M_d), use la expresión: $M_d \cdot V_d = M_c \cdot V_c$; donde M_c representa la concentración indicada en el frasco de donde extrajo el reactivo, V_c representa el volumen de la solución ocupada para la reacción y V_d es el volumen final de la mezcla de reacción considerando los tres reactantes mezclados. ¿Qué efecto tuvo en la velocidad de reacción aumentar y disminuir la temperatura?; ¿A qué cree se debe el efecto de la temperatura en la velocidad?

PRÁCTICO N°3: “VALORACIÓN ÁCIDO BASE”

OBJETIVOS:

1. Determinación de la concentración de un ácido usando una base de concentración conocida.
2. Comparar los valores de pH de ácidos y bases.

INTRODUCCIÓN

La **volumetría** es una técnica de análisis químico, que consiste en determinar el volumen de una solución de concentración conocida que se requiere para la reacción total con un volumen dado de solución cuya concentración es desconocida. La solución de concentración conocida se llama **solución patrón valorada**.

Además del matraz Erlenmeyer, los materiales que se utilizan en una valoración son: pipetas totales y parciales, buretas y matraces aforados. En todos estos el volumen debe medirse tangencialmente entre la parte inferior del menisco del líquido y el aforo que indica el volumen en el material. **“NUNCA DEBE INTRODUCIR PIPETAS A FRASCOS DE REACTIVOS”**.

El material debe ser rigurosamente lavado antes de su uso, tanto la bureta como las pipetas deben, además, cebarse, para ello se enjuagan con algunos mililitros de la misma solución que se va a medir.

Para usar esta técnica de análisis (valoración, titulación), es necesario que: la reacción sea rápida, la reacción sea completa y exista un método para detectar el momento en que finalizó la reacción.

Se define como **punto de equivalencia** de una titulación la situación en que todo el soluto inicialmente presente en la solución titulada ha reaccionado estequiométricamente con el soluto de la solución patrón agregada, es decir cuando la reacción se ha completado. Para visualizar este punto habitualmente se utilizan **indicadores**; los indicadores son sustancias que experimentan un cambio en su coloración cuando se alcanza el punto de equivalencia y deben utilizarse en pequeñas cantidades. Las sustancias indicadoras son en la mayoría de los casos compuestos orgánicos, los cuales se comportan como ácidos o bases débiles que cambian su coloración según el pH de la solución donde se encuentran.

Al efectuar una titulación o valoración, es necesario que el titulante (solución patrón valorada que se ubica en la bureta) se agregue gota a gota con el objeto de detectar con la mayor precisión posible el punto de equivalencia.

El análisis volumétrico hace uso de un variado tipo de reacciones, entre éstas destacan, reacciones de óxido-reducción, precipitación de sales y principalmente neutralización de ácidos con bases.

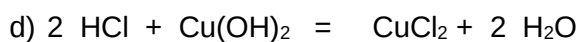
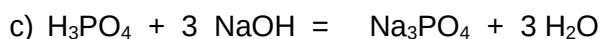
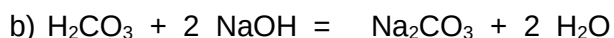
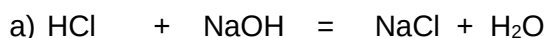
VALORACIÓN DE ÁCIDOS Y BASES

Ácidos son sustancias que liberan H^+ y bases son sustancias que liberan iones OH^- . Por ejemplo, se comportan en solución acuosa como ácidos el HCl (clorhídrico), H_2SO_4 (sulfúrico), H_3PO_4 (fosfórico), HNO_3 (nítrico), H_2CO_3 (carbónico), HCN (cianhídrico), CH_3COOH (acético) y $HOOC-COOH$ (oxálico) y como bases NaOH, KOH, NH_4OH (hidróxido de amonio), $Cu(OH)_2$ (hidróxido cúprico), etc.

Los ácidos se neutralizan con las bases en virtud de la siguiente reacción:



En consecuencia, se pueden mencionar los siguientes ejemplos de reacciones de neutralización.



En general para una reacción de neutralización



EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA SE CUMPLIRÁ LA RELACIÓN ESTEQUIOMÉTRICA EN MOLES DADA POR LA ECUACIÓN BALANCEADA.

Por ejemplo, en el punto de equivalencia de una titulación de H_3PO_4 con NaOH, en el caso c) presentado anteriormente, se cumplirá que:

1 MOL H_3PO_4 SE NEUTRALIZA CON 3 MOLES DE NaOH

$$\text{moles de una sustancia} = \frac{\text{Masa de sustancia (g)}}{\text{PM de la sustancia (g/mol)}}$$

La acidez o basicidad de una solución se indica mediante los conceptos de pH y pOH.

$$\text{Se define pH como: } pH = -\log [H^+] \text{ y } pOH = -\log [OH^-]$$

Para el equilibrio de disociación del agua

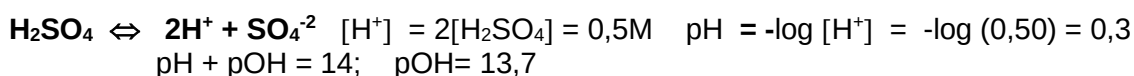


por lo tanto $pH + pOH = 14$

Cuando el valor del pH es mayor a 7 la solución es básica, si es menor a 7 es ácida y si es igual a 7 es neutra.

En soluciones de ácidos o bases fuertes, éstos están completamente disociados y las concentraciones de H^+ y OH^- son fáciles de calcular en función de la concentración inicial del ácido o base.

Ej.: Calcular pH y pOH de solución de H_2SO_4 0,25 M



EJERCICIOS QUE DEBE REALIZAR ANTES DE VENIR AL PRÁCTICO

1. Complete las siguientes ecuaciones de neutralización:



2. ¿Cuál es la concentración inicial de NaOH si el pH=11?

R: 10^{-3} M

3. ¿Cuál es la concentración inicial de H_2SO_4 si el pH=2?

R: 5×10^{-3} M

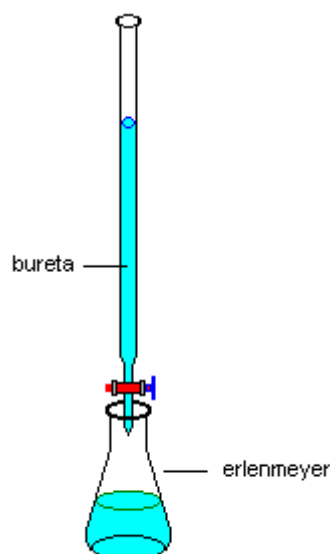
Materiales y Reactivos:

- | | |
|---------------------------------------|------------------------------|
| - Ácido oxálico | - 1 matraz Erlenmeyer |
| - Agua destilada | - Papel indicador |
| - Fenolftaleína | - pHmetro |
| - Solución de NaOH 0,1 M | - Tubo de ensayo |
| - Solución de vinagre (HAc) | - 1 pipeta total |
| - Solución HCl | - 1 matraz aforado de 100 mL |
| - Solución NH_4OH | - 1 bagueta |
| - Solución de H_2SO_4 | |

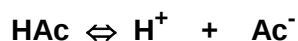
ACTIVIDADES

A. Estandarización de solución de NaOH diluída con el objeto de usarla como solución patrón valorada (titulante).

Se le entregará una muestra de peso conocido de ácido oxálico ($\text{HOOC}-\text{COOH}$, PM 126 g/mol). Coloque la muestra en un matraz Erlenmeyer y agréguele aproximadamente 20 mL de agua destilada (recuerde que la cantidad de agua agregada no varía la cantidad de moles del ácido), agite hasta que todo el ácido se disuelva. Añada unas dos gotas de fenolftaleína y proceda a titular con una solución de NaOH aproximadamente 0,1 M y cuya concentración se desea conocer exactamente.



B. Valoración de solución (vinagre) de concentración desconocida. En esta parte Usted usará una solución de vinagre (ácido acético, electrolito débil, cuya reacción de ionización es la siguiente:



- Mida 10 mL de la solución de vinagre y vacíelos a un matraz aforado de 100 mL, agregue agua destilada hasta completar el volumen. Agite bien la solución para homogenizarla.
- Mida una alícuota de 10 mL de la solución diluida de vinagre y vacíela a un matraz Erlenmeyer, colóquele dos gotas de fenolftaleína y proceda a valorar con la solución de NaOH cuya concentración Ud. conoce exactamente.

**C. Medición de pH de soluciones ácidas y básicas
(Usar papel pH para estas soluciones)**

HCl NaOH H₂SO₄ NH₄OH

- Mida el pH de la solución de vinagre (CH₃COOH) diluida, con papel pH y pHmetro.

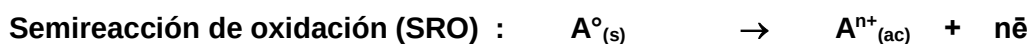
PRÁCTICO N°4: “ÓXIDO – REDUCCIÓN”

OBJETIVOS:

1. Interpretar procesos de óxido-reducción.
2. Construir una pila electroquímica y medir el voltaje que produce.
3. Efectuar ensayos con metales para determinar algunas variables significativas en los procesos de corrosión de estos materiales.

INTRODUCCIÓN

Se llaman **reacciones redox** aquellas en que ha habido movimiento de electrones entre las especies participantes. Es **reductor** la especie que cede electrones, y **oxidante** la especie que capta electrones. La entrega de electrones por una especie ocasiona un aumento de su estado de **oxidación**, lo que se conoce como **oxidación**. La captura de electrones por parte de otra especie provoca una disminución de su estado de oxidación, lo que se conoce como **reducción**. Los procesos de oxidación y de reducción ocurren simultáneamente y se representan por las siguientes semireacciones:



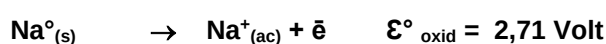
En este sistema A° cede electrones y actúa como agente reductor; B^{n+} capta electrones y actúa como agente oxidante. Estas dos semirreacciones ocurren al mismo tiempo, y la cantidad de electrones que cede el reductor es igual a la cantidad de electrones que capta el oxidante.

Si la transferencia de electrones se canaliza a través de un conductor metálico, se puede medir la diferencia de potencial ($\Delta\mathcal{E}^{\circ}$) entre dos electrodos, uno denominado **ánodo** (donde ocurre la oxidación) y otro denominado **cátodo** (donde ocurre la reducción).

Para cuantificar la facilidad con que una especie se oxida o se reduce, se ha tomado como patrón el electrodo de $H_{2(g)}$ ($H_2/2H^+$), cuyo $\mathcal{E}^{\circ}_{\text{oxid}} = 0,00$ Volt, bajo condiciones estándar (25 °C y 1 atm) y en soluciones cuya concentración de H^+ sea 1 M. La reacción que transcurre es la siguiente:



Usando este electrodo como referencia se ha determinado la facilidad con que una especie se oxida o se reduce. Así por ejemplo, el elemento $Na_{(s)}$, es un metal y se oxida más fácilmente que el $H_{2(g)}$, luego su potencial estándar de oxidación ($\mathcal{E}^{\circ}_{\text{Oxid}}$) es mayor que cero:



El potencial estándar de reducción del electrodo de sodio es:



Los potenciales estándar de oxidación, que se han determinado experimentalmente para todos los elementos, tomando como patrón el electrodo de H₂, se resumen en la tabla siguiente:

Mg ^o (s)	—————>	Mg ⁺² (ac)	+ 2ē	2,37 Volt
Al ^o (s)	—————>	Al ⁺³ (ac)	+ 3ē	1,66 Volt
Zn ^o (s)	—————>	Zn ⁺² (ac)	+ 2ē	0,76 Volt
Fe ^o (s)	—————>	Fe ⁺² (ac)	+ 2ē	0,44 Volt
Sn ^o (s)	—————>	Sn ⁺² (ac)	+ 2ē	0,14 Volt
Pb ^o (s)	—————>	Pb ⁺² (ac)	+ 2ē	0,13 Volt
H ₂ ^o (g)	—————>	2H ⁺ (ac)	+ 2ē	0,00 Volt
Sn ²⁺ (s)	—————>	Sn ⁴⁺ (ac)	+ 2ē	-0,15 Volt
Cu ^o (s)	—————>	Cu ⁺² (ac)	+ 2ē	-0,34 Volt
2I ⁻ (ac)	—————>	I ₂ ^o (s)	+ 2ē	-0,54 Volt
Ag ^o (s)	—————>	Ag ⁺ (ac)	+ ē	-0,80 Volt
2Cl ⁻ (ac)	—————>	Cl ₂ ^o (g)	+ 2ē	-1,35 Volt

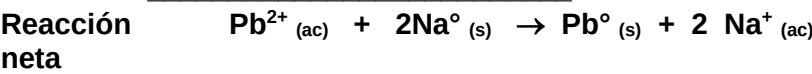
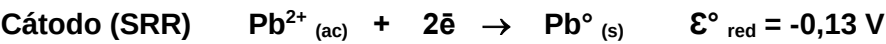
Los fenómenos redox se clasifican en dos tipos de procesos:

- **Celdas Galvánicas (pila):**

En las que se obtiene corriente eléctrica a partir de una reacción redox espontánea. La espontaneidad está determinada por la diferencia de voltaje (Δℰ°) entre ánodo (electrodo negativo) y cátodo (electrodo positivo). Así, por ejemplo, en la pila:



ocurren las siguientes semireacciones:



$$\Delta\mathcal{E}^{\circ} = 2,71 + (-0,13) = 2,58 \text{ Volt} = \text{fem}$$

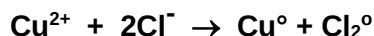
El voltaje que puede obtenerse con esta pila en condiciones estándar es de 2,58 Volt.

- Electrólisis:

Se aplica corriente eléctrica externa para producir una reacción redox no espontánea ($\Delta\mathcal{E}^\circ < 0$). Este proceso se emplea para la obtención de metales y no metales al estado puro, y para hacer recubrimientos protectores (cromados, niquelados, etc.). La diferencia de potencial a aplicar debe ser la necesaria para producir la reacción. Así, por ejemplo, en la electrólisis de una sal fundida de CuCl_2 (cloruro de cobre) se verifican las siguientes reacciones:

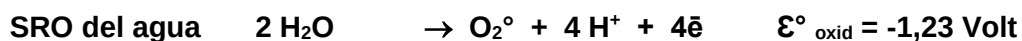


Reacción neta



$$\Delta\mathcal{E}^\circ = -1,36 + 0,34 = -1,02 \text{ Volt}$$

El $\Delta\mathcal{E}^\circ$ de la reacción indica el voltaje mínimo requerido para que se realice la electrólisis, luego el voltaje aplicado debe ser igual o superior a 1,02 Voltios. Si se tratara de una solución acuosa se debe considerar que el agua también puede experimentar reacciones de óxido-reducción.

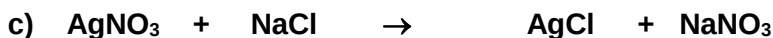
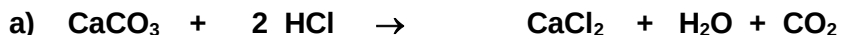


Debido a la posibilidad de que ocurran semireacciones no deseadas en un proceso de electrólisis, es importante controlar el voltaje que se aplica.

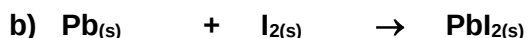
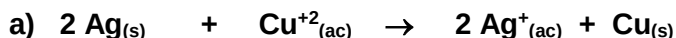
Un problema de importancia general es el fenómeno de **corrosión**, este se define como el deterioro y la pérdida de material debido al ataque químico. La mayoría de los problemas de corrosión se deben a reacciones redox que ocurren entre el material y su medio ambiente. Los metales por su utilidad como materiales estructurales han recibido una amplia atención y estudio. El oxígeno y la humedad del aire, la acidez o basicidad del ambiente, la temperatura y la naturaleza del metal son variables importantes en la velocidad de corrosión.

EJERCICIOS QUE DEBE REALIZAR ANTES DE VENIR AL PRÁCTICO

1. En las reacciones dadas a continuación determine cuales son de óxido-reducción, y en las que lo son, indique cual es el oxidante y el reductor y cuantos electrones son transferidos.



2. Utilizando los potenciales estándar de oxidación determine cuales de las siguientes reacciones son espontáneas.



3. Durante una electrólisis que se realiza durante 10 minutos con una corriente de 75 mA:
- ¿Cuántos electrones circulan?. **(R: $2,8 \times 10^{20}$ electrones)**
 - ¿Qué masa de cada metal se deposita a partir de los siguientes iones: K^+ , Cu^{+2} , Ge^{+3} ?
(R: 0,018 g de K; 0,0148 g de Cu; 0,011 g de Ge)
 - ¿Qué volumen de Cloro (Cl_2) se liberaría a partir de los cloruros de los metales indicados a 27° y 73,5 cmHg?. **(R: 0,060 L)**
 - Explique por que motivos se utiliza Zn en el recubrimiento de materiales ferrosos para evitar reacciones de corrosión. ¿Serviría el Cobre?

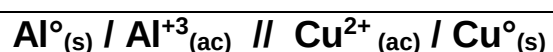
ACTIVIDADES:

1. Reacción Redox: **(Actividad demostrativa a cargo del docente)**

Procedimiento

- Coloque en un tubo de ensayo aproximadamente 10 mL de $CuSO_{4(ac)}$
- Sumerja un clavo de hierro en la solución de $CuSO_4$
- Al cabo de un tiempo, ¿qué cambios puede observar?. Anótelos.

2. Construcción de la siguiente pila:



Materiales:

- 2 Vasos de precipitados
- 1 tubo en U
- Electrodo de Cu y Al
- Soluciones de Al^{3+} , de Cu^{2+} y de NH_4NO_3
- Voltímetro/Amperímetro

Procedimiento:

- En un vaso de precipitado coloque 50 mL de solución de Cu^{2+} (medidos con probeta)
- Al otro vaso de precipitado agregue 50 mL de solución de Al^{3+} (medidos con probeta)
- Prepare el puente salino con el tubo en U: tape uno de los extremos con una mota de algodón, y agregue la solución de NH_4NO_3 hasta que rebase el tubo. Coloque en el otro extremo una mota de algodón y proceda a invertir el tubo. Compruebe que no queden burbujas al interior del tubo.
- Con el puente salino conecte las dos soluciones, ambos extremos deben estar totalmente sumergidos en la solución.
- Conecte el electrodo de Cu al terminal positivo y el electrodo de Al al terminal negativo del voltímetro.
- Sumerja el electrodo de Cu en la solución de Cu^{2+} y el electrodo de Al en la solución de Al^{3+}
- Lea y anote el voltaje indicado, fijándose en la escala que utilizó.

3. Factores que influyen en la corrosión:
(Actividad demostrativa a cargo del docente)

Procedimiento

1. Coloque en cuatro tubos de ensayo 1mL de H_2SO_4 concentrado. Agregue a cada tubo muestras de Mg, Al, Cu y Fe. Observe que les sucede a los metales.
2. Coloque en cuatro tubos de ensayo 1mL de H_2SO_4 diluido. Agregue a cada tubo muestras de Mg, Al, Cu y Fe. Observe que les sucede a los metales.
3. Coloque en cuatro tubos de ensayo 1mL de HCl concentrado. Agregue a cada tubo muestras de Mg, Al, Cu y Fe. Observe que les sucede a los metales.