

# **Guía de Trabajos Prácticos de Laboratorio**

## **Química General (Geología)**

Docentes:

Karina Lecomte

Laura Borgnino

## NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

Antes de iniciar el trabajo de laboratorio es fundamental tener presente que toda operación encierra algún tipo de peligro. Para disfrutar del trabajo es necesario reducir al mínimo estos riesgos. Además, muchos de los productos químicos de uso frecuente en el laboratorio son peligrosos, tanto por su carácter altamente reactivo como por su toxicidad. Por ello, **es importante que se adopte una actitud responsable hacia el trabajo y que se conozcan y respeten algunas reglas básicas de seguridad para el trabajo experimental.** Muchas son prácticas de sentido común, no obstante, resulta importante explicitar algunas de ellas, así como conocer los peligros que encierra el manipuleo de productos químicos.

### INSTRUCCIONES DE TRABAJO

Como mantenerse seguro en el laboratorio:

- a) Es necesario disponer de **vestimenta adecuada**. El uso de un guardapolvo es indispensable.
- b) Es conveniente asistir al laboratorio con calzado cerrado.
- c) Es necesario utilizar protección ocular durante el trabajo. Se deben utilizar lentes de seguridad de policarbonato.
- d) Es necesario utilizar guantes.
- e) Comer, beber y fumar **no está permitido en el laboratorio.**
- f) Es necesario mantener ordenado y limpio el lugar de trabajo.

Es requisito indispensable asistir al laboratorio con guardapolvo, guantes y anteojos de seguridad

### Seguridad en el trabajo experimental:

- Trabaje con cuidado y preste atención a lo que está haciendo para evitar la rotura del material o el derrame de productos químicos.
- Antes de comenzar el trabajo controle el material en lo referente a su funcionamiento y limpieza.
- **Nunca** pruebe ni huela ningún producto químico.
- Evite frotar sus ojos o su piel a menos que tenga certeza de su limpieza.
- Si algún producto químico entra en contacto con su piel, ojos o boca, lave inmediatamente con abundante agua y consulte con su docente.
- Si debe calentar un tubo de ensayo hágalo comenzando por la parte superior y agite suavemente el tubo. **No caliente nunca la base del tubo** ya que pueden producirse proyecciones. Nunca apunte el tubo de ensayo hacia su rostro o hacia sus compañeros.
- Si diluye ácidos o bases fuertes concentradas, **siempre vierta estas sustancias sobre agua y nunca agua sobre los ácidos o bases.** El calor liberado en el proceso de disolución puede provocar que el agua hierva y el ácido o base proyecte.
- Disponga los excesos de reactivos líquidos y soluciones del modo que se indique.

- Coloque las botellas de reactivos y el material en general en lugares **apropiados**.
- Utilice la cantidad de reactivo necesaria, evite los excesos.
- En caso de rotura de material limpie de inmediato de la mesada y el piso todo resto.

Una vez concluida la práctica y antes de abandonar el laboratorio se debe limpiar, lavar y ordenar todo el material utilizado

## PELIGROS POR COMPUESTOS TÓXICOS

Muchos compuestos utilizados en el laboratorio son tóxicos, por eso es importante conocer las posibles vías de exposición, así como los diferentes grados de toxicidad que presentan:

Vías de exposición:

- a) **Inhalación**: la inhalación de vapores, nieblas, gases o polvo tóxicos puede producir envenenamiento por absorción a través de la mucosa de las membranas de la boca, garganta y pulmones y dañar seriamente estos tejidos por acción local. La inhalación de gases o vapores puede pasar rápidamente a los capilares de los pulmones y ser introducido en el sistema circulatorio. La mejor manera de evitar la exposición a vapores, nieblas, gases tóxicos, es prevenir el escape de tales materiales a la atmósfera de trabajo y asegurar una ventilación adecuada mediante el uso de campanas de extracción y ventilación local.

Los productos químicos de toxicidad desconocida nunca deben olerse.

- b) **Ingestión**: La toxicidad puede ser aguda o crónica ya que muchas sustancias pueden dañar los tejidos de la boca, nariz, garganta, pulmones y tracto gastrointestinal y producir envenenamiento sistémico si se absorbe a través de los tejidos. Para evitar la entrada de compuestos químicos tóxicos a la boca, las personas que trabajan en un laboratorio deben lavarse las manos antes de comer, fumar o aplicarse cosméticos, previamente a dejar el laboratorio. No deben consumirse bebidas ni comidas en el área donde se trabaja. **NUNCA deben probarse las sustancias químicas y no se debe pipetear ni producir sifones con la boca.**
- c) **Contacto con la piel y los ojos**: Además del resultado común del contacto de sustancias químicas con la piel, que es una irritación localizada, puede ocurrir una absorción a través de la piel con rapidez suficiente para producir un envenenamiento sistémico. Las puertas de entrada de las sustancias a través de la piel son los folículos pilosos, glándulas sebáceas y sudoríferas y los cortes de las capas superiores de la piel. Muy pocas sustancias son inocuas en contacto con los ojos, la mayoría son irritantes y un número considerable de ellas producen quemaduras y pérdida de la visión. Los materiales alcalinos, los fenoles y ácidos fuertes, pueden causar la pérdida permanente de la visión. **Si se produce contacto de sustancias químicas con la piel, deberá lavar el área afectada con agua y recurrir al médico si los síntomas persisten. En el caso del contacto con los ojos, deben lavarse con agua durante 15 minutos y buscar atención médica.**

## COMPUESTOS REACTIVOS Y TOXICIDAD

### **Compuestos inorgánicos reactivos:**

Muchos compuestos inorgánicos usados comúnmente en laboratorios químicos son altamente reactivos y tienen propiedades corrosivas, pudiendo causar inmediatamente daños severos si toman contacto con la piel o si se inhalan sus vapores o polvos. Algunos compuestos altamente reactivos y sus peligros se detallan a continuación:

#### Ácidos fuertes

Todos los compuestos que se mencionan a continuación reaccionan violentamente con bases y la mayoría produce vapores muy dañinos:

- Ácido bromhídrico y bromuro de hidrógeno (HBr)
- Ácido clorhídrico y cloruro de hidrógeno (HCl)
- Ácido fluorhídrico y fluoruro de hidrógeno (HF): ambos reaccionan rápidamente con vidrio y destruyen los tejidos orgánicos
- Ácido nítrico concentrado y fumante ( $\text{HNO}_3$ )
- Ácido perclórico ( $\text{HClO}_4$ ): peligro de explosión
- Ácido sulfúrico concentrado y fumante ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ): la disolución de este ácido en agua es muy exotérmica, por lo que la preparación de soluciones acuosas requiere ciertos cuidados: nunca se debe agregar agua al ácido sulfúrico, se lo debe agregar sobre agua fría, cuidadosamente como formando una delgada película sobre la pared del recipiente, para evitar proyecciones.

#### Bases Fuertes

- Óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ), Hidróxido de potasio (KOH) e Hidróxido de sodio (NaOH): reaccionan violentamente con ácidos, generan calor en contacto con agua y son altamente corrosivos sobre la piel y particularmente sobre los tejidos de la córnea.

#### Halógenos

Todos los halógenos son tóxicos y corrosivos.

#### Haluros reactivos

Todos los siguientes haluros son altamente reactivos (especialmente con agua); las ampollas de estos líquidos deben ser primero enfriadas y luego abiertas bajo campana.

- Tricloruro de boro ( $\text{BCl}_3$ )
- Tribromuro de fósforo ( $\text{PBr}_3$ )
- Tricloruro y pentacloruro de fósforo ( $\text{PCl}_3$  y  $\text{PCl}_5$ )
- Cloruro de aluminio ( $\text{AlCl}_3$ )
- Tetracloruro de titanio ( $\text{TiCl}_4$ ).

## Sustancias tóxicas

- *Sólidos altamente tóxicos*: cantidades pequeñas pueden causar rápidamente enfermedades graves e incluso la muerte: compuestos del arsénico, cianuros de hidrógeno, compuestos de mercurio, ácido oxálico (HOOC-COOH) y sus sales, selenio y sus compuestos.
- *Gases peligrosamente tóxicos* (se debe trabajar siempre bajo campana): monóxido de carbono (CO), cloro (Cl<sub>2</sub>), cianógeno [(CN)<sub>2</sub>], flúor (F<sub>2</sub>), fluoruro de hidrógeno (HF), sulfuro de hidrógeno (H<sub>2</sub>S), dióxido de nitrógeno (NO<sub>2</sub>), ozono (O<sub>3</sub>), fosgeno (COCl<sub>2</sub>), fosfina (PH<sub>3</sub>).
- *Líquidos peligrosamente tóxicos e irritantes severos*: benceno (cancerígeno), tribromuro y tricloruro de boro (BBr<sub>3</sub> y BCl<sub>3</sub>), bromo (Br<sub>2</sub>), disulfuro de carbono (CS<sub>2</sub>), ácido fluorhídrico.
- *Sustancias con efectos acumulativos muy dañinos*: compuestos del plomo (son venenos poderosos que actúan por acumulación, debe evitarse la ingestión aún de mínimas cantidades), mercurio y compuestos de mercurio (son altamente venenosos y peligrosos por inhalación y absorción por la piel).

## IDENTIFICACIÓN Y ETIQUETADO DE PRODUCTOS QUÍMICOS

Un punto clave para la actuación preventiva ante las sustancias químicas radica en que toda persona expuesta a ellos tenga la información necesaria que le permita conocer su peligrosidad y las precauciones a tomar en su manejo. Esto se consigue a través de dos formas fundamentales de información: el correcto **etiquetado de los envases** y las **fichas informativas de seguridad** correspondientes.

Etiquetado:
-------------

Un ejemplo de etiqueta se muestra a continuación. La etiqueta de un producto químico peligroso debe contener información sobre:

- 1) nombre de la sustancia o preparado. En preparados, nombre de algún componente, según concentración y toxicidad
- 2) información sobre su contenido
- 3) nombre, dirección y teléfono del fabricante o comercial
- 4) pictogramas normalizados: símbolos de peligrosidad pintados en negro sobre fondo amarillo-naranja, un máximo de dos por etiqueta.
- 5) riesgos específicos del producto derivado de su manipulación.
- 6) consejos de prudencia.



Los *pictogramas* utilizados en las etiquetas son:

## Simbología



CORROSIVO

En contacto con tejidos vivos pueden ejercer un acción destructiva



TÓXICO

Sustancias que por inhalación, ingestión o contacto, pueden entrañar riesgos graves, agudos o crónicos e incluso la muerte



NOCIVO E IRRITANTE

Sustancias que por inhalación, ingestión o contacto, pueden entrañar riesgos para la salud



INFLAMABLE

Sustancias que pueden inflamarse en contacto con una fuente de ignición, o los fácilmente inflamables pueden hacerlo a temperatura ambiente



COMBURENTE

Sustancias que en contacto con otros (en particular con los inflamables) originan una reacción fuertemente exotérmica



EXPLOSIVO

Sustancias que pueden explotar bajo el efecto de una llama, o incluso por choque o fricción



PELIGRO PARA EL MEDIO AMBIENTE

Sustancias que pueden presentar riesgos para el medio ambiente



BIOPELIGROSO

Material biológico potencialmente infeccioso debido a la posible presencia de agentes biológicos (bacterias, hongos, virus, etc.)



CITOTÓXICO

Productos mutágenos (afectan al contenido genético) cancerígenos (provocan cáncer) o teratógenos (dañan el feto en mujeres embarazadas)

## Fichas de seguridad:

Las fichas de seguridad dan una información más específica y completa que las etiquetas. Recogen los diferentes aspectos preventivos y de emergencia a tener en cuenta como son las medidas a tomar para su correcta manipulación, para la lucha contra incendios, en caso de accidente, primeros auxilios e incompatibilidades. Contienen, en general, la siguiente información:

- 1) Identificación de la sustancia o preparado y del responsable de su comercialización
- 2) Composición / información sobre los componentes
- 3) Identificación de peligros
- 4) Primeros auxilios
- 5) Medidas de lucha contra incendios
- 6) Medidas a tomar en caso de vertido accidental
- 7) Manipulación y almacenamiento
- 8) Controles de exposición / protección individual
- 9) Propiedades físicas y químicas
- 10) Estabilidad y reactividad
- 11) Informaciones toxicológicas
- 12) Informaciones ecológicas
- 13) Consideraciones relativas a su eliminación
- 14) Informaciones relativas al transporte
- 15) Informaciones reglamentarias
- 16) Otras informaciones: usos recomendados, restricciones de uso, etc.

A modo de ejemplo, se incluyen en las páginas siguientes las fichas de seguridad de algunos de los reactivos que se utilizarán durante los trabajos de laboratorio propuestos en este manual.

Es indispensable leer detalladamente la información contenida en las fichas de seguridad de los productos que se utilizarán y familiarizarse con ella.

Las siguientes páginas web contienen numerosa información y vínculos referidos a las normas de seguridad en los laboratorios y hojas de seguridad de productos químicos.

<http://www.fichasdeseguridad.com/>

<http://www.ciqyp.org.ar/templates/default/index.php?archivo=seguridad>

[http://training.itcilo.it/actrav\\_cdrom2/es/osh/kemi/alpha2.htm](http://training.itcilo.it/actrav_cdrom2/es/osh/kemi/alpha2.htm)

<http://www.estrucplan.com.ar/index.asp>

# Fichas Internacionales de Seguridad Química

## HIDROXIDO DE SODIO

ICSC: 0360

 <p style="text-align: center;"> <b>HIDROXIDO DE SODIO</b>                  Hidróxido sódico                  Sosa cáustica                  Sosa                  NaOH                  Masa molecular: 40.0             </p> <p>                 N° CAS 1310-73-2                  N° RTECS WB4900000                  N° ICSC 0360                  N° NU 1823                  N° CE 011-002-00-6             </p> 			
TIPOS DE PELIGRO/ EXPOSICION	PELIGROS/ SINTOMAS AGUDOS	PREVENCION	PRIMEROS AUXILIOS/ LUCHA CONTRA INCENDIOS
<b>INCENDIO</b>	No combustible. El contacto con la humedad o con el agua, puede generar el suficiente calor para producir la ignición de sustancias combustibles.		En caso de incendio en el entorno: están permitidos todos los agentes extintores.
<b>EXPLOSION</b>			
<b>EXPOSICION</b>		¡EVITAR LA DISPERSION DEL POLVO! ¡EVITAR TODO CONTACTO!	¡CONSULTAR AL MEDICO EN TODOS LOS CASOS!
• <b>INHALACION</b>	Corrosivo. Sensación de quemazón, tos, dificultad respiratoria.	Extracción localizada o protección respiratoria.	Aire limpio, reposo, posición de semiincorporado, respiración artificial si estuviera indicada y proporcionar asistencia médica.
• <b>PIEL</b>	Corrosivo. Enrojecimiento, graves quemaduras cutáneas, dolor.	Guantes protectores y traje de protección.	Quitar las ropas contaminadas, aclarar la piel con agua abundante o ducharse y proporcionar asistencia médica.
• <b>OJOS</b>	Corrosivo. Enrojecimiento, dolor, visión borrosa, quemaduras profundas graves.	Pantalla facial o protección ocular combinada con la protección respiratoria si se trata de polvo.	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto si puede hacerse con facilidad) y proporcionar asistencia médica.
• <b>INGESTION</b>	Corrosivo. Dolor abdominal, sensación de quemazón, diarrea, vómitos, colapso.	No comer, ni beber ni fumar durante el trabajo.	Enjuagar la boca, NO provocar el vómito, dar a beber agua abundante y proporcionar asistencia médica.
DERRAMAS Y FUGAS	ALMACENAMIENTO	ENVASADO Y ETIQUETADO	
Barrer la sustancia derramada e introducirla en un recipiente adecuado, eliminar el residuo con agua abundante. (Protección personal adicional: traje de protección completa incluyendo equipo autónomo de respiración).	Separado de ácidos fuertes, metales, alimentos y piensos, materiales combustibles. Mantener en lugar seco y bien cerrado (véanse Notas).	No transportar con alimentos y piensos. símbolo C R: 35 S: (1/2)-26-37/39-45 Clasificación de Peligros NU: 8 Grupo de Envasado NU: II	
<b>VEASE AL DORSO INFORMACION IMPORTANTE</b>			
ICSC: 0360		Preparada en el Contexto de Cooperación entre el IPCS y la Comisión de las Comunidades Europeas © CCE, IPCS, 1994	



## Fichas Internacionales de Seguridad Química

### HIDROXIDO DE SODIO

ICSC: 0360

D A T O S  I M P O R T A N T E S	<p><b>ESTADO FISICO; ASPECTO</b> Sólido blanco, deliquescente en diversas formas e inodoro.</p> <p><b>PELIGROS FISICOS</b></p> <p><b>PELIGROS QUIMICOS</b> La sustancia es una base fuerte, reacciona violentamente con ácidos y es corrosiva en ambientes húmedos para metales tales como cinc, aluminio, estaño y plomo originando hidrógeno (combustible y explosivo). Ataca a algunas formas de plástico, de caucho y de recubrimientos. Absorbe rápidamente dióxido de carbono y agua del aire. Puede generar calor en contacto con la humedad o el agua.</p> <p><b>LIMITES DE EXPOSICION</b> TLV: 2 mg/m<sup>3</sup> (valor techo) (ACGIH 1992-1993). PDK no establecido. MAK: clase G</p>	<p><b>VIAS DE EXPOSICION</b> La sustancia se puede absorber por inhalación del aerosol y por ingestión.</p> <p><b>RIESGO DE INHALACION</b> La evaporación a 20°C es despreciable; sin embargo, se puede alcanzar rápidamente una concentración nociva de partículas en el aire.</p> <p><b>EFFECTOS DE EXPOSICION DE CORTA DURACION</b> Corrosivo. La sustancia es muy corrosiva de los ojos, la piel y el tracto respiratorio. Corrosivo por ingestión. La inhalación del aerosol de la sustancia puede originar edema pulmonar (véanse Notas).</p> <p><b>EFFECTOS DE EXPOSICION PROLONGADA O REPETIDA</b> El contacto prolongado o repetido con la piel puede producir dermatitis.</p>
PROPIEDADES FISICAS	Punto de ebullición: 1390°C Punto de fusión: 318°C Densidad relativa (agua = 1): 2.1	Solubilidad en agua, g/100 ml a 20°C: 109 Presión de vapor, kPa a 739°C: 0.13
DATOS AMBIENTALES	Esta sustancia puede ser peligrosa para el ambiente; debería prestarse atención especial a los organismos acuáticos.	
NOTAS		
El valor límite de exposición laboral aplicable no debe superarse en ningún momento de la exposición en el trabajo. Los síntomas del edema pulmonar no se ponen de manifiesto, a menudo, hasta pasadas algunas horas y se agravan por el esfuerzo físico. Reposo y vigilancia médica son por ello, imprescindibles. NO verter NUNCA agua sobre esta sustancia; cuando se deba disolver o diluir, añadirla al agua siempre lentamente. Almacenar en una área que disponga de un suelo de hormigón, resistente a la corrosión.		
Ficha de emergencia de transporte (Transport Emergency Card): TEC (R)-121 Código NFPA: H 3, F 0, R 1;		
INFORMACION ADICIONAL		
FISQ: 3-134 HIDROXIDO DE SODIO		
ICSC: 0360		HIDROXIDO DE SODIO
© CCE, IPCS, 1994		
NOTA LEGAL IMPORTANTE:	Ni la CCE ni la IPCS ni sus representantes son responsables del posible uso de esta información. Esta ficha contiene la opinión colectiva del Comité Internacional de Expertos del IPCS y es independiente de requisitos legales. La versión española incluye el etiquetado asignado por la clasificación europea, actualizado a la vigésima adaptación de la Directiva 67/548/CEE traspuesta a la legislación española por el Real Decreto 363/95 (BOE 5.6.95).	

# Fichas Internacionales de Seguridad Química

## COLORURO DE HIDROGENO

ICSC: 0163



MINISTERIO  
DE TRABAJO  
Y ASUNTOS SOCIALES  
ESPAÑA

INSTITUTO NACIONAL  
DE SEGURIDAD E HIGIENE  
EN EL TRABAJO

CLORURO DE HIDROGENO  
Acido clorhídrico, anhidro  
Cloruro de hidrógeno, anhidro  
HCl

Masa molecular: 36.5

Nº CAS 7647-01-0  
Nº RTECS MW4025000  
Nº ICSC 0163  
Nº NU 1050  
Nº CE 017-002-00-2



TIPOS DE PELIGRO/ EXPOSICION	PELIGROS/ SINTOMAS AGUDOS	PREVENCION	PRIMEROS AUXILIOS/ LUCHA CONTRA INCENDIOS
INCENDIO	No combustible.		En caso de incendio en el entorno: están permitidos todos los agentes extintores.
EXPLOSION			En caso de incendio: mantener fría la botella rociando con agua pero NO en contacto directo con agua.
EXPOSICION		¡EVITAR TODO CONTACTO!	¡CONSULTAR AL MEDICO EN TODOS LOS CASOS!
• INHALACION	Corrosivo. Sensación de quemazón, tos, dificultad respiratoria, jadeo, dolor de garganta. (Síntomas no inmediatos: véanse Notas).	Ventilación, extracción localizada o protección respiratoria.	Aire limpio, reposo, posición de semiincorporado, respiración artificial si estuviera indicada y proporcionar asistencia médica.
• PIEL	Corrosivo. Quemaduras cutáneas graves, dolor.	Guantes protectores y traje de protección.	Quitar las ropas contaminadas, aclarar la piel con agua abundante o ducharse y proporcionar asistencia médica.
• OJOS	Corrosivo. Dolor, visión borrosa, quemaduras profundas graves.	Gafas ajustadas de seguridad, pantalla facial o protección ocular combinada con la protección respiratoria.	Enjuagar con agua abundante durante varios minutos (quitar las lentes de contacto si puede hacerse con facilidad) y proporcionar asistencia médica.
• INGESTION			

DERRAMAS Y FUGAS	ALMACENAMIENTO	ENVASADO Y ETIQUETADO
Evacuar la zona de peligro. Consultar a un experto. Ventilar. Eliminar gas con agua pulverizada. (Protección personal adicional: traje de protección completa incluyendo equipo autónomo de respiración).	Separado de sustancias combustibles y reductoras, oxidantes fuertes, bases fuertes, metales. Mantener en lugar bien ventilado.	CE: símbolo C símbolo T R: 23-35 S: (1/2-)9-26-36/37/39-45 Clasificación de Peligros NU: 2.3 Riesgos Subsidiarios NU: 8  

VEASE AL DORSO INFORMACION IMPORTANTE

ICSC: 0163

Preparada en el Contexto de Cooperación entre el IPCS y la Comisión de las Comunidades Europeas © CCE, IPCS, 1994

## Fichas Internacionales de Seguridad Química

### COLORURO DE HIDROGENO

ICSC: 0163

D A T O S  I M P O R T A N T E S	<p><b>ESTADO FISICO; ASPECTO</b> Gas licuado comprimido incoloro, de olor acre.</p> <p><b>PELIGROS FISICOS</b> El gas es más denso que el aire.</p> <p><b>PELIGROS QUIMICOS</b> La disolución en agua es un ácido fuerte, reacciona violentamente con bases y es corrosiva. Reacciona violentamente con oxidantes formando gas tóxico de cloro. En contacto con el aire desprende humos corrosivos de cloruro de hidrógeno. Ataca a muchos metales formando hidrógeno.</p> <p><b>LIMITES DE EXPOSICION</b> TLV: 5 ppm; 7.5 mg/m<sup>3</sup> (valor techo) (ACGIH 1993-1994).</p>	<p><b>VIAS DE EXPOSICION</b> La sustancia se puede absorber por inhalación.</p> <p><b>RIESGO DE INHALACION</b> Al producirse una pérdida de gas se alcanza muy rápidamente una concentración nociva de éste en el aire.</p> <p><b>EFFECTOS DE EXPOSICION DE CORTA DURACION</b> Corrosivo. La sustancia es corrosiva de los ojos, la piel y el tracto respiratorio. La inhalación de altas concentraciones del gas puede originar edema pulmonar (véanse Notas). Los efectos pueden aparecer de forma no inmediata.</p> <p><b>EFFECTOS DE EXPOSICION PROLONGADA O REPETIDA</b> La sustancia puede afectar el pulmón, dando lugar a bronquitis crónica. La sustancia puede causar erosiones dentales.</p>
PROPIEDADES FISICAS	<p>Punto de ebullición a 101.3 kPa: -85°C Punto de fusión: -114°C Solubilidad en agua, g/100 ml a 20°C: 72</p>	<p>Solubilidad en agua: Elevada Densidad relativa de vapor (aire = 1): 1.3 Coeficiente de reparto octanol/agua como log Pow: 0.25</p>
DATOS AMBIENTALES		
NOTAS		
<p>El valor límite de exposición laboral aplicable no debe superarse en ningún momento de la exposición en el trabajo. Los síntomas del edema pulmonar no se ponen de manifiesto, a menudo, hasta pasadas algunas horas y se agravan por el esfuerzo físico. Reposo y vigilancia médica son por ello, imprescindibles. Debe considerarse la inmediata administración de un aerosol adecuado por un médico o persona por él autorizada. NO pulverizar con agua sobre la botella que tenga un escape (para evitar la corrosión de la misma). Con el fin de evitar la fuga de gas en estado líquido, girar la botella que tenga un escape manteniendo arriba el punto de escape.</p> <p style="text-align: right;">Ficha de emergencia de transporte (Transport Emergency Card): TEC (R)-135 Código NFPA: H 3; F 0; R 0;</p>		
INFORMACION ADICIONAL		
FISQ: 3-072 CLORURO DE HIDROGENO		
ICSC: 0163		CLORURO DE HIDROGENO
© CCE, IPCS, 1994		
NOTA LEGAL IMPORTANTE:	<p>Ni la CCE ni la IPCS ni sus representantes son responsables del posible uso de esta información. Esta ficha contiene la opinión colectiva del Comité Internacional de Expertos del IPCS y es independiente de requisitos legales. La versión española incluye el etiquetado asignado por la clasificación europea, actualizado a la vigésima adaptación de la Directiva 67/548/CEE traspuesta a la legislación española por el Real Decreto 363/95 (BOE 5.6.95).</p>	

## **LABORATORIO N°1**

### **MATERIAL DE LABORATORIO DE USO FRECUENTE**

#### **Introducción**

Antes de realizar cualquier trabajo experimental es necesario conocer el material a utilizar con frecuencia en el laboratorio, así como las operaciones en que son utilizados. Cada uno de los materiales descritos aquí tiene una función específica y su uso debe ser acorde con la tarea a realizar. La utilización inadecuada de este material dará lugar a errores en las experiencias realizadas.

En este trabajo práctico se conocerán los materiales de uso más frecuente en el laboratorio y se ensayarán alguna de las prácticas de rutina en operaciones volumétricas

#### **Objetivos de la práctica**

- Reconocer y utilizar correctamente el material de laboratorio más comúnmente usado.
- Realizar técnicas manuales de rutina como pipetear, trasvasar y enrasar.

#### **Bibliografía recomendada**

Kolthoff, I.M., Meehan, E. J., Sandell, E.B. 1999. Análisis químico cualitativo. Nigar.Skoog, D. A., West, D. 2005. Fundamentos de química analítica. Reverté.  
Harris, D. 2001. Análisis químico cuantitativo. Reverté. 2ªed. (corresponde a la 5ªed. original).  
Day, R.A., Underwood, A.L. 1989. Química Analítica Cuantitativa. Prentice Hall.

## Descripción del material de laboratorio de uso frecuente

El material comúnmente empleado en el laboratorio se puede diferenciar en dos grandes grupos:

- a) material de vidrio
- b) material de sostén y calentamiento.

Entre el material de vidrio se distinguen a su vez:

- a) material calibrado o volumétrico y
- b) material no calibrado.

### *Material de vidrio calibrado o volumétrico:*

Es aquel que se utiliza en la medición de volúmenes exactos y está diseñado de manera que un pequeño incremento del volumen del líquido que contiene, da lugar a una gran variación del nivel de dicho líquido. Todo material volumétrico está calibrado a una temperatura específica de 20°C, **de manera que en ningún caso podrá calentarse**. Entre este tipo de material encontramos:

- **Pipetas:** Son tubos de vidrio abiertos por ambos extremos y más anchos en su parte central. Su extremo inferior, terminado en punta, se introduce en el líquido; al succionar por su extremo superior, el líquido asciende por la pipeta. Los dos tipos de pipeta que se utilizan en los laboratorios con más frecuencia son la pipeta graduada y la aforada. En la primera se pueden medir distintos volúmenes de líquido, ya que lleva una escala graduada. Las pipetas aforadas pueden ser de aforo simple o doble. Las de doble aforo son más exactas que las de simple aforo. La capacidad de una pipeta oscila entre menos de 1 ml y 100 ml. Se utilizan para medir con exactitud o transvasar pequeñas cantidades de líquido.
- **Matraz:** Un matraz volumétrico o aforado es un recipiente de fondo plano con forma de pera que tiene un cuello largo y delgado. El matraz está graduado para contener un cierto volumen de líquido a una temperatura dada. Se utiliza fundamentalmente para preparar soluciones.
- **Probeta:** Es un recipiente cilíndrico de vidrio con una base ancha, que generalmente lleva en la parte superior un pico para verter el líquido con mayor facilidad. En general están graduadas, es decir, llevan grabada una escala que permite medir un determinado volumen. Cuando se requiere una mayor precisión se recurre a otros instrumentos, por ejemplo las pipetas. Se utilizan para medir volúmenes de líquidos generalmente mayores a 10 ml y cuando no se requiere demasiada exactitud en la medida.
- **Bureta:** Es un tubo largo de vidrio, abierto por su extremo superior y cuyo extremo inferior, terminado en punta, está provisto de una llave. Al cerrar o abrir la llave se impide o se permite el paso del líquido gota a gota. El tubo está graduado, generalmente, en décimas de centímetro cúbico. Se utiliza en operaciones volumétricas en las que se realizan descargas variables y exactas de líquidos (titulaciones).

## ***Material de vidrio no calibrado***

Es el resto del material de vidrio empleado. Estos materiales carecen de una calibración rigurosa, por eso son utilizados para operaciones que no requieran de precisión de alguna medida como contener volúmenes, agitar, trasvasar, disolver, calentar.

- **Vaso de precipitado o beaker:** Son cilíndricos y en la boca llevan un pequeño apéndice en forma de pico para facilitar el vertido de las sustancias cuando se transvasan. Tienen un campo de aplicación muy extenso: se utiliza en operaciones de obtención de precipitados, de disolución, para calentar líquidos o soluciones, para evaporar soluciones. Pueden ser aforados o graduados.
- **Tubo de ensayo:** Son cilindros de vidrio cerrados en uno de sus extremos. Se emplean para mezclar pequeños volúmenes, calentar o hacer reaccionar pequeñas cantidades de sustancias.
- **Vidrio de reloj:** Se utilizan como condensadores sobre los vasos de precipitación, cuando se desea calentar un líquido sin que el volumen varíe apreciablemente. También como elemento de gran superficie para realizar evaporaciones de pequeños volúmenes. Suelen utilizarse así mismo para pesar sólidos y recibir pequeñas cantidades de drogas.
- **Embudo:** Se emplean para filtrar sustancias líquidas o simplemente para trasvasarlas de un recipiente a otro, como soporte de papel de filtro, etc. En la actualidad se utilizan embudos de diversos materiales: vidrio ordinario, "PIREX", plástico o porcelana, según el tipo aplicación que se les vaya a dar.
- **Varilla de vidrio:** Se utilizan principalmente en la realización de operaciones de disolución, en general para agitar o como elemento auxiliar en filtraciones o trasvasamiento.
- **Frasco para lavado o piseta:** Los de vidrio son frascos cerrados con un tapón atravesado por dos tubos. Por uno de ellos se sopla, saliendo el agua por el otro. También los hay de plástico, con un sólo orificio de salida, por el que sale el agua al presionar el frasco. Se utiliza para realizar lavado de precipitados, para agregar volúmenes de agua en diversas operaciones.
- **Erlenmeyer:** Son de paredes rectas. Se pueden calentar directamente sobre la rejilla. Se utiliza en especial en técnicas volumétricas como titulaciones, para recoger un filtrado, etc.
- **Balón:** Son recipientes de vidrio, esféricos, provistos de un cuello fino, lo que permite sostenerlo con pinzas. Algunos tienen marcada una determinada capacidad (aforados). Sirven para mezclar sustancias líquidas y llevarlas a la acción del fuego.
- **Cápsulas de Petri:** Tienen forma de plato plano con bordes elevados que consta de una base y una tapa. Son muy usadas en bioquímica para llevar a cabo cultivos de microorganismos. Se pueden utilizar para contener muestras, secar en estufa, etc.

## ***Material de sostén y calentamiento:***

- **Mechero de Bunsen:** Es un dispositivo que se utiliza mucho en los laboratorios debido a que proporciona una llama caliente, constante y sin humo. El quemador es un tubo de metal corto y vertical que se conecta a una fuente de gas y se perfora en la parte inferior

para que entre aire. La corriente de aire se controla mediante un anillo situado en la parte superior del tubo.

- **Soporte de Bunsen:** posee una base de hierro, en un extremo se extiende una varilla en forma vertical, en la cual se adaptan pinzas, agarraderas o aros metálicos, para sostener buretas o elementos que se requieran calentar, etc.
- **Pinzas:** Hay de diferentes tipos. Las pinzas de Mohr se usan para obstruir el paso de mangueras, hay pinzas para sostener tubos de ensayo, para llevar balones al fuego, etc.
- **Gradilla:** Se utilizan para sostener tubos de ensayo. Pueden ser de madera o de metal.
- **Trípode:** Ofrecen una base redonda sobre la que se apoya la tela de amianto para el calentamiento, se utiliza como soporte para calentar distintos recipientes.
- **Tela metálica de amianto:** Se utilizan sobre los trípodes para soportar vasos de precipitados o frascos Erlenmeyer cuando deben ser calentados.
- **Espátulas:** Se utilizan para tomar sólidos de sus frascos. Deben estar perfectamente limpias y secas.
- **Auxiliares de pipeteado (o propipetas):** Se utilizan al trabajar con pipetas. Se distinguen dos tipos: manuales y a motor. Dentro de los manuales se encuentra la **pera de goma**, que se utiliza para pipetas graduadas y aforadas (ver detalles en el anexo).
- **Escobillas:** Se utilizan para la limpieza del material de laboratorio.

## Limpieza de material

Para el trabajo en el laboratorio es necesario contar con materiales y aparatos perfectamente limpios. La exactitud de los resultados a obtener depende de manera considerable de esta condición. Los aparatos de laboratorio en vidrio y en plástico pueden limpiarse a mano, por inmersión en baño o a máquina en lavadoras de laboratorio.

El lavado a mano se realiza por frotado con ayuda de un paño o una esponja y cepillos adecuados empapados en la solución de limpieza. Se debe enjuagar repetidamente con agua de la canilla, y por último con agua destilada. En el procedimiento por inmersión en baño se colocan los aparatos de laboratorio en la solución de limpieza usualmente a temperatura ambiente durante 20 a 30 minutos. A continuación se enjuagan con agua de la red y después con agua destilada. La limpieza de aparatos de laboratorio en la lavadora es más cuidadosa con el material que la limpieza por inmersión. El lavado de materiales de vidrio y en plástico también puede efectuarse mediante baño de ultrasonido, donde debe evitarse de todas formas el contacto con las membranas vibratorias.

Si el material está bien limpio, no deben quedar adheridas pequeñas gotas de agua en las paredes interiores del recipiente. Debe notarse que el agua escurra en forma de película continua.

Una vez concluida la práctica se debe limpiar, lavar y ordenar todo el material utilizado antes de abandonar el laboratorio.

## Cuestionario de orientación

- 1) Señale las diferencias entre material de vidrio calibrado y no calibrado.
- 2) Del siguiente listado de material de laboratorio indique cuáles son:
  - a) calibrados
  - b) no calibrados
  - c) de sostén o calentamiento.

Erlenmeyer	Beaker	Piseta
Espátula	Gradillas	Pipetas graduadas
Pinzas	Vidrio de reloj	Ball Pipeta
Soporte de Bunsen	Varillas de vidrio	Tubo de ensayo
Trípode	Probeta	Mechero
Embudo	Agarraderas	Matraz

- 3) Reconozca entre el material de vidrio listado en el apartado 1. cuáles fueron diseñados para:
  - a) contener volúmenes
  - b) emitir volúmenes y/o trasvasar
  - c) calentar
- 4) Se necesita pipetear 10 mL de una solución, ¿Qué pipeta usaría? Justifique su respuesta.
  - a) Ball pipeta de 10mL de doble aforo
  - b) Pipeta graduada de 10 mL.
  - c) Ball pipeta de 10 mL de simple aforo.
  - d) Ball pipeta de 15 ML
- 5) ¿En cualquier material de vidrio prepararía una solución? Justifique su respuesta.
- 6) Ordene el siguiente material en orden creciente de exactitud: pipeta graduada de un aforo, vaso de precipitado, probeta, ballpipeta de doble aforo.

## PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### **Experiencia N° 1: Reconocimiento gráfico del material de laboratorio.**

- Reconozca el material de laboratorio que tiene sobre la mesada.
- Identifíquelo con el nombre y caracterice la función de cada uno.
- En los esquemas que se adjuntan al final coloque los nombres correspondientes.
- Clasifique el material de vidrio que se muestra en los esquemas en materiales de vidrio calibrados y no calibrados, o auxiliar, sostén o calentamiento

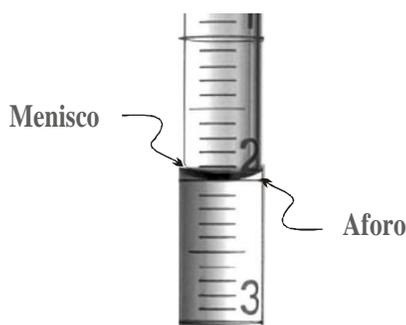
### **Experiencia N° 2: Manejo de pipetas.**

- Llene con agua destilada la probeta disponible y proceda a pipetear usando una pipeta graduada de 10 ml, hasta lograr un buen enrase y un escurrimiento lento y uniforme. Pipetee 10 ml, 5 ml, 2 ml. La pipeta debe estar vertical, el enrase a la altura de los ojos y el menisco apoyando por la línea de enrase, como se indica al pie de página. **Para pipetear utilice la pera de goma. NUNCA LO HAGA CON LA BOCA (ver gráfico explicativo).**
- Escorra el volumen deseado del líquido en el vaso de precipitado. **No sople el líquido remanente en la pipeta.**
- Repita los pasos a) y b) utilizando una pipeta aforada.

**Importante: Si debe pipetear otro líquido, debe cambiar de pipeta.**

- Repita la experiencia utilizando solución de permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ). Preste especial atención respecto del enrase de soluciones coloreadas.
- Escorra el volumen deseado del líquido en el vaso de precipitado. No sople el líquido remanente en la pipeta.
- Repita los pasos d) y e) utilizando una pipeta aforada.

## **AJUSTE DEL MENISCO**



El término “menisco” se utiliza para describir la curvatura de la superficie del líquido. El menisco adopta forma convexa o cóncava en función de la tensión superficial de un líquido. Si las moléculas del líquido experimentan mayor atracción hacia la pared de vidrio (fuerza de adherencia) que entre sí mismas (fuerza de cohesión), el menisco adoptará forma cóncava. Es decir: hay un pequeño aumento en el ángulo de contacto del líquido con la pared. Esto ocurre por ejemplo en el caso de las soluciones acuosas.

**Un pre-requisito para la medición exacta de volúmenes es el ajuste exacto del menisco.** En el caso de un menisco cóncavo, el punto más bajo del menisco debe estar a la misma altura que el borde superior de la marca de división. La lectura debe realizarse sin paralaje, es decir con la base del menisco a la altura de los ojos.

## MANEJO DE LA PERA DE GOMA

1. Colocar la pipeta en la pera de goma.
2. Mediante presión sobre la válvula "A" comprimir la pera (expulsión de *Aire*).
3. Mediante presión sobre la válvula "S" aspirar el líquido Hasta sobrepasar ligeramente la marca deseada (*Succión*).
4. Mediante presión sobre" la válvula E" dejar salir el líquido hasta la marca deseada o bien vaciar la pipeta (*Emisión*).



### Experiencia N° 3: Manejo del matraz y enrase

- a) Tome con una pipeta una alícuota de 10 ml de solución de  $\text{KMnO}_4$  y lleve a un matraz de 50 o 100 ml en función del que tenga en la mesada.
- b) Agregue agua destilada hasta aproximadamente  $\frac{1}{3}$  del volumen y homogeneice con movimientos rotatorios **evitando "salpicaduras por encima de la línea de enrase"**.
- c) Agregue nuevamente agua destilada con pipeta.
- d) Enrase con pipeta.

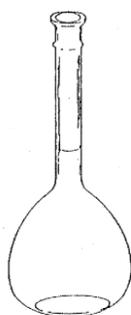
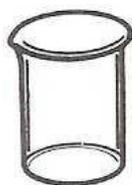
**Importante:** Una vez efectuado el enrase, mostrarlo al encargado del laboratorio.

Repita toda la operación tantas veces como sea necesario hasta obtener un enrase correcto.

- e) Finalmente, tape el matraz y homogeneice por inversión.

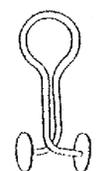
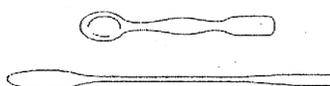
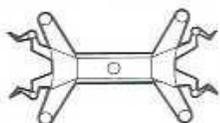
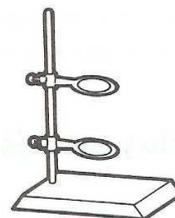
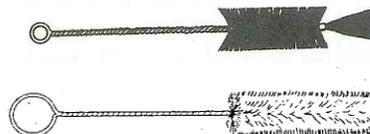
# MATERIAL DEL LABORATORIO DE USO FRECUENTE

## Material de vidrio



# MATERIAL DE LABORATORIO DE USO FRECUENTE

## Material auxiliar, de sostén y calentamiento



## LABORATORIO N° 2

### PREPARACIÓN DE SOLUCIONES Y DILUCIONES.METODOS DE PESADA

#### Introducción

El agua se encuentra en la naturaleza en diferentes formas; en estado líquido en arroyos, ríos, lagunas, océanos, etc, en estado sólido en forma de hielo o nieve y en estado gaseoso en forma de vapor. Las aguas naturales no son sustancias puras, constituyen soluciones. Dentro de las sustancias naturales disueltas en el agua se encuentran iones de sales inorgánicas solubles, iones provenientes de la meteorización de los silicatos, compuestos solubles o coloidales de origen biológico y gases disueltos.

Una *solución* es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia disuelta se llama soluto y está presente, generalmente, en pequeña proporción en relación a la sustancia en la que se disuelve, llamada solvente. Una solución queda definida no solo por sus componentes sino también por la cantidad relativa de cada uno de ellos presente en la solución. La **concentración** de una solución expresa la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente. Puesto que la mayoría de las reacciones se llevan a cabo en solución, es importante conocer las diferentes maneras de expresar la concentración y aprender a preparar soluciones de una determinada concentración.

Para preparar una solución a partir de una droga sólida es necesario determinar su masa. La determinación de la masa de un objeto o sustancia es uno de los procedimientos más comunes en la química experimental. En este práctico se practicarán las técnicas para preparar soluciones y diluciones, utilizando a su vez diversos métodos de pesada.

#### Objetivos de la práctica

- Conocer el procedimiento correcto para preparar soluciones y diluciones.
- Preparar soluciones a partir de drogas sólidas y calcular concentraciones.
- Realizar diluciones y calcular concentraciones a partir de soluciones concentradas.
- Operar con diferentes unidades de concentración.
- Realizar los procedimientos necesarios para efectuar una pesada correcta.
- Reconocer los diferentes métodos de pesada y elegir el adecuado según el tipo de muestra a determinar.

#### Bibliografía recomendada

Chang, R. Química. 2007. 9° edición. Mc Graw-Hill, Interamericana. México. Harris, D. 2001. Análisis químico cuantitativo. Reverté.

Kolthoff, I.M., Meehan, E. J., Sandell, E.B. 1999. Análisis químico cualitativo. Nigar. Skoog, D. A., West, D. 2005. Fundamentos de química analítica. Reverté.

## Tipos de balanzas

La determinación de la cantidad de materia se determina midiendo el peso de la misma. Este método analítico cuantitativo se denomina *gravimetría*. Esta operación se realiza mediante el uso de balanzas. En general hay varios tipos de balanzas disponibles en un laboratorio: electrónicas, de platillos, etc. Cada una difiere en su construcción, aspecto, precisión y forma de operarla. Las más exactas se denominan analíticas, y suelen estar encerradas en una urna de vidrio para que no las afecten las corrientes de aire.

Para el desarrollo del práctico se utilizarán balanzas digitales. Las *balanzas digitales* tienen menor sensibilidad que las analíticas pero se caracterizan por su gran facilidad de operación. Constan de un platillo, un visor digital y teclas de mando con múltiples funciones. La *balanza analítica Mettler con vernier* se caracteriza por su alta precisión y practicidad en el manejo. El principio de esta balanza es el de una palanca simple de brazos desiguales en estado de equilibrio. Los aspectos teóricos y las características técnicas de las balanzas analíticas están tratados en la citada. Las experiencias a realizar en esta práctica están descritas sobre la bibliografía base del uso de balanzas digitales.

Para operar con la balanza tenga en cuenta las siguientes cuestiones generales:

- 1) Asegúrese siempre que la balanza indique 0,00 g (el número de dígitos dependerá de cada balanza) cuando no hay ningún objeto en su platillo. Ajuste la tara o la perilla de cero si es necesario.
- 2) Todas las balanzas, pero especialmente las eléctricas se dañan con la humedad. Evite en lo posible poner líquidos en la vecindad de la balanza. Seque inmediatamente cualquier gota que vea cerca o sobre de la misma.
- 3) Nunca pese un reactivo directamente sobre el platillo de la balanza. Idealmente los reactivos deben ser pesados en el recipiente en que serán usados.

## **Cuestionario de orientación**

- 1) ¿Qué es una solución? ¿Cómo define soluto y solvente?
- 2) ¿Cómo puede expresarse la concentración de una solución?
- 3) ¿En qué consiste una dilución?
- 4) ¿En qué material de vidrio prepararía una solución y por qué?
- 5) Lea y analice los diferentes métodos de pesada que se usarán en el trabajo práctico.
- 6) ¿Cuándo es necesario realizar una pesada por diferencia?
- 7) ¿Qué significa trasvasar cuantitativamente? ¿Cómo realiza esta operación?
- 8) Si al preparar una solución se excede en el enrase, ¿se puede retirar con pipeta este exceso y volver a enrasar? Justifique su respuesta.
- 9) Comente algunos ejemplos de soluciones en un sistema natural.

## Problemas para resolver

1. Si se disuelve una cantidad de 15 g de  $\text{NaNO}_3$  en suficiente cantidad de agua destilada para hacer 500 mL de solución ¿Cuál es la molaridad de la solución?
2. Si se toman 20 ml de una solución de  $\text{KMnO}_4$  2M y se llevan a un volumen final de 250 ml, ¿cuál es la concentración molar de la nueva solución?

## Materiales y reactivos necesarios

Materiales		Reactivos
Balanza	Espátula	$\text{NaCl(s)}$
Vaso de precipitado	Varilla de vidrio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (s)
Matraz 50 ml – 100ml	Piseta	Agua destilada
Pipeta	Vidrio de reloj	
Gradilla	Tubos de ensayo	

## PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### Experiencia N°1: Pesada por diferencia.

#### Preparación de una solución a partir de una droga sólida soluble de fácil disolución ( $\text{NaCl}$ ).

- a) Coloque el recipiente conteniendo el  $\text{NaCl(s)}$  y anote su peso.
- b) Transfiera con cuidado una porción de la muestra a un vaso de precipitado. Para ello tome el recipiente, destápelo y vuelque suavemente golpeando con el dedo índice, dejando caer la droga sobre el vaso de precipitado.
- c) Tape rápidamente el recipiente y péselo nuevamente.
- d) Por diferencia entre estos dos valores obtenga el peso de la sustancia extraída.
- e) Disuelva la droga pesada (en el vaso de precipitado) con agua destilada agitando con varilla de vidrio. Trasvase **cuantitativamente** mediante un embudo (lavando cuidadosamente el vidrio de reloj, la varilla de vidrio, el embudo y el vaso de precipitado) al matraz disponible.
- f) Enrase y homogeneice por inversión.
- g) Calcule la concentración de la solución preparada (Molaridad y %P/V).

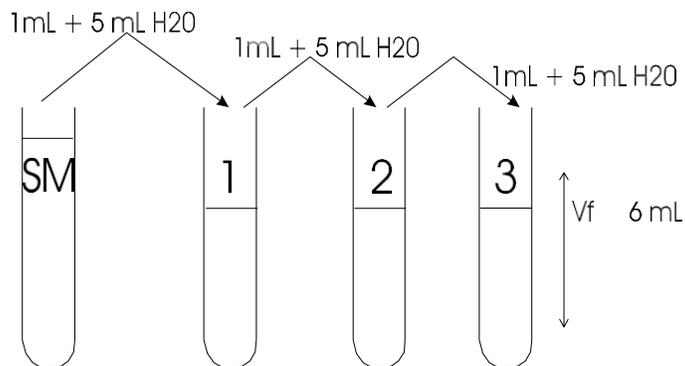
**Experiencia N° 2: Pesada por adición.**

**Preparación de una solución a partir de una droga sólida de disolución dificultosa o lenta ( $K_2Cr_2O_7$ ).**

- Coloque un vidrio de reloj sobre el platillo. Anote la lectura o tare la balanza.
- Coloque sobre el vidrio de reloj 0,3 g de  $K_2Cr_2O_7$  (s).
- Transfiera a un vaso de precipitado.
- Prepare la solución como en la experiencia anterior.
- Calcule su concentración (Molaridad y %P/V).

**Experiencia N°3: *Preparación de diluciones y cálculo de concentraciones.***

- Coloque en un tubo de ensayo 10 mL de la solución de  $K_2Cr_2O_7$  preparada en la experiencia anterior y rotúlela como SM (Solución Madre).
- Numere tres tubos de ensayo. Realice 3 diluciones en serie como indica en la figura: tome 1 ml de la solución SM y lleve a volumen final (Vf) de 6 ml. Repita la operación a partir de la nueva solución. La diferencia en la intensidad de color de las soluciones permitirá visualizar el proceso de dilución.
- Calcule las concentraciones molares de las diluciones realizadas.



## INFORME DEL PRACTICO N° 2

### PREPARACIÓN DE SOLUCIONES Y DILUCIONES.

#### METODOS DE PESADA

Complete el informe como se solicita y adjunte la hoja donde realizó los cálculos

#### EXPERIENCIA N°1:

Preparación de una solución a partir de una droga sólida soluble de fácil disolución (NaCl). Complete el siguiente cuadro, referido a la solución preparada:

Peso del recipiente antes de retirar el NaCl	Peso del recipiente después de retirar el NaCl	grs. de NaCl	N° de moles de NaCl	Volumen en ml de solución.	Molaridad	% P/V	N° de moléculas de NaCl

#### EXPERIENCIA N°2:

Preparación de una solución a partir de una droga sólida de disolución dificultosa ( $K_2Cr_2O_7$ ). Complete el siguiente cuadro, referido a la solución preparada:

Peso del recipiente	Peso del recipiente + la droga	grs. de $K_2Cr_2O_7$	N° de moles de $K_2Cr_2O_7$	Volumen en ml de solución	Molaridad	% P/V	N° de moléculas de $K_2Cr_2O_7$

**EXPERIENCIA N°3:**

Preparación de diluciones y cálculo de concentraciones. Complete el siguiente cuadro correspondiente a las diluciones preparadas:

	Molaridad de la solución	N° de moléculas de $K_2Cr_2O_7$ en 100 ml de solución
Solución Madre		
Solución 1		
Solución 2		
Solución 3		

**Conclusión:**

## LABORATORIO N° 3

### DISTINTOS TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS ANÁLISIS CUALITATIVO DE SEDIMENTOS

#### Introducción

En la corteza terrestre muy pocos elementos químicos se encuentran en estado nativo o no combinado. Lo habitual es encontrarlos formando minerales como los silicatos, carbonatos, sulfuros u óxidos poco solubles en agua. También se encuentran en forma de haluros de metales alcalinos o alcalinotérreos ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaF}_2$ ) y otras sales como sulfatos, nitratos y fosfatos. Algunos de estos compuestos son solubles en agua, otros no se disuelven en agua pero sí en soluciones ácidas diluidas y otros requieren tratamientos más enérgicos para ser disueltos.

En este práctico se determinará cualitativamente la presencia de algunos compuestos solubles e insolubles presentes en una muestra de sedimentos analizando diversos tipos de reacciones químicas.

En una reacción química se produce un reordenamiento en las combinaciones químicas de los átomos. Tal reordenamiento de los átomos es representado por las ecuaciones químicas, que son la representación simbólica de una reacción química en términos de las fórmulas químicas. Los cambios asociados a una reacción química pueden ir acompañados por evidencias detectables como por ejemplo: desprendimiento de un gas, formación o desaparición de un precipitado, desprendimiento o absorción de calor, cambio de color. En otros casos, las reacciones químicas transcurren sin que puedan ser percibidas directamente por los sentidos. En general, las reacciones químicas en los compuestos inorgánicos pueden agruparse según ciertos patrones de similitud, basados en la manera en que se ordenan los átomos o grupos de átomos en la reacción química.

#### Objetivos del práctico

- Reconocer por evidencias experimentales cuando ocurre una reacción química.
- Identificar distintos tipos de reacciones químicas.
- Investigar la solubilidad de algunos compuestos.
- Realizar un análisis cualitativo sencillo de sedimentos identificando algunas especies presentes en la muestra.

- Bibliografía recomendada

Chang, R. Química. 2007. 9° Edición. Mc Graw-Hill, Interamericana. México.

## Cuestionario de orientación

- 1) ¿Qué es una reacción química?
- 2) Señale las diferencias entre una propiedad física y una propiedad química.
- 3) ¿Qué es la solubilidad de un compuesto?
- 4) Reconozca cuál de los siguientes compuestos son solubles en agua y cuáles son insolubles (consulte las reglas de solubilidad al final de la guía).  
 $\text{CaCO}_3 - \text{ZnSO}_4 - \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 - \text{AgClO}_3 - \text{NH}_4\text{ClO}_4 - \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 - \text{Mn}(\text{OH})_2$
- 5) Escriba la reacción química general de la oxidación de la materia orgánica (MO) frente al agua oxigenada.
- 6) ¿Por qué hay sedimentos que presentan color rojo?

## Materiales y reactivos necesarios

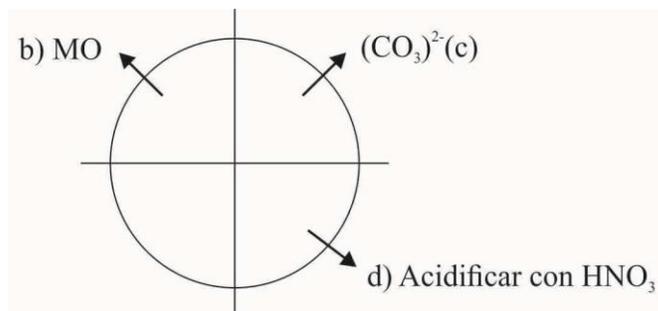
Materiales		Reactivos y muestras
Probeta	Espátula	Agua destilada
Vaso de precipitado	Pipeta	KSCN
Embudo	Varilla de vidrio	$\text{HNO}_3$ concentrado
Papel de filtro	Cápsula de Petri	$\text{AgNO}_3$ 0,1 M
Tubos de ensayo	Gradilla	$\text{HCl}$ 1 M
		$\text{BaCl}_2$ 0,1 M
		$\text{H}_2\text{O}_2$
		muestra de sedimentos

## PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### Experiencia N°1: *Análisis del sedimento sólido*

Preparación de la muestra: (ver esquema de trabajo)

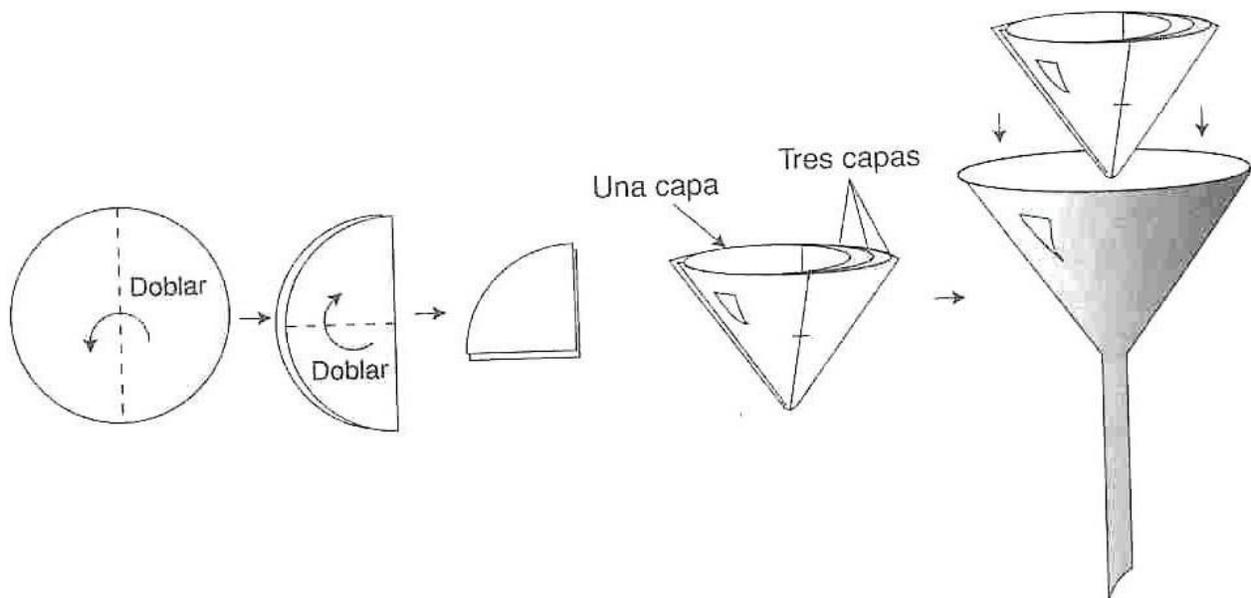
- a) Cuartear la muestra:



- b) Tomar una pequeña porción con espátula y hacerla reaccionar con agua oxigenada para detectar la presencia de materia orgánica. Observar la reacción e informar reactividad alta, media, baja o nula.
- c) Tomar una pequeña porción con espátula y hacerla reaccionar con ácido clorhídrico para detectar la presencia de carbonatos. Observar la reacción e informar reactividad alta, media, baja o nula.
- d) Coloque otro de los cuartos de la muestra de sedimentos en un vaso deprecipitado, solicite a la profesora que lo acidifique y luego coloque 20 ml de agua destilada (medida en la probeta). Agite unos minutos con varilla de vidrio.
- e) Doble el papel de filtro como se indica en el recuadro de más abajo.
- f) Coloque el embudo con el papel de filtro en la probeta disponible y filtre la mezcla obtenida en d). Obtendrá un residuo sólido y un sobrenadante.
- g) Elimine el residuo sólido en un tacho de residuos sólidos.
- h) Divida el sobrenadante en 4 tubos de ensayo, de los cuales el primero será un “Blanco”, el cual sirve para comparar con los otros y verificar algún cambio en ellos.

Técnica de filtrado:

La filtración permite separar un líquido de un sólido mediante un material que retiene las partículas sólidas. El filtro puede realizarse con distintos materiales, los filtros más comunes son el papel. Para filtrar a presión normal, se utiliza un embudo cónico y se opera tal como se muestra en la figura. Una vez colocado el papel en el interior del embudo, se humedecerá el con el líquido de lavado, con el fin de que la superficie externa del papel se adhiera perfectamente con la pared interna del embudo. Una vez que haya pasado todo el líquido, el sólido que puede permanecer en el recipiente inicial se arrastra al filtro con la ayuda de la varilla y, posteriormente, con pequeñas porciones de disolvente, que al mismo tiempo actuará como líquido de lavado. Debe cuidarse mucho las adiciones de producto al filtro para que la disolución no rebase nunca el borde del papel, ya que en ese caso pasaría líquido sin atravesar el papel de filtro y arrastraría, al líquido filtrado, partículas de precipitado.



## Experiencia N°2: Análisis del sobrenadante.

### Reconocimiento de la presencia de $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Cl}^-$ y $\text{SO}_4^{2-}$

- El tubo 1 será utilizado como blanco.
- Agregue al tubo 2, una gota de  $\text{AgNO}_3$ . Compare con el blanco y observe si se produce algún cambio. Reconozca que reacción química se ha producido.
- Al tubo 3 agregue 5 gotas de  $\text{BaCl}_2$  y deje reposar unos segundos. Compare con el blanco y observe los cambios producidos. Analice el fenómeno observado y reconozca la reacción producida. ¿Cuál es la evidencia experimental?
- Al tubo 4 agregue  $\text{KSCN}$ . Compare con el blanco y observe los cambios producidos. Analice el fenómeno observado y reconozca la reacción producida. ¿Cuál es la evidencia experimental?

### Reglas de solubilidad de compuestos iónicos en agua a 25° C

COMPUESTOS SOLUBLES	EXCEPCIONES
1. Compuestos que tengan iones de metales alcalinos ( $\text{Li}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Rb}^+$ , $\text{Cs}^+$ , y el ión amonio ( $\text{NH}_4^+$ ))	
2. Nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ), bicarbonatos ( $\text{HCO}_3^-$ ) y cloratos ( $\text{ClO}_3^-$ )	
3. Haluros ( $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ )	Haluros de $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$
4. Sulfatos ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	Sulfatos de $\text{Ag}^+$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$
COMPUESTOS INSOLUBLES	EXCEPCIONES
5. Carbonatos ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), fosfatos ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), cromatos ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ), sulfuros ( $\text{S}^{2-}$ )	Compuestos alcalinos que contengan iones de metales alcalinos y el ión amonio
6. Hidróxidos	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ión $\text{Ba}^{2+}$

## INFORME DEL PRACTICO N° 3

### DISTINTOS TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS ANÁLISIS CUALITATIVO DE SEDIMENTOS

Complete los siguientes puntos con las observaciones realizadas en cada experiencia. Describa las evidencias específicas que le permitieron encuadrar la reacción en alguno de los distintos tipos descriptos. Escriba las ecuaciones correctamente balanceadas.

#### EXPERIENCIA N° 1: Análisis del sedimento sólido

a) Al agregar HCl al residuo sólido:

*¿De qué ión o compuesto deseo evidenciar la presencia?*

*Reacción química:*

*Evidencia experimental:*

b) Al agregar H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> al residuo sólido:

*¿De qué ión o compuesto deseo evidenciar la presencia?*

*Reacción química:*

*Evidencia experimental:*

#### EXPERIENCIA N° 2: Análisis del sobrenadante

a) Al agregar AgNO<sub>3</sub> al sobrenadante:

*¿De qué ión o compuesto deseo evidenciar la presencia?*

*Reacción química:*

*Evidencia experimental:*

b) Al agregar BaCl<sub>2</sub> al sobrenadante:

*¿De qué ión o compuesto deseo evidenciar la presencia?*

*Reacción química:*

*Evidencia experimental:*

c) Al agregar KSCN al sobrenadante:

*¿De qué ión o compuesto deseo evidenciar la presencia?*

*Reacción química:*

*Evidencia experimental:*

**Conclusión:** describa brevemente qué ha concluido de este laboratorio. Analice, compare, justifique.

## LABORATORIO N° 4

### DETERMINACIÓN DE CARBONATOS EN SEDIMENTOS

#### LEY DE LOS GASES Y EL CALCÍMETRO DE SCHEIBLER

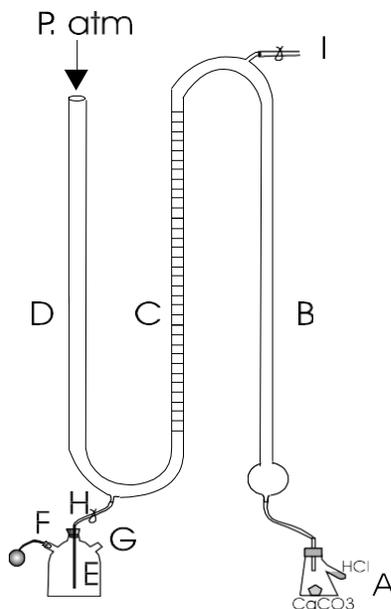
### Introducción

Los carbonatos naturales son los minerales más abundantes después de los silicatos. Este grupo mineral está compuesto por el ión  $\text{CO}_3^{2-}$  y una o más clases de iones positivos. Los carbonatos más comunes son la calcita  $-\text{CaCO}_3-$  y la dolomita  $-\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2-$ . La calcita reacciona vigorosamente frente al ácido clorhídrico liberando  $\text{CO}_2$  gaseoso. El  $\text{CaCO}_3$  en las rocas y sedimentos y el  $\text{CO}_2$  en la atmósfera constituyen importantes reservorios de carbono que, mediante la acción de procesos físicos y biológicos, integran uno de los ciclos de los elementos más importantes para mantener a la Tierra como un planeta “vivo”: el ciclo del carbono. En este práctico se determinará el porcentaje de carbonatos en una muestra de sedimentos mediante la utilización del Calcímetro de Scheibler. El funcionamiento de este aparato está basado en la reacción química que se produce cuando el carbonato reacciona con ácido clorhídrico. Mediante la aplicación de la ecuación general de los gases es posible determinar el porcentaje de carbonatos a partir de la medición del  $\text{CO}_2$  desprendido en la reacción.

### Descripción del Calcímetro de Scheibler

El aparato consta de un uriómetro (A), conectado a un tubo fino (B) que desemboca en una bureta gasométrica graduada (C). Esta comunica con otro tubo en "U" (D), abierto en su extremo superior. En la base del tubo en "U" hay una comunicación con un frasco de Wolf (E), el cual contiene agua acidulada. Las restantes bocas del frasco de Wolf tienen una pera de goma (F) y un tapón de goma (G). Entre el tubo en "U" y el frasco de Wolf, como así también en los tubos B y C hay pinzas de Mohr (H e I), que permiten junto a la pera de goma regular el nivel del agua en los tubos D y C. Todas las uniones deben permitir cerrar herméticamente el aparato.

**La técnica consiste** en la medición del volumen de gas  $\text{CO}_2$  desprendido en la descomposición química de los carbonatos al reaccionar con ácido clorhídrico (2 M). Dicho volumen es medido con la bureta graduada. La cantidad de carbonato existente en la muestra analizada, se obtiene mediante un cálculo estequiométrico desde la cantidad en mL de  $\text{CO}_2$  desprendido.



### **Objetivos del práctico**

- Operar correctamente el Calcímetro de Scheibler.
- Interpretar los fenómenos observados en base a la Ley de los gasesideales.
- Determinar la sensibilidad del método con una muestra de concentración conocida.
- Realizar el cálculo del contenido de carbonatos en una muestra de sedimentos.

### **Bibliografía recomendada**

Chang, R. Química. 2007. 9º Edición. Mc Graw-Hill, Interamericana. México. Whitten, Davis, Peck y Stanley. Química 2008. 8º Edición. CENGAGE Learning.

### **Cuestionario de orientación**

- 1) ¿Cuál es la composición química de una caliza?
- 2) Plantee la reacción química que ocurre cuando se añade HCl a una roca que contiene carbonatos.
- 3) Una muestra de gas contenida en un recipiente de 2,5 L a una temperatura de 30°C ejerce una presión de 4,8 atm. ¿Cuál es el número de moles presentes en el gas?
- 4) Se pesan 0,4 g de CaCO<sub>3</sub> y se desea que reaccione completamente con una solución de HCl. Si se añaden 2 mL del ácido, indique que concentración molar mínima debe tener la solución de HCl para que éste no resulte limitante.
- 5) Lea y analice el procedimiento mecánico para la utilización del calcímetro.
- 6) Investigue la importancia de la presencia de carbonato de calcio en un registro sedimentario ¿Qué condiciones geoquímicas y ambientales implica su presencia?

### **Problemas a resolver:**

- 1) Se recoge sobre agua un volumen de 250 ml de CO<sub>2</sub> a una T de 33°C y una presión de 775 mm de Hg (Consulte en tabla la presión de vapor de agua a la temperatura indicada) Indique:
  - a) ¿Cuál es el número de moles de CO<sub>2</sub> contenidos en ese volumen?
  - b) ¿Cuál es el volumen del gas en condiciones normales de presión y temperatura?
- 2) Se pesa 1,2 g de una muestra de sedimentos y se la hace reaccionar totalmente con HCl. Se recogen 76 mL de CO<sub>2</sub> desprendido sobre agua. El experimento se realiza a una temperatura de 30° C y a una presión atmosférica de 762 mm. ¿Qué porcentaje de carbonatos tiene dicha roca?(Consulte en tabla la presión de vapor de agua a la temperatura indicada).

### **Materiales y reactivos necesarios**

Materiales	Reactivos y muestras
Calcímetro de Scheibler	CaCO <sub>3</sub> (s)
Balanza	HCl 2M
Pipeta	Muestra de sedimentos
Espátula	
Termómetro/Barómetro	

## PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### Experiencia N°1: *Determinación de la sensibilidad del método del Calcímetro de Scheibler.*

- a) Coloque en la base del uriómetro la muestra pesada de  $\text{CaCO}_3$ .
- b) En el tubo lateral del uriómetro añada  $\text{HCl}$  2M hasta cerca del borde del tubo, teniendo precaución de no derramar ácido dentro del uriómetro. Cierre el recipiente con el tapón de goma procurando nuevamente no derramarel ácido (si esto ocurriera lavar debidamente el uriómetro y **reiniciar el experimento**).
- c) Abra ambas pinzas de Mohr y accionando la pera de goma (**F**), nivele las columnas **C y D**.
- d) Obture ambas pinzas, constate la hermeticidad, tome nota del volumen inicial y retire el tapón **G**.
- e) Provoque la reacción de la muestra con todo el ácido y agite. El desprendimiento de  $\text{CO}_2$  provoca un **descenso** el nivel de líquido de la columna **C**. Al mismo tiempo que el descenso se produce, debe accionar la pinza **H** para que la rama **D** descienda acompañando a la columna **C**. Esto último permite que se equilibren las presiones en ambas columnas y se evite el derramamiento del líquido.
- f) Terminada la reacción el nivel permanecerá sin variación. Tome nota del volumen, de la temperatura ambiente y de la presión atmosférica reinante.
- g) Realice el cálculo de la masa de  $\text{CaCO}_3$  experimental (en mg).
- h) Vuelque todos los datos de la comisión en una planilla y realice la curva [mg  $\text{CaCO}_3$  calculado] vs [mg  $\text{CaCO}_3$  pesado] (en una hoja aparte para anexar al informe).
- i) Discuta e interprete el significado de esta curva en relación con el método analítico empleado.

### Experiencia N° 2: *Determinación del porcentaje de carbonatos totales de una muestra de sedimentos.*

- a) Cuartee la muestra de sedimentos con la que se trabajará y pese por adición 1 gr de muestra.
- b) Coloque en la base del uriómetro la muestra pesada. En el tubo interno añada  $\text{HCl}$  2M y opere el calcímetro siguiendo los pasos indicados en la experiencia N° 1.
- c) Realice el cálculo de los gramos de  $\text{CO}_2$  producidos.
- d) Expresé el resultado final en porcentaje de carbonatos de la muestra de sedimento.

**INFORME DEL PRACTICO N° 4**  
**DETERMINACIÓN DE CARBONATOS EN SEDIMENTOS: LEY DE LOS GASES Y EL**  
**CALCÍMETRO DE SCHEIBLER**

Complete el informe como se solicita y adjunte la hoja donde realizó los cálculos:

**EXPERIENCIA N° 1: Determinación de la sensibilidad del método del Calcímetro de Scheibler.**

a) Complete:

Reacción química producida entre  $\text{CaCO}_3$  y  $\text{HCl}$ :

Volumen de  $\text{CO}_2$  desprendido:

Moles de  $\text{CO}_2$  desprendido:

Gramos de  $\text{CO}_2$  desprendidos:

Gramos de  $\text{CaCO}_3$  en la muestra:

**RESULTADOS DE TODOS LOS GRUPOS**

Grupo	mg $\text{CaCO}_3$ pesados	mg $\text{CaCO}_3$ calculados
1		
2		
3		
4		
5		
6		

b) Realice una curva [mg  $\text{CaCO}_3$  calculado] vs [mg  $\text{CaCO}_3$  pesado]

**EXPERIENCIA N° 2: Determinación del contenido de carbonatos totales de una muestra de sedimentos.**

Peso de la muestra de sedimento:

Volumen de  $\text{CO}_2$  desprendido:

Moles de  $\text{CO}_2$  desprendido:

Gramos de  $\text{CO}_2$  desprendidos:

Gramos de  $\text{CaCO}_3$  en la muestra:

Porcentaje de  $\text{CaCO}_3$  en la muestra:

**Conclusión:** describa con sus palabras qué ha concluido de este laboratorio. Analice, compare, justifique.

**Introducción**

La energía juega un rol fundamental en los procesos geológicos, desde el crecimiento de un cristal “átomo a átomo” hasta la elevación de una cadena montañosa. Muchos procesos naturales involucran un flujo de energía. Por ejemplo, la fusión de un cristal de hielo requiere que una cantidad de energía sea transferida en forma de calor desde el medio (aire o agua) hacia el cristal. El cristal sufre un incremento en su energía interna, lo que permite su transformación en agua líquida. Tanto el hielo como el agua poseen energía interna; esta energía, que puede ser entendida como “calor almacenado” en cada una de las sustancias, es llamada entalpía. Debido a que las moléculas en el agua líquida son más móviles que en el hielo, la entalpía del agua es más grande que la de una cantidad equivalente de hielo a la misma temperatura. La diferencia entre las dos, es llamada diferencia de entalpía entre el estado inicial (hielo) y el estado final (agua líquida) del compuesto  $H_2O$ .

En este práctico se analizarán reacciones químicas que involucran cambios de energía. Dichos cambios serán medidos utilizando un sensor de temperatura el cual permite realizar mediciones con mayor precisión y facilitar el manejo ágil de los datos obtenidos.

**Objetivos del práctico**

- Determinar si una reacción química es endotérmica o exotérmica.
- Establecer la relación entre la cantidad de materia usada y el calor de reacción.
- Verificar los supuestos de la relación del calor con la variación de temperatura de un sistema.

**Bibliografía recomendada**

Whitten, Davis, Peck y Stanley. Química. 2008. 8° Edición. CENGAGE Learning.

## Cuestionario de Orientación

- 1) ¿Qué es el calor? ¿Difiere el calor de la energía térmica?
- 2) Defina los siguientes términos: calorímetro, termoquímica, proceso exotérmico, proceso endotérmico.
- 3) Recuerde la ecuación para calcular la entalpía de una reacción y defina sus términos.
- 4) Dibuje la curva de temperatura en función del tiempo, que esperaría ver en un calorímetro para una reacción exotérmica y para una endotérmica.

## Materiales y reactivos necesarios

Materiales	Reactivos
Espátula	HCl 0,5 M.
Sensor de temperatura	NaOH 0,5 M
Balanza	H <sub>3</sub> C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sub>7</sub> (ácido cítrico) 1,5 M.
Beaker 250 ml	NaHCO <sub>3</sub> (s)
Vaso de polietileno expandido	Agua destilada
Probeta graduada	

## PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### Experiencia N° 1: *Reacción entre HCl y NaOH.*

- a) Coloque el vaso de polietileno dentro del beaker de 250 ml e introduzca en su interior el sensor de temperatura.
- b) Conecte el sensor de temperatura.
- c) Coloque 10 ml de ácido clorhídrico 0,5 M en el vaso y comience a registrar datos.
- d) Cuando la medida se estabilice, agregue 10ml de NaOH a la solución anterior y agite la solución para asegurar una mezcla homogénea.
- e) Continúe la lectura de temperatura hasta que llegue a un pico máximo o mínimo. Registre la temperatura máxima y la mínima.

### Interpretación de los datos y cálculos

- a) Grafique temperatura vs. tiempo y determine si la reacción es endotérmica o exotérmica. Compárelo con la curva que había dibujado antes de la experiencia.
- b) Calcule  $\Delta T$ .
- c) Calcule el calor de reacción ( $\sim\Delta H$ ) y el calor **molar**. Considere que el calor específico de la solución es el del agua (4,18 J/g°C) y que la masa es 50g (50ml ~ 50g).

**Experiencia N° 2: *Reacción entre  $C_5H_5O(COOH)_3$  (ácido cítrico) y  $NaHCO_3(s)$ .***

- a) Coloque 10 ml de ácido cítrico 1,5 M en el vaso.
- b) Conecte el sensor de temperatura
- c) Cuando la medida se estabilice, agregue 0,25 gr de  $NaHCO_3(s)$  a la solución y observe los cambios.
- d) Continúe la lectura de temperatura hasta que se haya estabilizado. Registre la temperatura máxima y la mínima.
- e) Repita la experiencia colocando 0,5 gr de  $NaHCO_3(s)$ .
- f) Registre nuevamente el cambio de temperatura.

**Análisis de los datos y cálculos:**

- a) Grafique temperatura vs. tiempo y determine si la reacción es endotérmica o exotérmica
- b) Calcule  $\Delta T$  para cada reacción.
- c) Calcule el calor de reacción ( $\sim\Delta H$ ). Compare los resultados obtenidos por etapas con el valor obtenido entre el punto inicial y final.



## LABORATORIO N° 6

### EQUILIBRIO QUÍMICO DE SISTEMAS HOMOGÉNEOS

#### Introducción

Las reacciones químicas en la naturaleza comúnmente ocurren en presencia de agua, que brinda un medio dentro del cual los iones o moléculas pueden actuar. La mayor parte de los procesos geoquímicos en soluciones acuosas tienen una tendencia natural de progresar hasta alcanzar un *equilibrio*. La disolución de minerales por meteorización y la formación de nuevas especies minerales son procesos termodinámicos que transcurren mediante equilibrios químicos. Cuando un mineral participa de una reacción química como reactivo o producto, es consumido o producido dependiendo de la dirección hacia la cual la reacción se mueve.

El equilibrio químico es un equilibrio dinámico alcanzado por un sistema químico desde cualquier punto de inicio cuando dos procesos inversos ocurren simultáneamente a la misma velocidad por lo cual la composición del sistema permanece constante.

Cuando una reacción química en equilibrio es perturbada por cambios en las condiciones físicas o químicas del sistema, éste responde para reestablecer un nuevo estado de equilibrio. En otras palabras, cuando una reacción química es perturbada, reestablece su equilibrio para contrarrestar tal perturbación. En este práctico se desarrollarán experiencias que permitirán verificar la influencia que ejercen diversos factores sobre sistemas químicos en equilibrio.

#### Objetivos del práctico

- Analizar sistemas homogéneos en equilibrio.
- Verificar experimentalmente e interpretar el efecto de perturbaciones sobre sistemas homogéneos en equilibrio.
- Aplicar el principio de Le Châtelier para explicar el efecto de la temperatura y la concentración de los reactivos sobre reacciones químicas en equilibrio.

#### Bibliografía recomendada

Chang, R. Química. 2007. 9° Edición. Mc Graw-Hill, Interamericana. México. Whitten, Davis, Peck y Stanley. Química 2008. 8° Edición. CENGAGE Learning.

## Cuestionario de Orientación

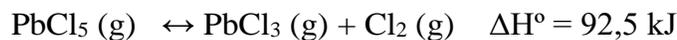
1. Discuta el concepto de equilibrio químico.
2. Enuncie el principio de Le Chatelier.
3. Señale cuáles son los factores que pueden desplazar la posición de un equilibrio químico. ¿Cuál de ellos afecta el valor de la constante de equilibrio?
4. Dada la siguiente reacción:



Cómo afectará el equilibrio:

- a) La adición de  $\text{NaHCO}_3 (\text{s})$
- b) Un aumento de presión.
- c) Una extracción  $\text{CO}_2 (\text{g})$
- d) El agregado de un catalizador.

5. Sobre el equilibrio:



- a) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?
- b) ¿Cómo varía el valor de la constante al aumentar la temperatura?
- c) ¿Cómo se desplazará el equilibrio al disminuir la temperatura?

6. Mencione las diferencias entre electrolitos débiles y fuertes.

7. ¿Qué es un indicador ácido-base?

## Materiales y reactivos necesarios

Materiales	Reactivos
Tubos de ensayo	Solución de almidón
Gradillas	Solución de yodo
Vaso de precipitado	Fenolftaleína
Pipeta Pinza	$\text{NaOH}$ 0,1 M
Tapón	$\text{HCl}$ 0,1 M
	Hielo y agua caliente
	$\text{Cu}$ metálico
	$\text{HNO}_3$ 1M



## INFORME DEL PRACTICO N° 6 EQUILIBRIO QUÍMICO DE SISTEMAS HOMOGÉNEOS

Complete el informe como se solicita analizando los equilibrios de los sistemas observados.

### **Experiencia N° 1: *Influencia de la variación de la temperatura en un sistema en equilibrio.***

- Reacción química del sistema estudiado (gaseoso!):

Comportamiento del sistema frente al aumento de temperatura (baño de agua caliente):

- a) Especie que predomina:
- b) El equilibrio se desplaza a:
- c) ¿Cómo se modifica el valor de la K?
- d) El signo de la entalpia es:
- e) La reacción es:

Comportamiento del sistema frente a una disminución de temperatura (baño de hielo):

- a) Especie que predomina:
- b) El equilibrio se desplaza a:
- c) ¿Cómo se modifica el valor de la K?
- d) El signo de la entalpia es:
- e) La reacción es:

**Experiencia N° 2: *Influencia de la variación de la concentración de un componente en un sistema en equilibrio.***

- Reacción química:

Comportamiento del sistema frente al agregado de una base fuerte:

- a) Especie que predomina:
- b) El equilibrio se desplaza a:
- c) ¿Cómo se modifica el valor de la K?

Comportamiento del sistema frente al agregado de un ácido fuerte:

- a) Especie que predomina:
- b) El equilibrio se desplaza a:
- c) ¿Cómo se modifica el valor de la K?

**Conclusión:** describa con sus palabras qué ha concluido de este laboratorio. Analice, compare, justifique.

## LABORATORIO N° 7

- a) USO DE INDICADORES Y TITULACIONES ÁCIDO-BASE.
- b) LA QUÍMICA DEL CARBONO INORGÁNICO EN AGUA

### Introducción

La composición química de las aguas naturales es variable según los diferentes reservorios (precipitaciones, ríos, lagos, arroyos, océanos) como consecuencia de las diferenciaciones químicas que ocurren a través del ciclo hidrológico. Sin embargo una serie de iones mayoritarios disueltos están presentes en todas las aguas naturales:  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ . La determinación de la concentración de algunos de estos iones disueltos en el agua se realiza mediante técnicas volumétricas basadas en *titulaciones ácido-base*.

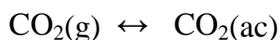
La titulación es una técnica que permite estudiar cuantitativamente las **reacciones de neutralización**. Una reacción de neutralización es aquella reacción ácido-base donde, generalmente, un ácido y una base reaccionan para formar una sal y agua. En este práctico se estudiarán diversos aspectos de las reacciones de neutralización de las titulaciones ácido-base, incluyendo el uso de indicadores ácido-base.

En las aguas naturales, además de los iones disueltos, los gases son componentes importantes debido a que su presencia influye sobre muchos de los procesos inorgánicos y biológicos que ocurren en estos sistemas. Entre los gases disueltos en las aguas naturales el  $\text{CO}_2$  es uno de los más importantes por cuanto gobierna el llamado “sistema de los carbonatos”. El sistema de los carbonatos es un sistema *ácido-base* y controla la mayor parte de los procesos geoquímicos que ocurren en la superficie. Se analizará aquí el comportamiento de un sistema en equilibrio iónico a través del análisis de la disolución del  $\text{CO}_2$  en agua.

### Disolución del $\text{CO}_2$ en agua:

En el agua el carbono inorgánico existe en un número de formas disueltas. Cuando el  $\text{CO}_2(\text{g})$  se disuelve en agua, produce su acidificación debido a los siguientes equilibrios:

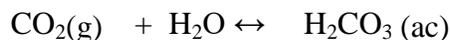
- a) El  $\text{CO}_2(\text{g})$  se disuelve en agua:



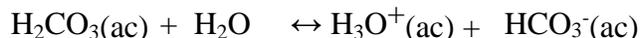
- b) El  $\text{CO}_2(\text{ac})$  disuelto y el agua reaccionan para formar ácido carbónico:



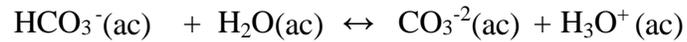
- c) Usualmente se plantean las ecuaciones (a) y (b) combinadas:



- d) El ácido carbónico se disocia dando bicarbonato:

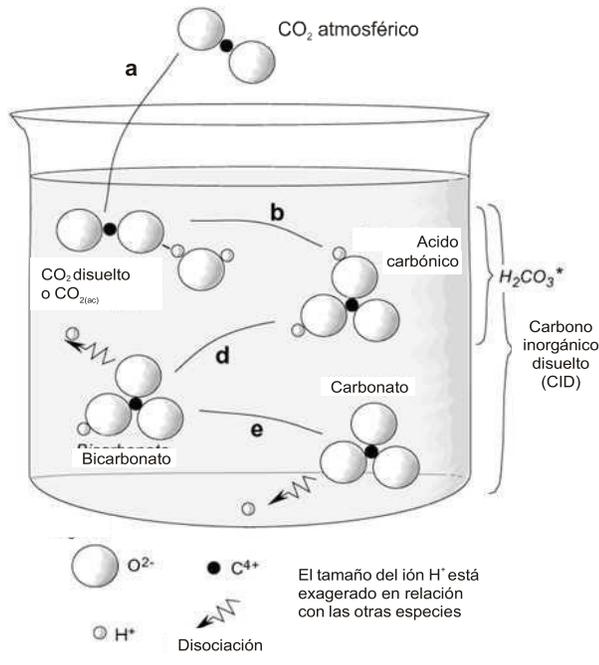


e) El bicarbonato se disocia dando carbonato:



### El equilibrio de los carbonatos

modificado de: <http://www.gly.uga.edu/railsback/FundamentalsIndex.html>



### Objetivos del práctico

- Examinar el comportamiento de sistemas en equilibrio iónico.
- Comprender el comportamiento de los indicadores ácido-base y familiarizarse con los cambios de color de algunos indicadores.
- Reconocer la acidez o la basicidad de una sustancia mediante el uso de indicadores.
- Reconocer experimentalmente el punto final de una titulación.
- Reconocer las especies de carbono inorgánico disueltas en el agua.
- Reconocer algunas propiedades del  $\text{CO}_2$ .

### Bibliografía recomendada

Chang, R. Química. 2007. 9º Edición. Mc Graw-Hill, Interamericana. México. Whitten, Davis, Peck y Stanley. Química 2008. 8º Edición. CENGAGE Learning.

## Cuestionario de orientación

- 1) ¿En qué consiste una reacción de neutralización?
- 2) ¿Cuáles son los indicadores ácido-base? ¿Qué características fundamentales deben poseer?
- 3) Investigue en qué consiste una titulación ácido-base.
- 4) Defina y establezca la diferencia entre punto final y punto de equivalencia en una titulación.
- 5) Cierta indicador presenta un color verde en su forma HIn y rojo en forma In-. ¿Cuál será el color del indicador en una solución de pH 2?
- 6) ¿Cuáles son los iones más comunes presentes en las aguas naturales?
- 7) ¿De dónde proviene el CO<sub>2</sub> disuelto en el agua?
- 8) Investigue la importancia del sistema de los carbonatos en las aguas naturales.

### Problemas a resolver:

- 1) ¿Cuál es el pH de la solución si se agregan 25.00 mL de NaOH 0.112 M a 45.00 mL HCl de 0.016M?
- 2) ¿Qué volumen de KOH 0,131M es requerido para titular 35 ml de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,00970 M?

### Materiales y reactivos necesarios

Materiales:	Reactivos:
Tubos de ensayo	HCl 0,1 M
Gradilla	NaOH 0,1 M
Erlenmeyer	agua destilada
Bureta	Alka-Seltzer (antiácido)
Soporte universal	Indicadores: indicador universal fenoftaleína naranja de metilo

## PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### Experiencia N° 1: *Uso de indicadores ácido-base.*

- a) Complete la siguiente tabla utilizando las tablas de viraje de indicadores

Soluciones	Acidez o basicidad	Naranja de metilo	Fenolftaleína	Ind. Universal
		Color	Color	Color
Muestra 1				
Muestra 2				
Muestra 3				

- b) Disponga en una gradilla nueve tubos de ensayo y numérelos. A continuación:
- en los tubos 1,2 y 3 colocar 1 cm aprox. de HCl 0,1 N
  - en los tubos 4, 5 y 6 colocar 1 cm aprox. de agua destilada
  - en los tubos 7,8 y 9 colocar 1 cm aprox. de NaOH 0,1 N.
- c) Agregue:
- dos gotas de naranja de metilo en los tubos 1, 4 y 7.
  - dos gotas de fenoftaleína a los tubos 2, 5 y 8.
  - dos gotas de indicador universal a los tubos 3, 6 y 9.
- d) Observe y registre en la tabla los colores observados. Identifique la acidez o basicidad de la muestra.

### **Experiencia N° 2: *Titulación de una solución de HCl con una solución valorada de NaOH***

- a) Mida exactamente 10 mL de solución de HCl y colóquelo en el erlenmeyer.
- b) Agregue 2 ó 3 gotas de indicador de fenolftaleína.
- c) Cargue la bureta con solución de NaOH 0,1M.
- d) Titule la solución de HCl hasta el viraje de indicador. Tome nota del volumen agregado.
- e) Determine el TITULO del ácido a partir del volumen gastado de NaOH.

### **Experiencia N° 3: *Disolución de CO<sub>2</sub> en agua y verificación del pH***

- a) Coloque 3 ml de agua destilada en un tubo de ensayo y agregue unas gotas de indicador universal. Observe el color y tome nota del pH.
- b) Coloque una pipeta dentro del tubo y, a través de ella, expulse fuertemente varias veces el CO<sub>2</sub> de su respiración. Observe los cambios ¿Se modificó el pH? Tome nota de los cambios observados.
- c) Interprete los cambios producidos sobre la base de las reacciones de equilibrio planteadas en la introducción.

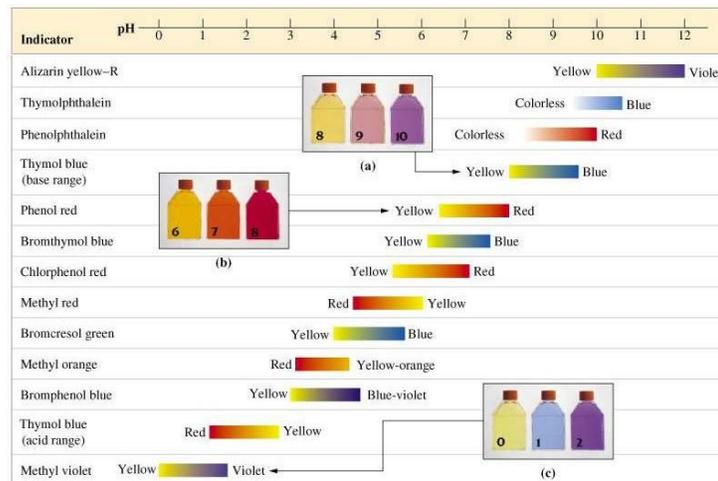
**Rangos de pH y cambio de color de algunos indicadores comunes**

INDICADOR	COLOR I	COLOR II	pH	
Azul de timol	rojo	amarillo	1.2	2.8
Amarillo de metilo	rojo	amarillo	2.9	4.0
Azul de bromofenol	amarillo	púrpura	3.0	4.6
Naranja de metilo	rojo	anaranjado	3.1	4.4
Verde de bromocresol	amarillo	azul	3.9	5.4
Rojo de Metilo	Rojo	amarillo	4.2	6.2
Rojo de clorofenol	amarillo	rojo	4.8	6.4
Azul de bromitol	amarillo	azul	6.0	7.6
Rojo de fenol	amarillo	rojo	6.4	8.0
Fenolftaleina	incoloro	fucsia	8.0	9.8
Timolftaleina	incoloro	azul	9.3	10.5
Amarillo de Alizarina	amarillo	violeta	10.1	12.0

**Indicador universal de Smith (1929):** Es una mezcla de cuatro indicadores, que posee la propiedad de presentar distintos colores en una amplia gama de valores de pH.

pH	Color
<3	rojo
4	rojo-naranja
5	anaranjado
6	amarillo
7	verde amarillento
8	azul verdoso
9	azul
10	violeta
>11	violeta rojizo

**Intervalo de viraje de indicadores comunes**





### **Experiencia N° 3: Disolución de CO<sub>2</sub> en agua y verificación del pH.**

- Color del indicador en agua destilada:
- Acidez o basicidad:
  
- Color de la solución al burbujear CO<sub>2</sub> de la respiración:
- Acidez o basicidad:

Explique en breves palabras a que se deben los cambios de pH observados:

**Conclusión:**

## LABORATORIO N° 8

### REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

#### Introducción

Una de las características de nuestro planeta es la elevada concentración de  $O_2$  gaseoso en la atmósfera. Este oxígeno, fundamental para permitir el flujo de energía que sustenta la vida, es también el responsable de generar una atmósfera oxidante. Desde un punto de vista ambiental, las reacciones de óxido-reducción son muy importantes para la mayoría de los elementos. Cuando una especie cambia su estado de oxidación también se modifica su solubilidad, volatilidad y su comportamiento en general. El color rojo de algunos sedimentos se debe a la oxidación de minerales que contiene hierro y la contaminación de cursos de agua en algunas regiones mineras obedece a la oxidación de la pirita ( $FeS$ ) y liberación de grandes cantidades de ácido sulfúrico.

Las reacciones redox ocurren en sistemas muy diversos y a menudo son procesos complejos. Sin embargo el denominador común de estas reacciones es la transferencia de electrones entre especies químicas, ya sea que la reacción ocurra en un lago, al aire libre, en un curso de agua, etc. En este tipo de reacciones interviene dos especies químicas como mínimo, una especie pierde electrones, es decir, se oxida, y la otra gana electrones, es decir, se reduce.

En este práctico se analizarán diversas reacciones redox con el fin de observar el fenómeno a nivel macroscópico e interpretar, sobre esa base, lo que ocurre a nivel microscópico, identificando la especie que se oxida y la que se reduce.

#### Objetivos de la práctica

- Interpretar y verificar experimentalmente la resultante de algunas reacciones de óxido-reducción.
- Identificar las especies químicas participantes en una reacción redox determinada, plantear las hemiclulas, balancear cada una de ellas y obtener una reacción global.
- Comprender porque el mismo reactivo frente a distintas especies químicas y/o distinto medio, puede dar lugar a la formación de distintos productos en reacciones redox.
- Predecir los productos a obtener cuando dos o más especies químicas reaccionan en determinado medio, utilizando para ello la tabla de potenciales de oxidación o de reducción.

#### Bibliografía recomendada

- Chang, R. Química. 2007. 9° Edición. Mc Graw-Hill, Interamericana. Mé-xico.
- Whitten, Davis, Peck y Stanley. Química 2008. 8° Edición. CENGAGE Learning

### Cuestionario de orientación

- 1) ¿Qué entiende por reacción de óxido-reducción?
- 2) ¿Qué es un número de oxidación? ¿Cómo se utiliza para identificar las reacciones redox?
- 3) Utilice la siguiente reacción para definir semirreacción, agente oxidante y agente reductor:  
$$\text{Zn (s)} + \text{CuSO}_4 \text{ (ac)} \leftrightarrow \text{ZnSO}_4 \text{ (ac)} + \text{Cu (s)}$$
- 4) Indique el número de oxidación de todas las especies involucradas en las reacciones de las experiencias del práctico.

### Materiales y reactivos necesarios

Materiales	Reactivos	
Tubos de ensayo	HCl 10%	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 0,1 M
Gradilla	Granallas de Zn	KMnO <sub>4</sub> 0,1 M
	Limaduras de Cu	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> concentrada
	NaOH 0,5 M	

### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

#### Experiencia N° 1: Zn y Cu frente al HCl.

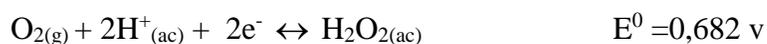
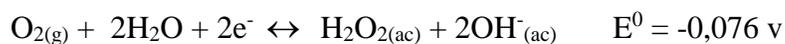
- a) Disponga en una gradilla 2 tubos de ensayo y rotúlelos (tubos 1 y 2). Coloque en cada tubo 2 ml de HCl al 10%.
- b) Agregue:
  - una granalla de Zn al tubo 1
  - una limadura de Cu al tubo 2.
- c) Analice lo observado sobre la base de la serie electroquímica.
- d) Donde se verificó reacción, identifique las especies que participaron en el proceso.
- e) Plantee las hemireacciones y obtenga la reacción global balanceada.

#### Experiencia N° 2: El MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>, agente oxidante, actuando en medio ácido y alcalino frente al H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

- a) En un tubo de ensayo coloque 2 ml de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (concentrada), acidifique con 2 ó 3 gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,1M y añada 2 ó 3 gotas de solución KMnO<sub>4</sub> 10<sup>-3</sup> M. Observe el fenómeno ocurrido.
- b) En otro tubo de ensayo coloque 2 ml de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (concentrada). Agregue 0,5 ml de solución de NaOH 0,5 M y luego añada gota a gota solución de KMnO<sub>4</sub> 0,1 M. Observe lo ocurrido.
- c) Analice lo observado utilizando la serie electroquímica.
- d) Identifique las especies que participaron en el proceso.
- e) Plantee las hemireacciones y obtenga la reacción global balanceada.

**Tabla de orientación:**

COMPUESTO	SOLUBILIDAD EN H <sub>2</sub> O	COLOR DE LA SOLUCION	ESPECIE COLOREADA
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	soluble	incoloro	
KMnO <sub>4</sub>	Soluble	violeta	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
MnO <sub>2</sub>	insoluble		MnO <sub>2</sub> (pardo)
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	soluble	incoloro	
MnSO <sub>4</sub>	soluble	rosa pálido o incoloro	Mn <sup>+2</sup>

**Potenciales estándar de reducción en solución acuosa a 25°C****EN MEDIO ACIDO:****EN MEDIO BASICO:**

## INFORME DEL LABORATORIO N° 8 REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

### Experiencia N° 1:

#### a) Zn frente al HCl:

- E° de la reacción:
- ¿La reacción es espontánea?
- Especie oxidante:
- Especie reductora:
- Hemirreacción de oxidación:
  
- Hemirreacción de reducción:
  
- Ecuación global balanceada:
  
- Potencial de la reacción:
  
- Evidencia experimental:





**b)  $\text{KMnO}_4$  frente al agua oxigenada en medio alcalino**

- $E^\circ$  de la reacción:
- ¿La reacción es espontánea?
- Especie oxidante:
- Especie reductora:
- Hemirreacción de oxidación:

- Hemirreacción de reducción:

- Ecuación global balanceada:

- Potencial de la reacción:

- Evidencia experimental:

**Conclusión:**