



LABORATORIO DE QUÍMICA

TINS

UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DEL PERÚ
Vicerrectorado de Investigación

LABORATORIO DE QUÍMICA

QUÍMICA GENERAL Y QUÍMICA I

TINS
INGENIERÍA INDUSTRIAL, INGENIERÍA DE SISTEMAS,
INGENIERÍA ELECTRÓNICA, INGENIERÍA MECATRÓNICA,
INGENIERÍA TEXTIL, INGENIERÍA DE TELECOMUNICACIONES,
INGENIERÍA ECONÓMICA

TEXTOS DE INSTRUCCIÓN (TINS) / UTP

Lima - Perú

© LABORATORIO DE QUÍMICA

Desarrollo y Edición : Vicerrectorado de Investigación

Elaboración del TINS : • Lic. Ana Elena García-Tulich Barrantes
• Ing. César Ignacio Vásquez Solís

Diseño y Diagramación : Julia Saldaña Balandra

Soporte académico : Instituto de Investigación

Producción : Imprenta Grupo IDAT

Tiraje 3 B / 0700 / 2008-II

Queda prohibida cualquier forma de reproducción, venta, comunicación pública y transformación de esta obra.

“El presente material contiene una compilación de contenidos de obras sobre Química, resúmenes de artículos, breves extractos de obras publicadas lícitamente; acompañados de resúmenes de los temas a cargo del profesor; constituye un material auxiliar de enseñanza para ser empleado en el desarrollo de las clases en nuestra institución.

Éste material es de uso exclusivo de los alumnos y docentes de la Universidad Tecnológica del Perú, preparado para fines didácticos en aplicación del Artículo 41 inc. C y el Art. 43 inc. A., del Decreto Legislativo 822, Ley sobre Derechos de Autor”.

PRESENTACIÓN

La Química se encuentra presente en todos aquellos componentes del universo, a lo largo de la historia del tiempo del universo; por eso es de vital importancia seguir estudiando la materia, la energía y la información, provenientes de los procesos de transformación de los componentes en su expansión continua.

El entendimiento de la química, comprende el estudio de la teoría, en complemento con las pruebas de laboratorio y de las reflexiones de mentes privilegiadas.

En esta correspondencia, la formación universitaria en ingeniería obliga al estudio de la Química, tanto en el aspecto teórico, cuanto en el aspecto de prácticas de laboratorio, en el espacio de comprobación de la verdad subyacente en los modelos científicos de la química.

La virtud del presente texto consiste en la presentación de un Manual de Prácticas de Laboratorio, para las Asignaturas de Química General y de Química I, adecuadamente estructurada, por la Lic. Ana E. García-Tulich Barrantes y el Ing. César I. Vásquez Solís; en base a una selección y elaboración de prácticas de laboratorio; mediante un acopio de modelos de prácticas contenidos en la fuente bibliográfica correspondiente, congruente con la infraestructura del laboratorio.

El presente texto de instrucción pretende servir de apoyo en los fundamentos teóricos de las prácticas realizadas en el Laboratorio de Química para las carreras de Ingeniería. Presenta la siguiente estructura:

Se comienza con la Volumetría Ácido – Base, describiendo las bases de la titulación como herramienta en la cuantificación de determinadas sustancias químicas, luego aplicando las reacciones de oxidación – reducción en la Volumetría Redox y su aplicación en la cuantificación de una muestra comercial.

Se continúa con la volumetría por retroceso para cuantificar la alcalinidad total en una muestra problema. Entrando un poco al análisis de la calidad del agua, se plantea la Volumetría por Precipitación que determina cloruros en muestras de agua, para terminar complementándola con la Volumetría Complejométrica, que cuantifica la dureza en este tipo de muestras.

Después del trabajo con volumetrías, se aborda el tema de los Indicadores Ácido – Base y los conceptos básicos sobre el pH y pOH.

Cambiando luego al trabajo con calorímetros, capacidad calorífica y calor específico de un metal en la práctica de Absorción de Calor.

Finalmente se presenta los temas de electroquímica y corrosión de metales, que permiten conocer tanto la producción de corriente eléctrica a través de una reacción química, así como el deterioro de un material metálico a consecuencia de un ataque electroquímico por su entorno.

Como punto final de estas líneas, los agradecimientos Institucionales especiales a los profesores Lic. Ana E. García-Tulich B. e Ing. César I. Vásquez S.; por su denuedo académico en la preparación del texto.

Vicerrectorado de Investigación

ÍNDICE

	Pág.
Consideraciones Generales. Seguridad en el Laboratorio	11
Capítulo 1. Introducción al Laboratorio. Mediciones.	33
Capítulo 2. Unidades Físicas de Concentración.....	45
Capítulo 3. Combustión y ensayos a la Llama	53
Capítulo 4. Funciones Químicas Inorgánicas.....	61
Capítulo 5. Ley de las Proporciones Definidas	67
Capítulo 6. Demostración de la Ley de Boyle.....	71
Capítulo 7. Ley de Graham de Difusión Gaseosa	75
Capítulo 8. Peso Equivalente.....	79
Capítulo 9. Determinación de la Masa Molar del Magnesio.....	83
Capítulo 10. Volumen Molar.....	87
Capítulo 11. Preparación y Estandarización de una Solución.....	93
Capítulo 12. Volumetría Acido – Base	101
Capítulo 13. Volumetría Redox.....	109
Capítulo 14. Volumetría por Retroceso.....	115
Capítulo 15. Volumetría por Precipitación.....	121
Capítulo 16. Titulación Complexométrica	127
Capítulo 17. Indicadores Acido- Base.....	135
Capítulo 18. Calorimetría. Absorción de Calor.....	145
Capítulo 19. Electroquímica.....	153
Capítulo 20. Corrosión	159
Apéndice	165
Bibliografía	175

DISTRIBUCIÓN TEMÁTICA DE LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL		
Clase N°	Tema	Semana
1	Introducción. Pautas Generales. Normas de Seguridad. Reglamento Interno.	1
2	Reconocimiento de materiales y equipos y del laboratorio. Mediciones. Densidad. Cálculo de Errores	2
3	Ídem Semana 2.	3
4	Preparación de Soluciones. Unidades Físicas de Concentración	4
5	Ídem Semana 4	5
6	Combustión. Estudio de la Llama. Estudio Cualitativo del Espectro de Emisión. Cálculo de la frecuencia y energía cuántica emitida.	6
7	Ídem Semana 6.	7
8	Funciones Químicas Inorgánicas. Formación de Óxidos Básicos y óxidos ácidos. Bases y Ácidos. Sales.	8
9	Ídem Semana 8.	9
10	Consultas y Nivelación.	10
11	Ley de las Proporciones Definidas	11
12	Idem Semana 11.	12
13	Demostración experimental de La Ley de Boyle	13
14	Ídem Semana 13	14
15	Estudio Experimental de la Ley de Graham. Difusión Gaseosa.	15
16	Ídem Semana 15	16
17	Determinación del Volumen Molar del Oxígeno.	17
18	Ídem Semana 17.	18
19	Preparación de una solución Standard.	19
20	Idem Semana 19	20

DISTRIBUCIÓN TEMÁTICA DE LABORATORIO DE QUÍMICA I		
Clase N°	Tema	Semana
1	Introducción. Pautas y Recomendaciones Generales.	1
2	Volumetría Acido Base. Aplicaciones.	2
3	Ídem semana 2	3
4	Volumetría Redox. Determinación Yodométrica del Ion Hipoclorito en una muestra de lejía.	4
5	Ídem Semana 4	5
6	Titulación por Retroceso. Aplicaciones.	6
7	Ídem semana 6	7
8	Volumetría de Precipitación. Aplicaciones.	8
9	Ídem Semana 8	9
10	Consultas y Nivelación	10
11	Volumetría Complexométrica. Determinación de la dureza total de una muestra de agua.	11
12	Ídem Semana 11	12
13	Uso de Indicadores. Determinación del pH de una solución.	13
14	Ídem Semana 13	14
15	Calorimetría. Determinación experimental de la Absorción de Calor	15
16	Ídem Semana 15	16
17	Electroquímica. Construcción de Celdas electroquímicas.	17
18	Ídem Semana 17	18
19	Evaluación de Trabajo de Investigación	19
20	Consultas y Nivelación	20

I. NORMAS INTERNAS GENERALES

- 1.1** *El uso de la ropa de trabajo es obligatorio para el desarrollo de las prácticas en el laboratorio (No usar gorra).*
- 1.2** *El ingreso y salida del laboratorio por el alumno será previa autorización del profesor.*
- 1.3** *Las prácticas no programadas o de recuperación serán autorizadas sólo por el profesor, previa coordinación con el Jefe de Laboratorio.*
- 1.4** *No está permitido cualquier acción que distraiga la práctica (comer, fumar, uso de audífonos, etc.).*
- 1.5** *Sólo el profesor o la persona autorizada serán los encargados de entregar los materiales y/o reactivos a los alumnos.*
- 1.6** *Cuidar los materiales y reactivos que se proporcione (no desperdiciar), en su defecto serán repuestos por el grupo (chequear los materiales antes de recibir la ficha de control).*
- 1.7** *Manipular las llaves (de gas, agua, electricidad) y los equipos sólo dentro del desarrollo de la práctica.*
- 1.8** *Terminada la práctica dejar limpio el Área de Trabajo respectivo.*
- 1.9** *La puntualidad y disciplina serán principios básicos en el logro de nuestros objetivos.*

II. RECOMENDACIONES GENERALES PARA EL ALUMNO

- 2.1** *Antes de ingresar, deberá conocer qué experimento va a realizar, según su guía.*
- 2.2** *Use siempre su cuaderno de Laboratorio para sus anotaciones.*
- 2.3** *Mantenga el Área de Trabajo sólo con lo indispensable (para una mejor comodidad en sus prácticas).*
- 2.4** *Concéntrese en lo que va a realizar, no precipite sus acciones.*
- 2.5** *No dude en preguntar cualquier inquietud a su profesor.*
- 2.6** *Identifique los materiales y reactivos con los que va a trabajar.*
- 2.7** *Use las cantidades exactas de los reactivos o en su defecto obtendrá resultados indeseables.*
- 2.8** *Por seguridad en sus experimentos primero añadir el agua luego los ácidos o álcalis.*
- 2.9** *Al experimentar reacciones, no exponga la boca del tubo de ensayo hacia su compañero.*
- 2.10** *No toque los reactivos sólidos o líquidos sin precauciones; así mismo evite impregnarse con sustancias inflamables.*
- 2.11** *Si trabaja con reacciones de efecto gaseoso excesivo o tóxico deberá hacerlo en la campana extractora.*
- 2.12** *Los desechos sólidos se irán al tacho, los líquidos al lavadero (seguido de una dilución con agua de caño para evitar corrosiones).*
- 2.13** *Siempre los materiales con los que va a trabajar deben estar limpios y enjuagados con agua destilada.*
- 2.14** *Trate de llegar en su horario a la hora exacta, recuerde que no hay recuperación de clases, salvo excepciones de fuerza mayor que tendrá que justificarlo vía trámite en su Facultad.*

III. SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

3.1. INTRODUCCIÓN

En los laboratorios químicos un buen número de las situaciones de riesgo que ocasionan accidentes son debidas al manejo inadecuado de los productos químicos. En este capítulo se estudian los riesgos más comunes derivados del manejo de estos productos y como prevenirlos. También se recogen una serie de normas de seguridad que se deben seguir durante el trabajo en el laboratorio y se describen cuales deben ser los primeros auxilios en caso de accidente.

3.2. FACTORES DETERMINANTES DE LA PELIGROSIDAD DE LOS PRODUCTOS QUÍMICOS

Los productos químicos se pueden considerar peligrosos por multitud de causas, entre las que caben destacar: que sean sustancias inflamables, explosivas, oxidantes, tóxicas, corrosivas y nocivas, así como que puedan entrar en contacto con sustancias con las que presenten incompatibilidad química.

3.2.1 Sustancias inflamables

Los líquidos y gases inflamables juegan un papel importante en muchas operaciones de laboratorio. Así por ejemplo, se emplean disolventes inflamables en numerosos procedimientos analíticos y durante la limpieza de equipos y materiales que han estado en contacto con productos insolubles en agua.

Existe riesgo de incendio cuando ante la presencia de algún foco de ignición puedan generarse gases o vapores que difundidos en el aire formen una mezcla capaz de inflamarse.

El punto de inflamación, es decir, la temperatura mínima (a la presión de 760 mm de columna de Hg) a la cual el líquido en contacto con el aire desprende la suficiente cantidad de vapores para que se produzca la inflamación mediante el aporte de una energía de activación externa, nos da una idea clara sobre la susceptibilidad relativa de un líquido a la ignición.

La temperatura de autoignición es otro de los parámetros determinantes de la peligrosidad, pues cuando es alcanzada

se produce la combustión descontrolada sin necesidad de focos de ignición.

Evidentemente aquellas sustancias inflamables que son gases en su estado normal son las más peligrosas.

3.2.2 Sustancias explosivas

Son aquellos productos que mediante el aporte de energía térmica o de impacto pueden originar una reacción en cadena con generación de ondas de presión que se propaguen a una velocidad superior a 1 m/s.

Los productos considerados como explosivos o las circunstancias en que se pueden generar comportamientos explosivos, de los reactivos o de los productos de una reacción química, son amplísimos.

Existen multitud de compuestos de uso corriente en un laboratorio que poseen propiedades explosivas, como por ejemplo: el cloruro de nitrógeno, el bióxido de cloro, los compuestos diazoicos, las sales de diazonio secas, los peróxidos orgánicos, los nitratos, etc. El nitrato amónico, inerte a la temperatura ordinaria, si se lleva bruscamente a unos 800°C se descompone con explosión; mezclado con una sustancia combustible puede ocasionar detonaciones bajo el efecto de una llama.

Los peróxidos orgánicos, utilizados generalmente como catalizadores de polimerización, son muy peligrosos, ello es debido a que contienen los elementos necesarios para generar una reacción explosiva (oxígeno débilmente ligado y una sustancia combustible). Se pueden estabilizar mediante la adición de una cierta cantidad de agua, que es necesario mantener constante. Al manipularlos hay que evitar que entren en contacto con sustancias que favorezcan su descomposición, tales como: metales, sales metálicas, sustancias oxidantes y reductoras.

Un gran número de disolventes, como los éteres etílicos e isopropílicos, el dioxano, el tetrahidrofurano y las cetonas, son susceptibles, por autooxidación o por la acción del oxígeno del aire, de peroxidarse y dar lugar a explosiones violentas,

explosivo. Es necesario pues, evitar que las soluciones de ácido perclórico entren en contacto con agentes deshidratantes fuertes, tales como el ácido sulfúrico concentrado y el anhídrido fosfórico.

3.2.4 Sustancias tóxicas

Son aquellas que pueden ocasionar una pérdida de salud a las personas que sean expuestas a la acción contaminante de las mismas.

Los parámetros de referencia más significativos para conocer la toxicidad de una sustancia son la dosis letal cincuenta y la concentración letal cincuenta.

La dosis letal media (DL-50) por vía oral es la cantidad ingerida por una población (generalmente de ratas) que ocasiona la muerte del 50% de los animales, en unas condiciones de ensayo determinadas. Se expresa en mg de sustancia tóxica por unidad de peso del animal (kg). Su extrapolación para la determinación de la toxicidad sobre las personas es orientativa y puede conducir, en ocasiones, a errores considerables, si bien su utilidad es manifiesta siempre en análisis comparativos de toxicidad de productos químicos.

La dosis letal media (DL-50) por vía cutánea, también expresada en mg/kg, determina la toxicidad del producto en una población (generalmente de ratas) cuya acción intoxicante se realiza a través de la piel.

También basado en experiencias con ratas y considerando la vía respiratoria se emplea la concentración letal media (CL-50), que es la concentración que ocasiona la muerte del 50% de la población. En este caso la acción intoxicante ya no se expresa por unidad de peso del ser intoxicado. La CL-50 va acompañada del tiempo de exposición en el que se ha verificado el ensayo, que generalmente es de 4 horas.

La población de ratas sobre la que se efectúan los ensayos que permiten obtener tales parámetros de toxicidad está perfectamente definida por unas determinadas características de raza, peso, edad, etc.

A título orientativo, se indican los criterios de toxicidad basados en el DL-50 y CL-50:

CRITERIOS DE TOXICIDAD BASADOS EN EXPERIENCIAS CON RATAS			
GRADO	TÉRMINO DE USO COMÚN	VÍA DIGESTIVA	VÍA RESPIRATORIA
		DL-50 mg/kg	CL-50 (4 h) ppm
4	<i>Extremadamente tóxico</i>	>15000	>100000
3	<i>Altamente tóxico</i>	501 - 15000	1001 - 100000
2	<i>Moderadamente tóxico</i>	50.1 - 500	101 - 1000
1	<i>Prácticamente no tóxico</i>	1.1 - 50	11 - 100
0	<i>Relativamente inocuo</i>	<1	<10

3.2.5 Sustancias corrosivas

Constituyen un tipo de sustancias cuya acción nociva sobre el organismo se produce mediante destrucción o irritación de los tejidos con los que entra en contacto. Suelen ser ácidos o bases cuyo efecto destructor de los tejidos provoca quemaduras químicas, en contactos relativamente cortos.

Muchas de estas sustancias son líquidas, como determinados ácidos inorgánicos (sulfúrico, clorhídrico, nítrico, fosfórico, etc.) y orgánicos (fórmico, acético, cloroacético, etc.).

Existe un amplio campo de productos corrosivos en estado sólido, tales como determinados álcalis y sales alcalinas (hidróxido sódico, potásico, ...) cuya acción nociva se genera absorbiendo el agua de la dermis, lo que permite su acción destructora sobre los tejidos.

3.2.6 Sustancias nocivas

Son sustancias que ejercen una acción dañina sobre el organismo humano, en especial por producir irritaciones en la piel o las mucosidades.

Hay que tener en cuenta que muchas sustancias tóxicas por vía respiratoria o dérmica ejercen una acción previa irritante, por ejemplo, la mayoría de los disolventes ejercen una irritación debida a su elevado poder de disolución sobre las grasas que les permite disolver o arrancar la capa protectora de la epidermis. Por ello crean, además de un proceso

irritativo, una situación que favorece la entrada del tóxico. Estos contactos, si son frecuentes y prolongados, pueden producir una dermatitis.

Existe también un amplio grupo de sustancias sólidas tales como sales de bases fuertes (carbonato sódico, fosfato trisódico, etc.) que, sin tener un carácter marcadamente corrosivo deben considerarse también nocivas por su acción irritante.

3.2.7 Incompatibilidades químicas

Existe una serie de productos químicos, no considerados muchos de ellos en sí mismos tóxicos o explosivos, que son incompatibles entre sí, ya que puestos en contacto dan lugar a compuestos tóxicos o a reacciones violentas que pueden ocasionar incluso explosiones (ver apéndices 3 y 4).

3.3. IDENTIFICACIÓN DE PRODUCTOS QUÍMICOS PELIGROSOS

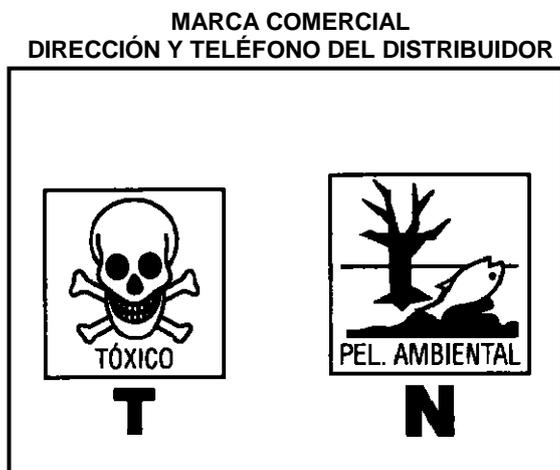
Un punto clave para una actuación preventiva ante los productos químicos de un laboratorio radica en que cualquier persona que pueda verse expuesta a la acción peligrosa de éstos, tenga información que le permita no solo identificar los productos, sino también conocer el tipo de peligrosidad que ofrecen y las precauciones necesarias a seguir en su manejo.

Pictogramas de Seguridad



En el etiquetado de productos químicos el fabricante está obligado a incluir los siguientes datos:

1. Nombre de la sustancia con una denominación reconocida internacionalmente.
2. Nombre y dirección completa del fabricante o distribuidor.
3. Los símbolos e indicaciones de peligro.
4. Las frases R que contemplan los riesgos específicos en la manipulación de las sustancias.
5. Las frases S que contemplan los consejos de prudencia en relación con la manipulación de tales sustancias.



Carbono Tetracloruro
R:23/24/25-40-48/23-52/53-59 S:23c-36/37-45-59-

Figura. Ejemplo de etiquetado de un producto químico.

El hecho de que un producto no lleve señalización de seguridad no significa que no sea peligroso. Cuanta más información tengamos sobre el producto con el que trabajamos menor será el riesgo para nuestra salud.

3.4. MANIPULACIÓN DE PRODUCTOS QUÍMICOS PELIGROSOS

A continuación se realizan una serie de comentarios y recomendaciones para que el trabajo de manipulación de estos productos químicos sea más seguro.

3.4.1 Recipientes herméticamente cerrados

Un recipiente abierto que contenga un producto peligroso es una constante fuente de peligros. Si se trata de un líquido inflamable, puede arder si en la proximidad surge algún foco de ignición. Si se trata de una sustancia tóxica en estado líquido, sus vapores pueden contaminar el ambiente, en mayor o menor grado en función de la superficie libre de evaporación. Si se trata de una sustancia corrosiva, un golpe puede originar el vuelco del recipiente con el consiguiente efecto corrosivo del líquido derramado.

Es preciso implantar el hábito de cerrar los recipientes una vez extraída la cantidad de producto requerida y de volver a dejar el envase en su lugar de almacenamiento.

3.4.2 Transvase y dosificación de productos químicos

Los transvases de productos químicos peligrosos constituyen operaciones típicas que por su alta repetitividad suelen dar lugar a un número considerable de accidentes.

En el transvase de líquidos inflamables se deberá controlar cuidadosamente que no existan focos de ignición próximos.

El calentamiento bajo llama de recipientes de vidrio es muy peligroso. Debe emplearse rejilla metálica para evitar calentamientos puntuales. El calentamiento mediante mantas eléctricas o baños de aceite siempre es más uniforme. En el calentamiento de tubos de ensayo a la llama, se evitará que ésta incida directamente sobre el fondo del tubo. Se mantendrá el tubo distanciado de la llama, procurando que el calentamiento se realice en una zona intermedia.

Debe vigilarse para evitar que no se produzca rebose del líquido que contiene un recipiente que es calentado.

En las mesas de trabajo del laboratorio se realizarán exclusivamente transvases de pequeñas cantidades de líquidos para el propio proceso de trabajo. Los transvases de líquidos tóxicos deben efectuarse en el interior de vitrinas que dispongan de sistemas de extracción de vapores y humos. Igualmente se debe hacer con los líquidos muy inflamables, aunque, en este caso, debemos asegurarnos que las vitrinas no contengan en su interior enchufes en mal estado, iluminación no protegida, resistencias eléctricas, calefactores, etc.

El pipeteado es de los sistemas más seguro de transvasar y dosificar pequeñas cantidades de líquidos, siempre que la succión no se realice con la boca, sino que se empleen sistemas mecánicos como, por ejemplo, la pera.

Existen sistemas de succión mecánica incorporados a las propias botellas de reactivos que, además, actúan como pequeños dosificadores regulables conjugándose en ellos la seguridad en el transvase con la funcionalidad y fiabilidad de la dosis.

El llenado de botellas, por ejemplo de 1 ó 2 litros, a partir de recipientes de mayor capacidad debe realizarse en lugares especialmente seguros. Si se trata de sustancias tóxicas o inflamables debe existir una buena ventilación.

La adición de productos pulverulentos debe efectuarse en frío o en cantidades pequeñas, de modo que se pueda controlar la posible reacción química.

Dado que la adición del agua sobre ciertos compuestos (ácidos, cloruros de ácidos, hidróxidos alcalinos y alcalinotérreos, metales alcalinos, ...) puede dar lugar a reacciones fuertemente exotérmicas que pueden ir acompañadas de proyecciones, se recomienda operar con pequeñas cantidades de éstos y adicionar poco a poco estos productos sobre el agua y no a la inversa.

El transvase de ciertos compuestos químicos que se inflaman espontáneamente en el aire (metales alcalinos, metales finamente divididos, hidruros, fósforo, etc.) debe efectuarse en una atmósfera no reactiva, por ejemplo de nitrógeno.

3.5. ELIMINACIÓN DE DERRAMES Y RESIDUOS

La posibilidad de que se produzcan derrames en un laboratorio químico es alta, aunque se adopten medidas preventivas para evitarlos. Hay que prever también las actuaciones a seguir y los medios a utilizar tras haberse producido el derrame. El modo de actuar dependerá de la cantidad derramada y del lugar donde se ha producido. Difiere mucho si se trata, por ejemplo, de un pequeño derrame sobre la propia mesa de trabajo o si el derrame es tan importante que sus consecuencias pueden afectar a todo el laboratorio y al personal que trabaja en él, convirtiéndose en una situación clara de emergencia. Evidentemente el tipo de producto y su peligrosidad son decisivos en la elección del sistema de eliminación del derrame, o del residuo.

No se deben introducir, en el mismo vertedero de basuras, materias impregnadas con líquidos peligrosos, sólidos peligrosos, material de vidrio roto, etc. La diferenciación entre los diferentes tipos de residuos es fundamental en previsión de posibles accidentes a los que pueden verse expuestas las personas encargadas de su eliminación. Un sistema de señalización les advertirá del peligro.

Por otra parte, los derrames de líquidos no deberían nunca ser absorbidos con trapos, aunque se usen guantes. Es necesario emplear otros sistemas de absorción que además ejerzan una acción neutralizante, cuando ello sea factible.

Nunca debería verterse a la red general de desagüe sustancias corrosivas como: ácidos o bases sin neutralizar previamente, solventes o líquidos inflamables insolubles con el agua o productos que puedan reaccionar con el agua o con el aire.

Así como decíamos que en un laboratorio es desaconsejable que existan trapos, es en cambio aconsejable que existan rollos de papel absorbente, ya que mediante el empleo de pinzas pueden ser útiles para absorber pequeños derrames de disolventes o de líquidos tóxicos y trasladarlos al interior de una vitrina para su evaporación.

El serrín es un polvo combustible que en ningún caso debe utilizarse para absorber líquidos inflamables ya que acrecentaría aún más la inflamabilidad del conjunto.

En los derrames de líquidos inflamables es preciso, como primera medida, evitar que se siga derramando más líquido y eliminar con celeridad todos los posibles focos de ignición existentes (como apagar mecheros) y no crear nuevos, como por ejemplo, accionando interruptores de puesta en marcha de ventiladores que no sean especiales contra incendios. La mejor manera de apagar los focos de ignición eléctricos es cortar el suministro energético a partir de los interruptores generales.

Los vapores de los disolventes inflamables a la temperatura ambiente, son más densos que el aire y tienen tendencia a desplazarse a distancias grandes, incluso descendiendo a pisos inferiores.

Una vez absorbido o recogido el producto vertido, se ventilarán a fondo las zonas afectadas mediante renovación forzada de aire. La vitrina no deberá entrar en funcionamiento mientras no se tenga la certeza de que el interruptor eléctrico no generará peligro.

Cuando el derrame sea de un producto muy peligroso, por ejemplo sulfuro de carbono, es aconsejable absorberlo con papel (si el derrame es pequeño) evaporarlo en la vitrina y quemar seguidamente el papel en un incinerador o en un lugar totalmente controlado.

Los derrames una vez neutralizados, en el caso de los ácidos o las bases, se limpiarán con abundante cantidad de agua.

En cuanto a los recipientes para residuos inflamables, éstos serán, como es lógico, metálicos y estarán señalizados.

3.6. MEDIDAS GENERALES DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

*El trabajo en un laboratorio químico entraña ciertos riesgos que pueden dar lugar a accidentes. Trabajar con **sentido común** es una de las herramientas más eficaces para minimizar los riesgos. A continuación se relacionan un conjunto de medidas de seguridad que contribuirán a prevenir accidentes o a reducir sus efectos.*

- *Tener localizado el lavabo para ojos más cercano, la ducha y el extintor de incendios. Aprender el uso adecuado de cada uno de éstos y no dudar en usarlos si surge la necesidad.*
- *Evitar que los productos químicos entren en contacto con la piel, y en caso de que lo hagan, lavar inmediatamente el área afectada con abundante agua. Si se derrama una disolución corrosiva sobre la ropa, debe quitarse inmediatamente la ropa afectada.*
- *Utilizar bata para trabajar en el laboratorio, con el fin de proteger la ropa contra salpicaduras.*
- *No llevar nunca alimentos ni bebidas al laboratorio; no beber con material de vidrio de laboratorio.*
- *No fumar en el laboratorio.*
- *Llevar calzado adecuado (nunca sandalias). Si se lleva pelo largo, atarlo con un lazo.*
- *No hacer nunca un experimento no autorizado.*
- *Avisar al profesor en caso de accidente.*
- *Usar las campanas extractoras siempre que sea probable que se desprendan gases tóxicos o nocivos.*
- *Ser extremadamente cauto al tocar objetos que se han calentado; el vidrio caliente tiene la misma apariencia que el frío.*
- *Al diluir ácidos, éstos se añadirán siempre sobre el agua; nunca al contrario.*
- *Utilizar los mecheros de gas con precauciones extremas, ya que suelen ser focos de abundantes accidentes, como quemaduras, inflamaciones de líquidos que se encuentran excesivamente cerca del mechero, etc.*

- *Tirar las disoluciones y productos químicos en el lugar que se indique.*
- *Lavarse las manos cuando se abandone el laboratorio, si se han manipulado sustancias potencialmente peligrosas.*

3.7. **PRIMEROS AUXILIOS**

Algunos de los casos más corrientes de accidentes en laboratorio son:

Envenenamiento, quemaduras y cortes.

Envenenamiento.

Los primeros auxilios, en líneas generales, para tal suceso son:

- Llamar inmediatamente a un médico o enviar a la persona afectada al hospital sin demora.*
- Diluir el veneno ingerido tomando unos vasos de un emético o vomitivo, como por ejemplo sal o agua tibia.*
- Si la persona está inconsciente no se le debe dar nada por la boca, ni se le debe obligar a vomitar; simplemente acostarlo sobre el lado izquierdo con la cabeza baja y avisar inmediatamente al médico.*
- En caso de envenenamiento por gases (vapores nitrosos, ácido sulfhídrico, monóxido de carbono, etc.), aunque no se manifiesten los efectos inmediatamente, debe ponerse bajo el cuidado de un médico, ya que pueden presentarse los efectos incluso a las 24 ó 48 horas.*

Quemaduras.

Algunas de las quemaduras más corrientes y el modo de tratarlas son:

- De ácidos. Lavar la parte lesionada con una gran cantidad de agua, aplicar una gasa empapada de solución de bicarbonato sódico y vendar.*
- De álcalis. Lavar con abundante agua, aplicar una gasa empapada con solución de ácido bórico diluido y vendar.*
- De llamas u objetos calientes. No lavar con agua. Aplicar una pomada para quemaduras y vendar.*
- De ácidos o álcalis en los ojos. Lavar los ojos con abundante agua.*

Cortes.

El tratamiento, si se produce un corte, es dejar sangrar al principio, para evitar la infección y, luego, quitar la suciedad o los trocitos de vidrio y lavar el corte con agua oxigenada comercial.

Finalmente, se desinfecta con tintura de yodo (disolución de yodo en alcohol), se aplica una venda y, si la herida es considerable, se lleva el herido al médico.

IV. OBJETIVOS GENERALES DEL LABORATORIO DE QUÍMICA

- ◆ *Proveer la evidencia experimental de la Química, para que el Estudiante sea capaz de comprender las Leyes, Teorías y hechos que son la base de la Ciencia Química.*
- ◆ *Capacitar al alumno, en las principales Técnicas de Laboratorio.*
- ◆ *Fomentar el espíritu de trabajo, individualmente y en grupo, la observación y responsabilidad: pues así podrán iniciarse en el campo de la Investigación.*
- ◆ *Habituarlo a los trabajos sistemáticos que implican cuidado, orden y rapidez.*
- ◆ *Desarrollar la Capacidad del alumno para que resuelva por sí solo problemas de Laboratorio.*

ACTITUDES:

Para aprender y comprender la Química, es necesario hacer Experimentos. Para el Estudiante, el Laboratorio es el paso ineludible y de gran importancia para lograr una sólida formación y por ello, debe asegurarse de que comprende la finalidad de los Experimentos.

*Las experiencias adquiridas en un Laboratorio de Química, no es sino el comienzo de esa riqueza de conocimientos que posee esta Ciencia. De modo que es importante que el Estudiante considere el **Laboratorio** como un lugar donde debe realizar una serie de Observaciones en los Experimentos proyectados, con la finalidad de ampliar sus conocimientos.*

*Cuando el Estudiante presente su **Informe** grupal, debe hacerlo convencido y entendido que el Experimento se ha realizado siguiendo las Instrucciones dadas y sus respuestas se fundamenten en Observaciones propias.*

*Finalmente, la **Conducta Correcta** (de observación y aprendizaje) del alumno en el Laboratorio, demostrará su seriedad frente al Trabajo Experimental, ratificando al mismo tiempo su **Vocación** por la Carrera Profesional que ha elegido.*

V. DEL INFORME O REPORTE (EVALUACIÓN)

Con la finalidad de estandarizar las instrucciones fundamentales para la presentación de los reportes de laboratorio, ofrecemos a continuación una descripción de las partes que comprenderá dicho material de evaluación y los detalles que deberán tomarse en cuenta.

- 5.1 Presentación.** *El reporte será presentado en papel Bond A4 blanco, escrito a máquina (a espacio y medio) ó manuscrito con letra legible.*
- 5.2 Carátula.** *En esta se indicará con letras mayúsculas el nombre del curso, profesor encargado, el número y título de la práctica, aula de clases, la fecha de realización de la práctica y la relación de asistencia del grupo.*
- 5.3 Parte Experimental:** *Se mencionarán los materiales y reactivos utilizados. Además del procedimiento experimental con sus respectivas observaciones y/o esquemas.*
- 5.4 Cálculos y Tabla de Resultados:** *En esta parte se presentan los datos obtenidos, ecuaciones químicas, ejemplos de cálculos, tabulación de datos (curvas o rectas), y la tabla de resultados.*
- 5.5 Conclusiones:** *La correlación de los conocimientos adquiridos en los principios teóricos con los obtenidos en el desarrollo experimental conllevan al alumno a determinar conclusiones importantes.*
- 5.6 Evaluación:** *El alumno será evaluado en forma permanente durante el curso: mediante test, desenvolvimiento en las prácticas, intervenciones, solución del cuestionario, etc.*

CAPÍTULO No. 01

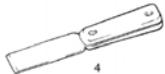
INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO - MEDICIONES

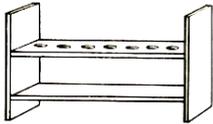
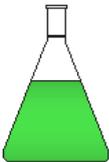
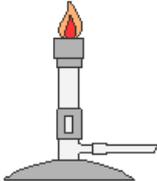
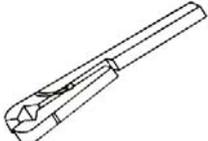
I. OBJETIVOS:

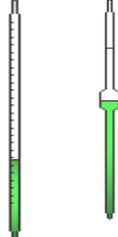
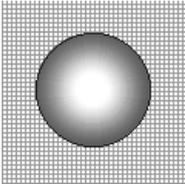
- Reconocer los principales materiales de Laboratorio.
- Conocer las técnicas más usadas en la medición de volumen, peso, temperatura y densidad.
- Determinar el porcentaje de error por exceso o por defecto en un experimento de Laboratorio.

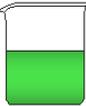
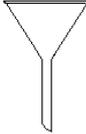
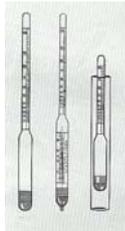
II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

MATERIALES DE LABORATORIO

NOMBRE	DESCRIPCIÓN	ESQUEMA
Aro ó Anillo	Instrumento metálico de laboratorio, que se emplea como soporte de otros materiales anexado al soporte universal.	
Bureta	Instrumento cilíndrico de vidrio graduado, alargado, que termina en una llave para poder controlar el flujo del líquido que se va a medir. Se usa en operaciones en que se necesita medir volúmenes con gran exactitud.	
Cápsula de Porcelana o crisol	Material de laboratorio de porcelana, que se utiliza para la separación de mezclas, por evaporación y para someter al calor ciertas sustancias que requieren de elevadas temperaturas.	
Espátula	Aparato de laboratorio que sirve para sacar las sustancias sólidas de los recipientes que las contienen.	

NOMBRE	DESCRIPCIÓN	ESQUEMA
Gradilla	Material de laboratorio de madera o metal, que se usa como soporte de los tubos de ensayo.	
Matraz erlenmeyer	Vasijas o recipientes de vidrio de diversas formas que se emplean en el laboratorio para calentar líquidos cuando hay peligro de pérdida de vaporización, o para titular en el análisis cuantitativo.	
Matraz Aforado o Fiola	Instrumento de vidrio de cuello largo y angosto, se usa para preparar soluciones.	
Mechero	Es un instrumento de vidrio o metal, destinado a proporcionar combustión. Los más usados son de alcohol y de gas, principalmente el de Bunsen.	
Mortero	Material de laboratorio de porcelana o de vidrio, que se usa para moler o reducir el tamaño de las sustancias. Consta de dos partes: el pilón y el mortero propiamente dicho.	
Pinzas para Tubos	Instrumento de laboratorio de madera o metal, que se usa para coger los tubos de ensayo.	

NOMBRE	DESCRIPCIÓN	ESQUEMA
Pipeta	Son instrumentos de vidrio que se usan para medir volúmenes de líquidos con mayor exactitud.	
Probeta Graduada	Instrumento de laboratorio de vidrio, que se emplea para medir el volumen de los líquidos.	
Piceta o Frasco Lavador	Son Instrumentos de vidrio o de plástico que se llenan con agua destilada.	
Rejilla	Material de laboratorio de metal que puede estar o no, cubierto con un círculo de asbesto; se usa para proteger del fuego directo el material de vidrio que va a sufrir calentamiento.	
Soporte Universal	Instrumento de laboratorio de metal, que se usa como base soporte para el montaje de diversos aparatos, así por ejemplo, los que se usan en destilación, filtración, etc.	
Termómetro	Instrumento que mide la temperatura en grados celsius o Fahrenheit.	

NOMBRE	DESCRIPCIÓN	ESQUEMA
Trípode	Material de laboratorio de metal, se usa como soporte al calentar otros materiales.	
Tubos de Ensayo	Instrumento de vidrio que se emplea para realizar los ensayos o pruebas de laboratorio.	
Vasos de Precipitados ó Beaker	Material de laboratorio de vidrio, que se usa como recipiente y también para obtener precipitados.	
Luna de reloj	Pieza de vidrio de forma cóncava que es usada en análisis y evaporaciones. No puede ser calentada directamente.	
Embudo vástago largo	Utilizado en la filtración y para la retención de partículas sólidas.	
Densímetro	Llamado también aerómetro, usado para medir la densidad de líquidos.	
Embudo de separación	Usado para separación de líquidos no miscibles o en la extracción líquido - líquido	

Exactitud y Precisión:

- **Exactitud:** la cercanía con la cual la lectura de un instrumento de medida se aproxima al valor verdadero de la variable medida.
- **Precisión:** una medida de la repetibilidad de las mediciones. Dado un valor fijo de una variable, la precisión es la medida del grado con el cual, mediciones sucesivas difieren una de la otra.

La diferencia entre exactitud y precisión es simple pero importante. Suponga por ejemplo, que se pide a tres alumnos que determinen la masa de una pieza de aluminio. Los resultados de dos pesadas sucesivas hechas por cada estudiante son:

	Alumno X	Alumno Y	Alumno Z
	1,964 g	1,972 g	2,000 g
	1,978 g	1,968 g	2,002 g
Valor promedio	1,971 g	1,970 g	2,001 g

La masa real del alambre es 2,000 g. Por consiguiente, los resultados del alumno Y son más precisos que los del alumno X (1,972 g y 1,968 g se desvían menos de 1,970 g que 1,964 g y 1,978 g de 1,971 g), pero ninguno de estos conjuntos de resultados es muy exacto. Los resultados del alumno Z no solo son más precisos sino también los más exactos, ya que el valor promedio es más cercano al real. Las medidas muy exactas también suelen ser precisas. Por otro lado, las mediciones muy precisas no necesariamente garantizan resultados exactos. Por ejemplo una regla de metal mal calibrada puede dar lecturas precisas pero erróneas.

- **Error,** es la diferencia existente entre el valor obtenido durante la práctica (valor medido) y el valor verdadero o real. Se conocen dos clases de errores:

Error Absoluto (E_{abs}), viene a ser la diferencia entre el valor medido (V_m), y el valor real (V_r), puede ser por exceso (error positivo) o por defecto (error negativo). Este valor lleva consigo las respectivas unidades de medida.

$$E_{abs} = V_m - V_r \quad (+) \text{ por exceso } \text{ ó } \quad (-) \text{ por defecto}$$

Cuando se obtienen dos valores durante la práctica, se toma como valor medido aquel que proviene del material de medición menos exacto y como valor real, aquel del material más exacto.

Error relativo (E_r), es el cociente obtenido de dividir el error absoluto (E_{abs}), por el valor verdadero (V_r), que frecuentemente, se expresa en forma de porcentaje, denominándosele porcentaje de error, siendo éste error la que nos da la exactitud de la medida. Es un valor adimensional.

$$E_r = \frac{\text{Error absoluto}}{\text{Valor real}}$$

Porcentaje de error (%e) = Error relativo x 100

- **Densidad (d):** La densidad es la relación que existe entre la masa y el volumen de un cuerpo. La ecuación para la densidad es:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Como la densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, para un material dado la relación de masa a volumen siempre es la misma; en otras palabras, el volumen (V) aumenta conforme aumenta la masa (m).

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Balanza
- Cocina eléctrica
- Pipeta
- Tubos de ensayo
- Probetas
- Gradilla
- Piceta
- Vaso de Precipitado
- Termómetro
- Densímetro

b) Reactivos:

- Agua destilada o potable
- Solución de Cloruro de Sodio (NaCl)
- Muestra sólida (Plomo o Zinc)
- Sustancia problema (agua, acetona o alcohol)

c) **Procedimiento:**

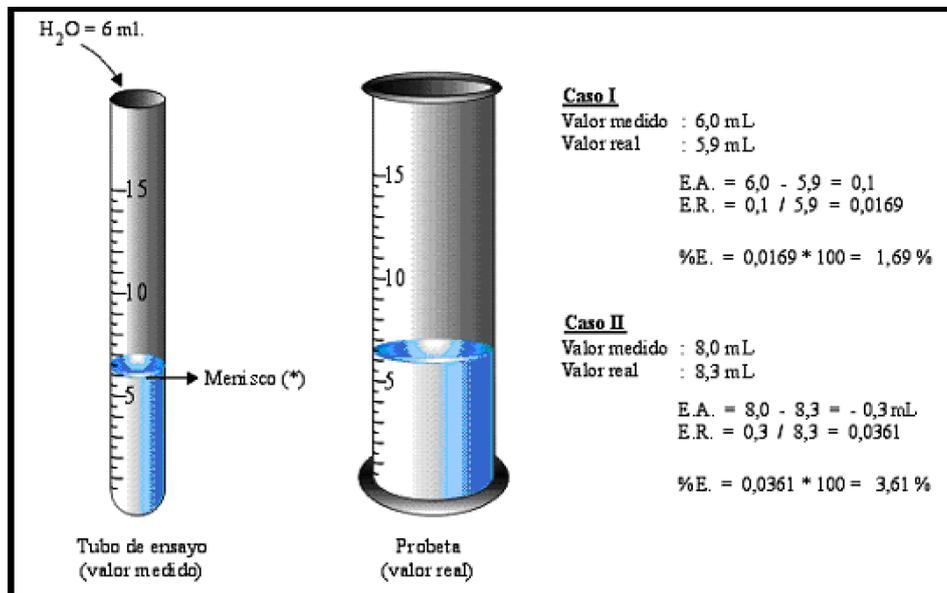
1. **Descripción de Materiales de Laboratorio:**

- ◆ Identifique y describa el uso de los materiales de Laboratorio mostrados por el profesor.

2. **Medida de Volumen:**

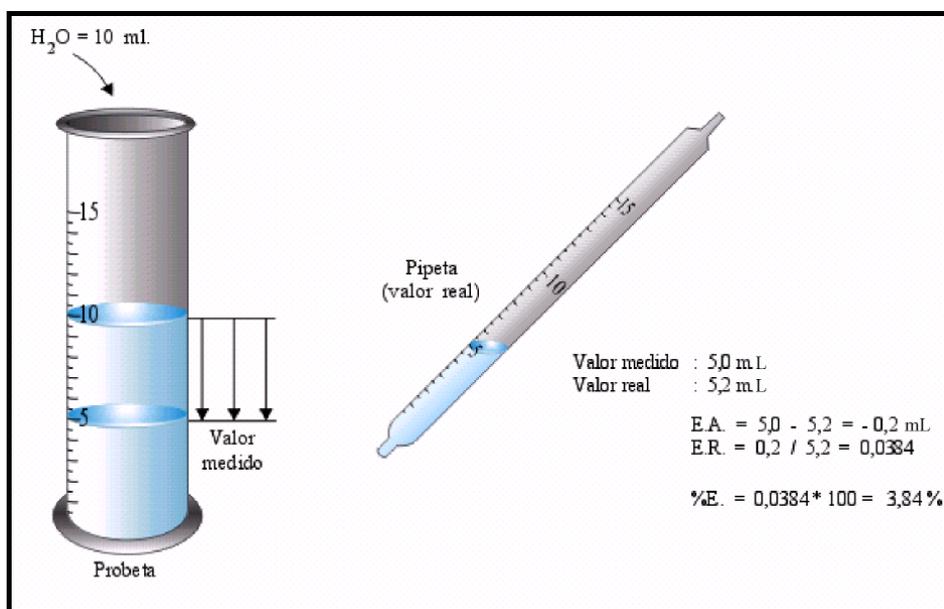
- ◆ En un tubo de ensayo, tome un volumen aproximado de 8 mL (valor medido ó v_m) de agua potable y mézcalos luego en una probeta (valor real ó v_r).

Por ejemplo para 6 mL tenemos:



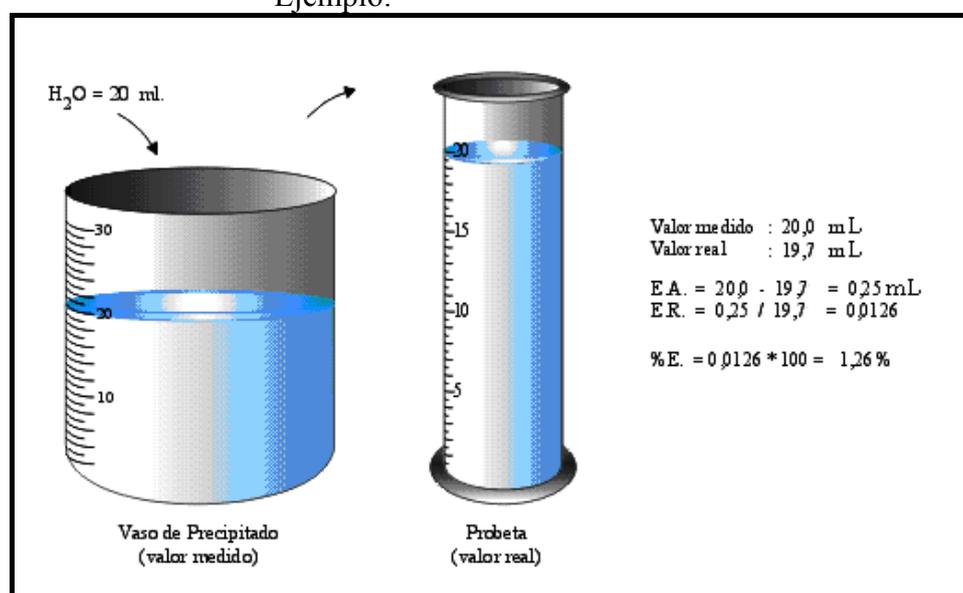
(*) **Menisco:** parte más baja de la concavidad del líquido el cual se toma como referencia para tomar medidas

- ◆ En una probeta mida un volumen de 20 mL de agua potable. Luego extraiga el líquido con una pipeta, hasta que quede un volumen de 15 mL en la probeta (v_m). El volumen obtenido en la pipeta será el " v_r ".



- ♦ Mida con el vaso de precipitado aproximadamente 20 mL (v_m) de agua potable y luego determine el v_r midiendo dicho volumen con la probeta.

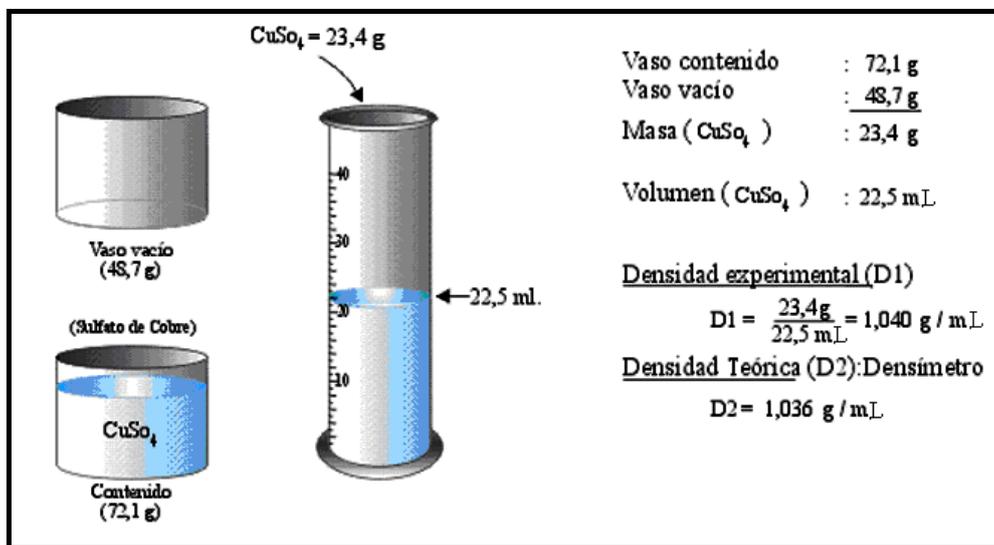
Ejemplo:



3. Determinación de la Densidad de un Líquido:

- ♦ Verificar la calibración de la balanza electrónica, luego coloque en ella un vaso limpio de 50 mL vacío y anote su peso.

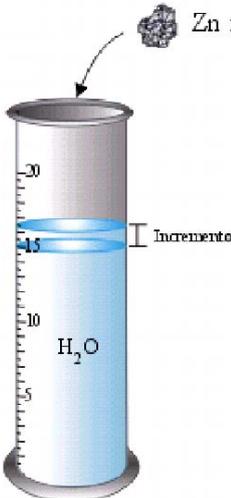
- ◆ Reciba en el vaso de 50 mL una cantidad (determinada por el profesor) de solución recién preparada y péselo nuevamente.
- ◆ Luego mida el volumen exacto de la solución con una probeta.
- ◆ En una probeta de 250 mL añada cantidad suficiente de solución recién preparada.
- ◆ Sumergir en dicha solución con sumo cuidado un densímetro seco y limpio. Determinar la lectura de la “densidad teórica” (v_f) observando el nivel del líquido que marca en el instrumento. Por ejemplo:



$$\begin{aligned}
 \text{E.A.} &= 1,040 - 1,036 = 4 \cdot 10^{-3} \text{ g/mL} \\
 \text{E.R.} &= 4 \cdot 10^{-3} / 1,036 = 3,86 \cdot 10^{-3} \\
 \%E &= 3,86 \cdot 10^{-3} \cdot 100 = 0,39\%
 \end{aligned}$$

4. Determinación de la Densidad de Sólidos por el método de la pesada:

- ◆ Colocar la muestra metálica en la balanza electrónica y anote su peso.
- ◆ Transfiera con cuidado el metal pesado a una probeta (inclinada) que contiene 15 mL de agua potable. Anote el incremento de volumen. Calcule la densidad de la muestra.
- ◆ Busque en las tablas o manuales, la densidad teórica (v_f) del sólido utilizado.



Zn : 10,6 g

Incremento

H₂O

$$\text{Volumen (Zinc)} = \text{Volumen (final)} - \text{Volumen (Inicial)}$$

Volumen Zn = 16,45 mL - 15,0 mL = 1,45 mL

Densidad experimental (D1)

$$D1 = \frac{10,6 \text{ g}}{1,45 \text{ mL}} = 7,31 \text{ g/mL}$$

Densidad Teórica (D2): Tabla Periódica

$$D2 = 7,13 \text{ g/mL}$$

E.A. = 7,31 - 7,13 = 0,18

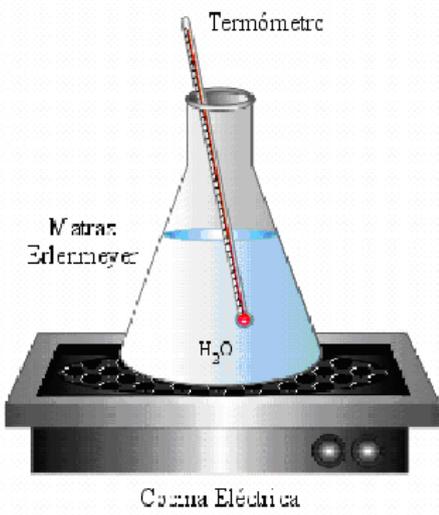
E.R. = 0,18 / 7,13 = 0,0252

%E. = 0,0252 * 100 = 2,52 %

5. Medición de Temperatura:

- ◆ En un matraz erlenmeyer colocar aproximadamente 50 mL de sustancia problema. Luego calentar hasta ebullición.
- ◆ Medir la temperatura de ebullición experimental (v_m) de la sustancia problema, para ello introduzca el bulbo hasta el centro del líquido teniendo cuidado de no tocar la base interna del matraz.

Por ejemplo:



Termómetro

Matraz Erlenmeyer

H₂O

Cocina Eléctrica

Equivalencias

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5} = \frac{\text{R} - 492}{9}$$

Puntos de ebullición (teórico)

$$100^{\circ}\text{C} = 212^{\circ}\text{F} = 373 \text{ K} = 672 \text{ R}$$

Punto de ebullición del agua a 97 °C

$$\frac{97}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} \rightarrow ^{\circ}\text{F} = 206,5$$

$$\frac{97}{5} = \frac{\text{R} - 492}{9} \rightarrow \text{R} = 666,6$$

$$\frac{97}{5} = \frac{\text{K} - 273}{5} \rightarrow ^{\circ}\text{F} = 370$$

E.A. = 370 - 373 = -3°C

E.R. = 3 / 373 = 8,042 * 10⁻³

%E. = 8,042 * 10⁻³ * 100 = 0,8 %

IV. TABLAS DE RESULTADOS:
a) Descripción de Materiales de Laboratorio:

Material	Descripción	Esquema

b) Medida de Volumen:

Materiales	Volumen (mL)		error absoluto	error relativo	% error
	medido	real			
Tubo de ensayo - probeta					
Probeta - pipeta					
Vaso de precipitados - Probeta					

c) Densidad de Soluciones acuosas:

Sustancia	Masa (g)			Volumen (mL)	Densidad Experimental g/mL	Densidad Teórica (densímetro) g/mL	% error
	m_1	m_2	$m_L = m_2 - m_1$				

m_1 = masa del vaso vacío

m_2 = masa del vaso + líquido

m_L = masa de líquido

d) Densidad de Sólidos amorfos compactos:

Sustancia	masa (g)	Volumen (mL)			Densidad Experimental (g/mL)	Densidad Teórica (tablas) g/mL	% error
		V ₁	V ₂	V _S = V ₂ - V ₁			

e) Medición de Temperatura (Punto de Ebullición):

Sustancia problema	Pto. de Ebullición Experimental (°C)	Pto. de Ebullición Experimental (°F)	Pto. de Ebullición Experimental (R)	Pto. de Ebullición Experimental (K)	Pto. de Ebullición Teórico (K)	% error

V. CUESTIONARIO

1. ¿Con cuántas cifras significativas debe Ud. escribir sus resultados?
¿Por qué?
2. ¿Cómo podría reducir el error cometido en la medida de volúmenes de líquidos?
3. ¿Cómo determinaría la densidad de un sólido que flota en el agua?
Idee un método por ejemplo para determinar la densidad de un trozo de corcho.
4. ¿En que consiste la decantación?
5. ¿Qué es un papel de filtro y que características debe cumplir?

PRACTICA No. 02

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES (UNIDADES FÍSICAS)

I. OBJETIVOS:

- Identificar los principales elementos o componentes de una solución.
- Adquirir destreza en el manejo de materiales para la preparación de una solución.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

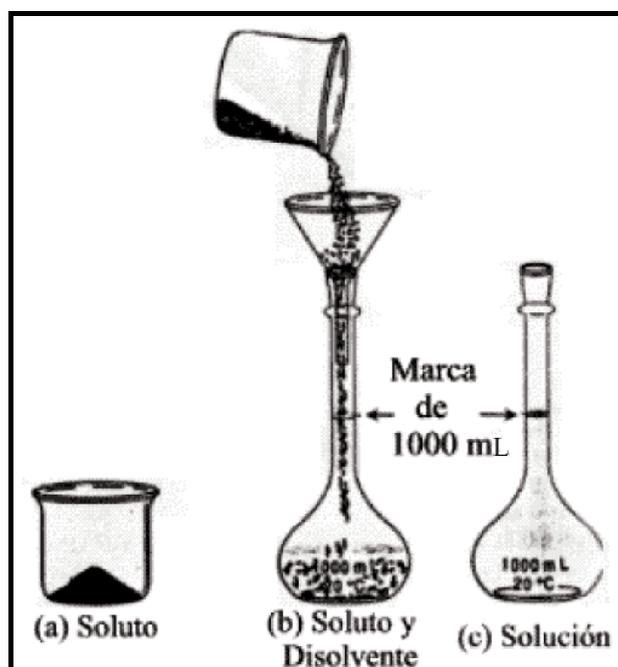
SOLUCIÓN.- Es una mezcla homogénea de 2 ó más sustancias.

COMPONENTES DE UNA DISOLUCIÓN

En este caso se hará referencia principalmente a disoluciones binarias, es decir, a disoluciones líquidas, sólidas o gaseosas con dos componentes siendo éstos:

1. **Solvente o disolvente.-** es aquel constituyente que está presente en mayor proporción o cantidad.
2. **Soluto.-** Es aquel constituyente que se encuentra en menor proporción o cantidad. Una solución puede tener más de un soluto.

Generalmente cuando se disuelve un sólido en un líquido, éste es ordinariamente el disolvente y el sólido es el soluto independientemente de las proporciones relativas en que cada uno se encuentre; en el caso de que los componentes se encuentren en la misma proporción cualquiera puede ser soluto o disolvente. Ejemplo: una mezcla que contiene 50% de alcohol y 50% de agua, el soluto puede ser el etanol y el solvente el agua o en forma inversa.



CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES

1. Por su naturaleza:

- Soluciones Moleculares.- aquellas que en solución el soluto se encuentra disgregado en forma de moléculas y se reconocen porque éstas no conducen la corriente eléctrica. Ejemplo: sacarosa en agua.
- Soluciones iónicas.- En este caso el soluto se encuentra disociado en el disolvente en forma de iones, siendo una de sus características la de conducir la corriente eléctrica. Ejemplo: Cloruro de sodio en agua.

2. Por sus propiedades Químicas:

- Soluciones ácidas.- Son aquellas que contienen iones hidronio, (H_3O^+) en solución, ejemplo: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , etc.
- Soluciones básicas: Son aquellas que contienen iones hidroxilo (OH^-) en solución, ejemplo: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, etc.
- Soluciones neutras: son aquellas que contienen igual número de equivalentes de ácido y base, y por lo tanto tienen un pH igual a 7, ejemplo: H_2O , NaCl , etc.

3. **Por su concentración:**

• **Soluciones de Concentración Relativa:**

- **Soluciones Diluidas.-** Estas contienen poca cantidad de soluto respecto al solvente y por lo tanto se encuentra completamente disuelto en el solvente. Ejemplo: solución al 1% de BaCl_2 ó al 5% de NaCl en agua.
- **Soluciones Concentradas.-** Se denomina así cuando existe suficiente cantidad de soluto disuelto en el medio disolvente. Es decir una solución concentrada, es aquella que contiene una gran proporción de soluto (los términos “diluida” y “concentrada” son tan imprecisos como las palabras “grande” o “pequeño”, no existiendo límites definidos).
- **Solución Saturada.-** Es cuando una solución contiene, a una temperatura dada, tanto soluto como puede disolver. O sea, cuando al aumentar la proporción de soluto se obtiene soluciones cada vez más concentradas, hasta que llega a un punto en el cual ya no se disuelve más soluto a una temperatura constante, habiendo agitado continuamente durante la adición del soluto.
- **Solución Sobresaturada.-** Es aquella que contiene exceso de soluto en el medio disolvente, esta concentración se alcanza cuando ya no puede disolverse más soluto en un cierto volumen de solvente. Para conocer el estado de una solución respecto a la saturación, basta agregar a una temperatura dada, a un volumen determinado de la solución un poco de soluto, si éste se disuelve totalmente la solución es no saturada, si ya no se disuelve es saturada y si hay precipitación es sobresaturada.

• **Soluciones de Concentración Absoluta:**

Se tiene dos clases de unidades para expresar la concentración absoluta de una solución:

UNIDAD	SÍMBOLO	DEFINICIÓN
1. Física		
% masa a masa	% m/m	Gramos de soluto en 100 gramos de disolución.
% volumen a volumen	% v/v	Mililitros de soluto en 100 mL de disolución.
% masa/volumen	% m/v	Gramos de soluto en 100 mL de disolución.
Partes por millón	ppm	Miligramos de soluto de 1 litro de solución.
masa de soluto/masa disolvente	w/W	Gramos de soluto en 1 kilogramo de disolvente.
Masa de sol./Volumen disolvente	w/V	Gramos de soluto en 1 litro de disolvente.
Densidad	ρ	Gramos de soluto en un mililitro de disolución.
2. Química		
Molaridad	M	Moles de soluto en 1 litro de disolución.
Normalidad	N	Equivalente – gramo de soluto en 1 litro de disolución.
Molalidad	m	Moles de soluto en 1000 g de disolvente.
Formalidad	F	Número de peso fórmula gramo de soluto en 1 litro de disolución.
Fracción Molar	X	Relación del Número de moles de un constituyente en una disolución y el N° total de moles.

Porcentaje Masa a Masa:

El porcentaje “masa a masa” es una relación que expresa los gramos de soluto que se hallan contenidos en cada 100 gramos de solución. Esta forma de expresar la concentración implica al momento de preparar una solución, pesar separadamente el soluto y el solvente. Si bien, este procedimiento facilita la comprensión de la “proporción de la mezcla”, la aplicación de ésta forma de referirse a la concentración en el trabajo rutinario de laboratorio se dificulta un poco, debido a que obliga a conocer también, la densidad de la solución. A esta desventaja se le suma

el hecho de a los líquidos es más fácil medirles el volumen que medirles la masa.

La expresión porcentual peso a peso de las soluciones se conserva particularmente para las soluciones acuosas de los gases, tales como el HCl, el HF, el HBr y el NH₃. La mayoría de los ácidos que se utilizan como reactivos en el laboratorio (clorhídrico, nítrico, sulfúrico, acético y fosfórico entre otros) vienen con sus concentraciones expresadas en términos de porcentaje peso a peso. Para facilitar el manejo de éstas soluciones, la concentración peso a peso de la solución se acompaña con tablas que registran la densidad de la solución a diferentes concentraciones.

$$\% m/m = \frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ gramos de solución}} \quad \text{ó} \quad \% m/m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

Porcentaje masa a volumen:

El porcentaje masa a volumen es una relación que expresa los gramos de soluto que se hallan contenidos en cada 100 mililitros de solución. Esta forma de expresar la concentración de una solución facilita enormemente su preparación y aplicación; el único inconveniente radica en que el porcentaje masa a volumen es una unidad muy grande para muchos fines analíticos frecuentes. Generalmente cuando se expresa la concentración de una solución en términos porcentuales, la expresión se refiere al porcentaje masa a volumen.

$$\% m/v = \frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ mililitros de solución}} \quad \text{ó} \quad \% m/v = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

Partes por millón:

La expresión porcentual o molar para referirse a la concentración de una solución, se aplica generalmente a las soluciones en las cuales la proporción de soluto a solvente es relativamente alta, proporción que generalmente se halla en la escala de las “partes por mil”. Sin embargo, existen muchas sustancias cuya concentración regular en una solución es mucho menor que las partes por mil.

Las partes por millón son una relación que expresa las partes de soluto que se hallan contenidas en un millón de partes de solución. De ésta forma las partes por millón pueden expresarse como “los gramos de soluto por metro cúbico de solución”, “los gramos de soluto por tonelada de solución” o “los miligramos de soluto por miligramo de solución”. Ya

que esta forma de expresar la concentración de una solución se utiliza particularmente para soluciones muy diluidas y como un kilogramo de agua equivale a un litro en términos de volumen, generalmente las partes por millón se asocian a “los miligramos de soluto contenidos en cada litro de solución”.

$$\text{ppm} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{toneladas de solución}} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{metro cúbico de solución}} = \frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Balanza
- Pipeta
- Probeta
- Piceta
- Vaso de Precipitado
- Espátula
- Luna de reloj

b) Reactivos:

- Agua destilada o potable
- Cloruro de Sodio (NaCl)

c) Procedimiento:

1. Preparar 100 g de solución de cloruro de sodio al 5% m/m:

- ◆ La sal a utilizar (NaCl) debe ser deshidratada.
- ◆ Calcule la masa requerida de NaCl y de agua para preparar la solución.
- ◆ Colocar la masa de cloruro de sodio en un vaso de precipitado de 150 mL y agregar la cantidad de agua calculada.
- ◆ Agite hasta homogeneizar y etiquete la solución.
- ◆ Mida en forma exacta el volumen de la solución preparada utilizando una probeta y usando su masa determine la densidad de dicha solución.
- ◆ Compare el valor de la densidad obtenida con el dato teórico proporcionado por el profesor y determine el Error absoluto, el error relativo y el porcentaje de error experimental.

2. Preparar 100 mL de solución de NaCl al 5% m/v:

- ◆ Calcule la masa de cloruro de sodio necesario.
- ◆ Pesar y depositarla en un vaso de precipitado. Disolver con 30 mL de agua aproximadamente.
- ◆ Trasvasar la solución a una fiola de 100 mL, lavar repetidas veces el vaso de precipitado con pequeñas porciones de agua que se pasan a la fiola y luego proceder a enrasar con agua destilada.
- ◆ Homogeneizar y etiquetar.
- ◆ Mida la masa de la solución preparada y determine la densidad experimental.

IV. TABLAS DE RESULTADOS:

a) Preparación de soluciones:

Solución	Cantidad de soluto (g)	Masa de la solución (g)	Volumen de la solución (mL)	Densidad experimental de la solución (g/mL)	Densidad Teórica de la solución (g/mL)	% error experimental
NaCl al 5% m/m						
NaCl al 5% m/v						

V. CUESTIONARIO

1. ¿Cuántos gramos de agua se deben agregar a 200g de solución al 15% m/m para que se convierta al 10% m/m?
2. Si 200 gramos de sal se disuelven en agua hasta completar 800 mL de disolución. Posteriormente de dicha disolución se toman 100 mL y se diluyen en agua hasta obtener 500 mL. Si la disolución diluida posee una densidad de 1,09 g/mL, calcule la concentración de la misma en % m/m, m/v.

3. Se tienen 250 mL de una disolución de HCl al 15 % m/m y de densidad 1,05 g/mL. Calcule la concentración que alcanzará dicha disolución, en %m/m y % m/v, cuando se le agrega 100 gramos de agua
4. Determine la concentración, en porcentaje en masa, de una disolución preparada a partir de 5 gramos de fosfato de sodio y 400 g de agua.
5. Se mezclan 60 g de una disolución al 12 % en masa de NaCl con 40 g de otra disolución de NaCl al 7 % en masa. ¿Cuál es la concentración de la disolución resultante en % en masa?

CAPÍTULO No. 03

COMBUSTIÓN Y ENSAYOS A LA LLAMA

I. OBJETIVOS:

- Identificar los tipos de Combustión.
- Identificar los espectros en la región visible de algunos elementos.

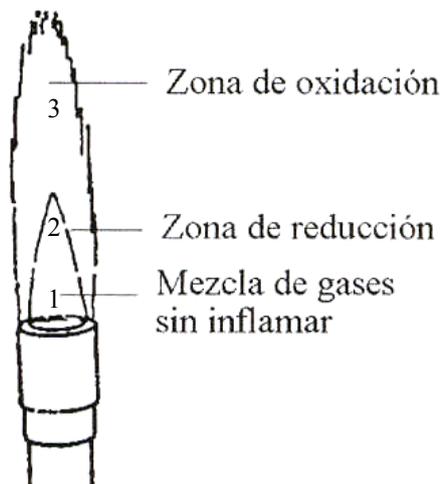
II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

Combustión y tipos:

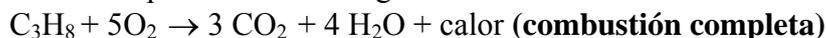
La llama del mechero es producida por la reacción química de dos gases: un gas combustible (propano, butano, gas natural) y un gas comburente (oxígeno, proporcionado por el aire). El gas que penetra en un mechero pasa a través de una boquilla cercana a la base del tubo de mezcla gas-aire. El gas se mezcla con el aire y el conjunto arde en la parte superior del mechero, efectuándose de ésta forma la Combustión.

Se tiene dos clases de llamas:

a) Llama no luminosa:



La reacción que sucede es la siguiente:



En este tipo de llama se observan tres zonas:

- ◆ Zona Fría (1)
- ◆ Cono Interno (2)
- ◆ Cono Externo (3)

b) Llama Luminosa:

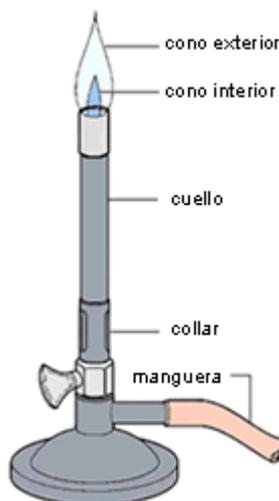
La reacción que sucede es la siguiente:



El Mechero de Bunsen:

El mechero comúnmente empleado es el mechero Bunsen, el cual recibe su nombre del químico alemán del siglo XIX Robert Wilhem Bunsen (1811 - 1899).

Es un instrumento utilizado en laboratorios científicos para calentar o esterilizar muestras o reactivos químicos. El quemador tiene una base pesada en la que se introduce el suministro de gas. De allí parte un tubo vertical por el que el gas fluye atravesando un pequeño agujero en el fondo de tubo. Algunas perforaciones en los laterales del tubo permiten la entrada de aire en el flujo de gas proporcionando una mezcla inflamable a la salida de los gases en la parte superior del tubo donde se produce la combustión.



La cantidad de gas y por lo tanto de calor de la llama puede controlarse ajustando el tamaño del agujero en la base del tubo. Si se permite el paso de más aire para su mezcla con el gas la llama arde a mayor temperatura (apareciendo con un color azul). Si los agujeros laterales están cerrados el gas solo se mezcla con el **oxígeno** atmosférico en el punto superior de la combustión ardiendo con menor eficacia y produciendo una llama de temperatura más fría y color rojizo o amarillento. Cuando el quemador se ajusta para producir llamas de alta temperatura éstas, de color azulado, pueden llegar a ser invisibles contra un fondo uniforme.

Temperaturas en las diferentes zonas de la Llama

La temperatura que va a alcanzar la llama dependerá de:

- ✓ Composición y porcentaje del comburente
- ✓ Velocidad global de la combustión. Ésta depende de:
 - Reactividad del combustible
 - Forma y eficacia del sistema de combustión
 - Temperatura inicial de los reactivos

Se deberán tener en cuenta también los calores sensibles de los reactivos. Al llegar y sobrepasar los 2000°C, los gases de combustión se pueden descomponer, dando lugar por ello a otros compuestos que pueden afectar a la combustión y a la llama.

Existen otros mecheros de uso en el laboratorio, por ejemplo, el Tirrill, donde tanto el aporte de gas como el de aire pueden ajustarse con el fin de obtener una combustión óptima y una temperatura de la llama de más de 900 °C.

El mechero Meker, tiene el tubo quemador mas ancho y tiene una malla montada en su parte superior. Esto produce un cierto número de pequeñas llamas Bunsen, las zonas exteriores de las cuales se funden para dar una llama maciza, exenta de la zona central mas fría. Con este mechero se obtienen temperaturas superiores a los 1000 °C.

En el Laboratorio, para determinar las temperaturas de las diferentes zonas de la llama se utiliza el alambre de nicrom que adquiere diversos colores a distintas temperaturas como se indica a continuación:

T°C	500	700	1100	1500
Color	Rojo oscuro	Rojo	Anaranjado	Blanco

ENSAYO A LA LLAMA

Hay un gran número de sustancias químicas en el mundo, y para poder identificar cada una de ellas existen diversos métodos. Algunos de estos métodos consisten en disolver la sustancia, transformándola en iones, y hacerla reaccionar frente a diversos experimentos. En nuestro caso podremos identificar sustancias en estado sólido mediante un método que consiste en combustionar la sustancia y dependiendo del color de la luz que emitirá reconocerla. Esta luz será de un color definido por una longitud de onda característica de la sustancia, y mediante ella sabremos con que sustancia estamos tratando.

ELEMENTO	COLOR DE LA LLAMA
Li	Rojo carmín
Na	Amarillo
K	Lila
Rb	Rojo azulado
Cs	Azul

ELEMENTO	COLOR DE LA LLAMA
Ca	Rojo naranja
Sr	Escarlata
Ba	Verde limón
Cu	Verde esmeralda.

ESPECTRO DE EMISIÓN:

Los átomos y los iones están constituidos en su interior, por una parte central muy densa, cargada positivamente, denominada núcleo y por partículas negativas llamadas electrones, los cuales rodean al núcleo a distancias relativamente grandes. De acuerdo a la teoría cuántica, estos electrones ocupan un cierto número de niveles de energía discreta.¹ Resulta evidente, por lo tanto, creer que la transición de un electrón de un nivel a otro debe venir acompañada por la emisión o absorción de una cantidad de energía discreta, cuya magnitud dependerá de la energía de cada uno de los

¹ La energía de cada nivel depende de varios factores, entre los cuales los principales son: La carga nuclear, la distancia del electrón al núcleo y el electrón en cuestión. A mayor carga nuclear, menor separación entre el núcleo y el electrón y, en consecuencia, mientras más bajo sea el nivel atómico ocupado por el electrón, menor será su energía.

niveles entre los cuales ocurre la transición y, consecuentemente, de la carga nuclear y del número de electrones involucrados. Si en un átomo poli electrónico, un electrón salta de un nivel de energía E_1 a un nivel de energía E_2 , la energía de la transición electrónica, ΔE , es igual a $E_2 - E_1$. Si E_2 representa un nivel de energía inferior a E_1 , entonces, la transición viene acompañada por la emisión de una cantidad ΔE de energía (en forma de luz), la cual está relacionada con la longitud de onda de luz emitida por la ecuación:

$$\Delta E = (hc)/\lambda$$

Donde:

h = Constante de Planck = $6,6256 \times 10^{-34}$ J.s

c = velocidad de la luz en el vacío = $2,9979 \times 10^8$ m/s

λ = Longitud de onda de la luz emitida

Además: $\Delta E = h\nu$

Donde:

ν = frecuencia

En otras palabras, la energía de una transición electrónica es inversamente proporcional a la longitud de onda de la luz emitida o absorbida y directamente proporcional a la frecuencia de radiación. Un espectro atómico está compuesto por una o más longitudes de onda. Debido a que los elementos tienen diferente carga nuclear, diferente tamaño y diferente número de electrones, es razonable concluir que cada elemento está caracterizado por un espectro atómico, el cual es diferente al de cualquier otro elemento.

El espectro a la llama de los compuestos de los metales alcalinos es un espectro atómico de emisión y se representan como líneas espectrales discretas. Las longitudes de onda para los colores se dan en la siguiente tabla:

COLOR	VIOLETA	AZUL	VERDE	AMARILLO	NARANJA	ROJO
λ (nm)	395	455	490	515	590	650
	455	490	515	590	650	750

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) **Materiales:**

- Mango de col
- Alambre de nicrom
- Frasco pequeño de vidrio
- piceta

b) **Reactivos:**

- Agua destilada
- Acido clorhídrico diluido
- Muestras problemas

c) **Procedimiento:**

1. **Combustión**

- ◆ Encienda el mechero de Bunsen cuidadosamente, colocando primero el cerillo encendido sobre la parte superior del cañón y luego abra gradualmente la llave de control de ingreso de gas. Es preferible que esta operación se realice con el anillo de ingreso de aire cerrado.
- ◆ Con el anillo de ingreso de aire cerrado, observe el tipo de llama. ¿Qué productos tiene ésta combustión?
- ◆ Luego abra completamente el anillo de ingreso de aire y anote las características de la llama. ¿Qué nombre tiene este tipo de llama?
- ◆ Las temperaturas de la llama (no luminosa) se puede determinar introduciendo y recorriendo un alambre de nicrom en las diferentes zonas (desde la parte inferior hacia la parte superior).

2. **Ensayo a la Llama:**

- ◆ Se emplea un alambre delgado de nicrom (o Pt) de unos 5 cm. de largo fijado en el extremo de un mango de col.
- ◆ Se limpia bien el alambre sumergiéndolo en un tubo de ensayo que contiene ácido clorhídrico diluido, enjuagarlo con agua potable y luego con agua destilada.
- ◆ Secar en la zona más caliente de la llama no luminosa. El alambre está limpio cuando no imparte color a la llama.
- ◆ Sumergir la punta del alambre en la muestra problema y llevarla a la zona mas caliente de la llama no luminosa.

- ◆ Observar la coloración que le transmite la muestra a la llama y anote.
- ◆ Repetir todos los pasos anteriores para las siguientes muestras.

IV. TABLA DE RESULTADOS:

a) Combustión y Estudio de la Llama:

Tipo de Combustión	Reacción Química	Tipo de Llama	características
	$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow$		
	$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow$		

b) Ensayo a la Llama de la Llama:

Nº muestra	color de la llama	Elemento posible	longitud de Onda (nm)	frecuencia (Hz)	energía (Joule)
1					
2					
3					

V. CUESTIONARIO

1. Indique otra experiencia que pueda demostrar las zonas de la llama.
2. Cite por lo menos 3 razones de por que es preferible usar la llama no luminosa al realizar los calentamientos en el laboratorio.
3. Explique por que un soplete alcanza temperaturas más altas que un mechero.
4. Enumere los tipos de radiación electromagnética. Comience con la radiación que tiene la longitud de onda más larga y termine con la de longitud de onda más corta.

5. Una muestra de metal es sometida a calentamiento en la llama de un mechero de Bunsen lo cual provoca una pérdida de energía de $2,84 \times 10^{-19}$ Joule al descender un electrón de un nivel a otro. Calcular la coloración aproximada del fotón de la muestra, que caracterizará a la llama.

CAPÍTULO No. 04

FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

I. OBJETIVOS:

- Identificar propiedades importantes de algunos elementos de la tabla periódica.
- Realizar la preparación de funciones químicas a partir de elementos libres e identificar las características más importantes de los productos.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS:

Los compuestos inorgánicos se clasifican en:

- Óxidos Básicos
- Óxidos Ácidos
- Hidróxidos o Bases
- Ácidos Oxigenados u Oxácidos
- Hidrácidos
- Sales

Nota: los métodos que se explican a continuación, para la obtención de las distintas clases de sustancias no son los únicos, pero sí los más representativos

ÓXIDOS

Existen dos clases de ÓXIDOS, los óxidos básicos y los óxidos ácidos.

Todo óxido se obtiene a partir de la reacción entre el oxígeno y otro elemento de la tabla periódica.

Tipos de Óxidos

1. **ÓXIDOS BÁSICOS**, el elemento que reacciona con el oxígeno es un **metal**.



2. **ÓXIDOS ÁCIDOS, el elemento que reacciona con el oxígeno es un no metal.**



HIDRÓXIDO o BASE

Un HIDRÓXIDO o BASE se obtiene a partir de la reacción entre el óxido básico y agua.



ÁCIDOS OXIGENADOS u OXOÁCIDOS

Un ÁCIDO OXIGENADO u OXÁCIDO se obtiene a partir de la reacción entre el óxido ácido y agua.



HIDRÁCIDOS

Primero se obtiene el HIDRURO NO METÁLICO. Se obtiene a partir de la reacción entre el hidrógeno con un no metal.

Los hidruros que posteriormente pueden formar un hidrácido son los que se obtienen a partir de los siguientes elementos: Flúor, Cloro, Bromo, Iodo y Azufre. Tanto el azufre como los halógenos actúan con su menor estado de oxidación.



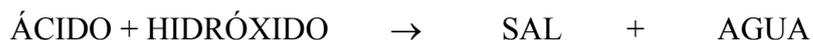
Cada uno de los hidruros no metálicos obtenidos, se disuelve en agua para transformarse en el Hidrácido correspondiente:

Producto Gaseoso	Disuelto en Agua
Fluoruro de Hidrógeno	Ácido Fluorhídrico
Cloruro de Hidrógeno	Ácido Clorhídrico
Bromuro de Hidrógeno	Ácido Bromhídrico
Ioduro de Hidrógeno	Ácido Yodhídrico
Sulfuro de Hidrógeno	Acido Sulfhídrico

Existen solamente cinco. Son ácidos no oxigenados.

SALES

Una SAL se obtiene a partir de la reacción entre un ácido y un hidróxido, pudiendo ser el ácido oxigenado (oxácido) o no oxigenado (hidrácido)



III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Tubos de ensayo
- Vaso de precipitados
- Piceta
- Gradilla
- Luna de reloj
- Matraz erlenmeyer
- Mechero de Bunsen
- Pinza para tubo de ensayo

b) Reactivos:

- Indicador fenolftaleína
- Magnesio
- Azufre
- Ácido sulfúrico
- Hidróxido de calcio
- Ácido clorhídrico
- Hidróxido de sodio

c) Procedimiento:

1. Preparación de un óxido básico e hidróxido.

- ◆ Con una pinza colocar un trozo de cinta de magnesio en la llama no luminosa de un mechero de Bunsen, guarde tranquilidad por la luminosidad desprendida y con mucho cuidado deje caer el residuo obtenido en un tubo de ensayo limpio. Observe las características del producto y anote.

- ◆ Luego añada aproximadamente 2 mililitros de agua destilada y agite el tubo de ensayo suavemente hasta que se disuelva la mayor cantidad de sólido.
- ◆ Añada en la solución obtenida dos gotas fenolftaleína y anote algún cambio. ¿Qué compuesto obtuvo?

2. Preparación de un óxido ácido y un ácido oxácido:

- ◆ Coloque un trozo de azufre en una cucharilla de combustión, caliéntelo ligeramente hasta observar desprendimiento de gas (anhídrido).
- ◆ Inmediatamente introduzca la cucharilla en un matraz erlenmeyer de 250 mL, tratando de conservar la mayor cantidad de gas formado.
- ◆ Enseguida añada rápidamente aproximadamente 40 mL de agua destilada, tape y agite el recipiente.
- ◆ Pruebe el carácter ácido de la solución obtenida añadiéndole 2 gotas de indicador anaranjado de metilo. ¿Qué sustancia obtuvo?

3. Formación de una sal oxisal y una sal haloidea:

- ◆ En un tubo de ensayo añadir aproximadamente 1 mL solución de hidróxido de calcio y adicionar gota a gota ácido sulfúrico diluido hasta notar cierta turbidez en la solución. Agitar ligeramente y centrifugar.
- ◆ Identifique el precipitado formado (insoluble en el agua). ¿Qué nombre tiene?
- ◆ En un beaker añadir 2 mL de ácido clorhídrico diluido y adicionar aproximadamente 2 mL de hidróxido de sodio diluido. Agite ligeramente. Se habrá formado una sal soluble en el agua.
- ◆ Calentar suavemente con una pinza en el mechero hasta que crepiten los cristales formados de la sal. ¿Qué nombre tienen estos cristales?

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Haga los cuadros respectivos, escriba y complete las reacciones químicas para cada experimento realizado, según el siguiente ejemplo:

Ecuación Química	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$		
Color	Incoloro	incoloro	incoloro
Estado	gaseoso	líquido	líquido
Nombre	óxido carbónico carbónico	agua	ácido
Función Química	óxido ácido	agua	oxácido
Observaciones	El gas CO_2 se burbujea en el agua hasta saturar y luego se añade fenolftaleína. El ácido formado mantiene su característica incolora.		

V. CUESTIONARIO

1. ¿Cuál es la diferencia entre compuestos inorgánicos y compuestos orgánicos?
2. Elabore una lista de elementos que existen como gases a temperatura ambiente.
3. ¿Qué es una sal compleja? ¿Experimentalmente como se obtendría?
4. Explique por que la fórmula HCl puede representar dos diferentes sistemas químicos.
5. Brevemente explique el proceso industrial de la obtención del ácido clorhídrico.

CAPÍTULO No. 05

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

I. OBJETIVOS:

- Demostrar experimentalmente la Ley de las Proporciones Definidas.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

Ley de las proporciones definidas o constantes (Ley de Proust).

La labor de Lavoisier proporcionó una sólida base teórica para el análisis cuantitativo y pronto surgieron los estudios que condujeron a lo que posteriormente se denominó Ley de las Proporciones Definidas, que a finales del siglo XVIII, dio origen a una gran controversia entre Berthollet y Proust, que duró casi ocho años.

Joseph Louis Proust (1754-1826) sostenía que la composición porcentual de un compuesto químico era siempre la misma, independientemente de su origen, por el contrario Claude Louis Berthollet (1748-1822) afirmaba que los elementos, dentro de ciertos límites, podían unirse en todas las proporciones.

Con el tiempo, se impuso el criterio de Proust apoyado en un experimento realizado en 1799, demostrando que la composición del carbonato cúprico era siempre la misma, cualquiera que fuese su método de obtención en la naturaleza o en el laboratorio: 5 partes de cobre, 4 de oxígeno y 1 de carbono.

Por tanto: los elementos se combinan para formar compuestos, y siempre lo hacen en proporciones fijas y definidas.

Por eso se dice que toda sustancia pura siempre tiene una misma composición o, cuando varios elementos reaccionan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación ponderal constante. Así 40,32 g de óxido de magnesio (**MgO**) siempre contienen 24,32 g de magnesio y 16,00 g de oxígeno y la combinación de estas mismas cantidades siempre da 40,32 g de óxido de magnesio.

III. PARTE EXPERIMENTAL

a) Materiales

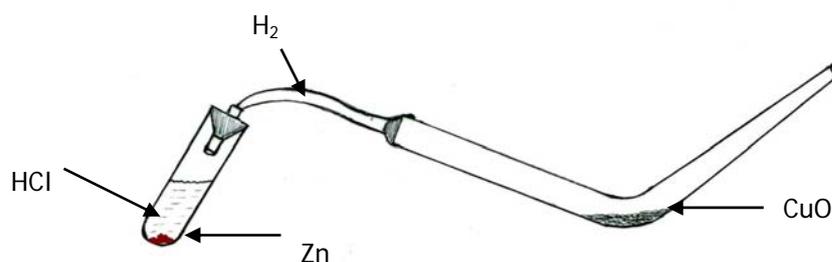
- Mechero de Bunsen
- Tubo Jet
- Pinza para tubo de ensayo
- Tubo de ensayo
- Conexiones
- Balanza

b) Reactivos

- Ácido Clorhídrico, HCl 6M
- Granallas de Zinc
- Óxido Cúprico

c) Procedimiento

- ◆ Pesar el tubo Jet seco y vacío, lo más exacto posible.
- ◆ Agregar cuidadosamente una pequeña cantidad de $\text{CuO}_{(s)}$ en el codo del tubo Jet y pesar nuevamente.
- ◆ Prepare los componentes para instalar el sistema mostrado en la figura.
- ◆ Luego que añada el grano de zinc, inmediatamente cierre el sistema.



- ◆ Caliente suavemente el codo del tubo Jet hasta notar una apariencia rojiza en el compuesto.

- ◆ Luego secar las paredes internas, recorriendo el tubo Jet sobre una llama suave del mechero, sin retirar la conexión con hidrógeno.
- ◆ Desconecte, deje enfriar y pese el tubo Jet con el producto obtenido.

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Anote sus datos y los resultados en la siguiente tabla:

(a) Masa del tubo Jet vacío	g
(b) Masa del tubo Jet + CuO _(s)	g
(c) Masa del Tubo Jet + Cu _(s)	g
(d) Masa de CuO _(s)	g
(e) Masa del Cu _(s) experimental	g
(f) Masa del Cu _(s) teórico	g
(g) %error experimental	%

V. CUESTIONARIO

1. Escriba la ecuación de la reacción entre el HCl_(cc) y Zn_(s)
2. ¿Qué ventajas se tienen al usar HCl_(cc) y Zn_(s) en los resultados del experimento para demostrar la Ley de las Proporciones Definidas?
3. El CO₂ producto de la respiración, contiene 27% de C y 73% de O en peso, y puede obtenerse por combustión de carbono puro en el oxígeno del aire. ¿Qué peso de oxígeno se necesitará para que se combine con 54 g de C y se forme el dióxido de carbono?
4. Un trozo de calcio de 2,16 g de peso se expuso al aire hasta que su oxidación fue completa. ¿Qué cantidad de oxígeno se combina con el calcio? ¿Qué peso de CaO se formó en la reacción?
5. ¿En que momento se debe dejar de calentar el contenido del codo del tubo jet? ¿Por qué?. Explique.

CAPÍTULO No. 06

DEMOSTRACIÓN DE LA LEY DE BOYLE

I. OBJETIVOS:

- Demostrar experimentalmente la Ley de Boyle.
- Demostrar que en los gases el producto de la presión por el volumen es constante, si no varía la temperatura.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

En general las moléculas de un gas se encuentran muy alejadas unas de otras. Se mueven al azar en todas direcciones, chocándose entre ellas mediante un movimiento caótico continuo que cubre todo el espacio dentro del recipiente en el cual se encuentra encerrado el gas. Se supone que el gas ejerce presión sobre las paredes del recipiente que lo contiene debido a que las moléculas del gas chocan con las paredes del mismo. La presión ejercida por un gas depende de dos factores: el número de moléculas por unidad de volumen y la energía cinética media de las moléculas. Un cambio de cualquiera de estos factores modificará la presión del gas.

Si el número de moléculas y el volumen permanecen constantes, pero aumenta la energía cinética de las moléculas, la presión también aumenta. Si el número de moléculas de un recipiente permanece constante, pero el volumen disminuye, la presión aumenta inversamente según el volumen disminuya; mientras la temperatura y la masa del gas se mantengan invariables. Esta es en esencia la primera de las leyes que describen el comportamiento del estado gaseoso. Se le conoce como la Ley de Boyle y fue enunciada por Robert Boyle en 1662, quien la dedujo a partir de la observación de datos experimentales. En los países latinos se le denomina “Ley de Boyle-Mariotte” porque este último investigador la enunció independientemente en Francia 15 años más tarde. La Ley de Boyle se enuncia: “A temperatura constante, el volumen ocupado por una masa de gas es inversamente proporcional a la presión ejercida sobre él”.

La expresión matemática de la Ley es:

$P_1V_1 = P_2V_2 = \text{constante (K)}$, donde P_1 y V_1 representan respectivamente la presión y volumen inicial.

Utilizando dicha fórmula es posible conocer el volumen que ocupará un gas cuando se varían las condiciones de presión. Inversamente, la misma ley permite conocer la presión cuando el volumen varía. Esto, obviamente, siempre que sean conocidas las condiciones iniciales de presión y de volumen.

Representando gráficamente la ecuación $(PV)_{T, m} = K$, se obtiene una curva denominada hipérbola equilátera o curva de las isoterms

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Un tubo neumométrico o una bureta
- Un soporte con pinzas
- Un tubo en U.
- Manguera
- Una ampolla de nivel (pera)
- Un termómetro de 100°C

b) Reactivos:

- Agua destilada

c) Procedimiento:

Comprobación de la Ley de Boyle – Mariotte

- ◆ Una vez montado el equipo como se muestra en la figura; se deja un volumen de aire menor que la graduación que presente el tubo neumométrico y se cierra éste para evitar la salida del aire. Luego se sube y se baja la ampolla de nivel para expulsar las burbujas de aire que puedan encontrarse en la manguera de jebe o de goma. Asegúrese de que no haya escapes de aire en el equipo.
- ◆ Para asegurar que todas las uniones están bien cerradas se hace descender la ampolla de nivel y se observará si el nivel en el tubo neumométrico permanece constante. De detectarse algún escape es probable que se tenga que reemplazar el empalme de goma. Luego, dejarse el aparato hasta que el agua se iguale a la temperatura ambiente.

- ◆ Colocar la ampolla de nivel a una altura conveniente de tal modo que el agua que contiene enrase con el agua del tubo neumométrico (con un error menor de 0,1 mL).
- ◆ Levantar la ampolla hasta que la diferencia de niveles sea 50 cm. (o 40 cm), medir dicha altura con una regla. Registrar el volumen ocupado por el gas.
- ◆ Luego, descender la ampolla por debajo del nivel de la mesa a una distancia de 50 cm (o 40 cm). registrar el volumen ocupado por el gas, en dicha posición.
- ◆ Anote la temperatura del agua y la presión atmosférica.
(Ver Figura 6.1)

Medición de la Presión del gas del Laboratorio

- ◆ Llenar el tubo en U de la figura hasta la mitad con agua.
- ◆ Conectar la salida del sistema de gas al tubo en U manteniendo la llave cerrada.
- ◆ Abrir la llave del gas suavemente, para evitar que salte el agua por el extremo libre del tubo en U.
- ◆ Leer la diferencia de niveles de ambos ramales, evitando el error de paralaje.
(Ver Figura 6.2)

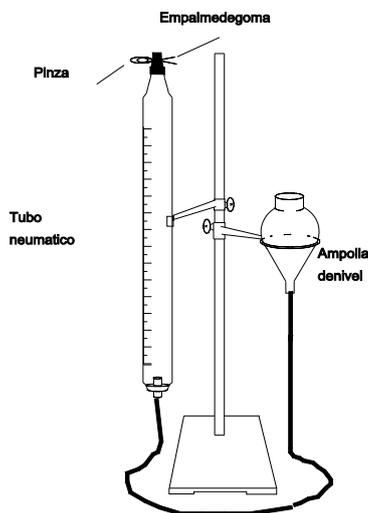


Figura 6.1

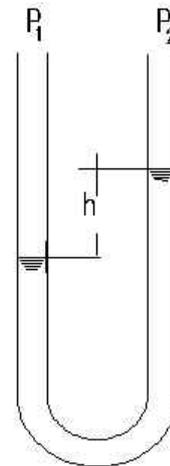


Figura 6.2

IV. TABLA DE RESULTADOS:

En la siguiente tabla, complete la reacción química y anote sus datos obtenidos:

Experimento Nro.	Datos y Resultados	Observaciones
1		
2		

V. CUESTIONARIO

1. Indicar ¿cuáles son los factores más importantes que influyen en la constancia del producto PV?
2. ¿Qué significa desviación positiva y desviación negativa en el comportamiento de los gases?
3. ¿Es constante la presión atmosférica en un lugar determinado?. Explique.
4. ¿Cuáles son las fuentes de error en este experimento? ¿Cómo obtendría valores más precisos?
5. Al comprimirse un gas se calienta espontáneamente y al expandirse se enfría. ¿Podrá este fenómeno introducir algunas fuentes de error en el experimento, por no permanecer la temperatura constante?

CAPÍTULO No. 07

LEY DE GRAHAM DE DIFUSIÓN GASEOSA

I. OBJETIVOS:

- Demostrar experimentalmente la difusión de los gases mediante la Ley de Graham.
- Determinar la relación entre los pesos moleculares de las sustancias empleadas con respecto a su velocidad ó longitud de desplazamiento.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

LEY DE GRAHAM DE LA DIFUSIÓN GASEOSA

El proceso por el cual un gas se distribuye por todo el recipiente que lo contiene se denomina difusión. En 1833, Thomas Graham (1805-1869), científico escocés, sintetizó sus estudios sobre la difusión de gases, formulando la ley que ahora se conoce como ley de Graham de la difusión de los gases y que establece que, bajo condiciones similares de temperatura y presión, las velocidades de difusión de dos gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus densidades.

Por lo tanto podemos expresar los siguientes conceptos:

- Difusión = es el proceso de expansión a través del espacio por parte del gas.
- Efusión = es el proceso de pasaje a través de poros pequeños por parte del gas.
- Ley de Graham (aplicable a la efusión de gases):

Se puede describir el fenómeno de la difusión como la tendencia mostrada por cualquier sustancia para extenderse uniformemente a lo largo del espacio aprovechable para ella. Tratándose de los gases se aplica propiamente el término difusión al paso de un gas por membranas porosas y el de efusión cuando el gas pasa por un agujero pequeño.

La difusión la presentan los gases, líquidos y aun en ciertos casos los sólidos, pero donde esta mas acentuada es en los gases.

Si la presión y temperatura de dos gases diferentes son las mismas, se puede calcular la relación entre sus velocidades de difusión v_1 y v_2 a partir de sus densidades δ_1 y δ_2 o a partir de sus pesos moleculares M_1 y M_2 . Ahora, si son las mismas condiciones de presión y temperatura, los tiempos t_1 y t_2 necesarios para que un volumen igual de dos gases fluya a través de un orificio pequeño serán inversamente proporcionales a las velocidades de difusión, por tratarse de un movimiento uniforme. Así tenemos lo siguiente:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \frac{t_2}{t_1}$$

El método de Difusión fue utilizado por Aston (1913) para separar los isótopos del neón y se sigue empleando para separar los isótopos de los elementos. Mediante la ley de Graham, Debiere (1910) obtuvo el peso molecular del gas radiactivo radón.

III. PARTE EXPERIMENTAL

a) Materiales

- 01 Tubería de vidrio.
- 02 Tapones de jebe horadados.
- 01 Cronómetro
- Algodón
- 01 Regla milimetrada

b) Reactivos

- Amoníaco acuoso concentrado
- Acido Clorhídrico concentrado

c) Procedimiento

La movilidad relativa de las moléculas gaseosas de ácido clorhídrico HCl y de amoníaco NH₃ en función de su peso molecular, será evaluada usando una tubería de longitud conocida.

Antes de comenzar el experimento, asegúrese que la tubería esté completamente seca.

- ◆ En cada uno de los extremos del tubo se le colocará tapones horadados conteniendo cada uno un algodón impregnado en cantidades iguales de ácido clorhídrico y amoníaco acuoso, respectivamente.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{x_1/t}{x_2/t} = \frac{M_2}{M_1}$$

- ◆ Colocar un pedazo de algodón en cada tapón de jebe horadado.
- ◆ Agregar cuidadosamente sobre el algodón de cada tapón 4 gotas de HCl e NH₃ (ac) respectivamente.
- ◆ Colocar en forma simultánea, es decir al mismo tiempo, los tapones en cada extremo de la tubería de vidrio.
- ◆ Empiece a tomar el tiempo y observe cuidadosamente la superficie interna del tubo hasta ubicar el lugar de formación de un anillo blanco de cloruro de amonio (NH₄Cl).
- ◆ Ubicado el anillo, proceda a medir las distancias entre el anillo blanco y los extremos de la tubería, tomando siempre los puntos de referencia equivalentes en cada caso.
- ◆ Repetir la experiencia y tomar el promedio de los dos resultados para realizar los cálculos.

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Aplicando los principios teóricos respectivos complete la siguiente tabla:

	Prueba 1	Prueba 2
Reacción Química (complete)	NH ₃ + HCl →	
Distancia recorrida por el HCl, X ₂ (cm)		
Distancia recorrida por el NH ₃ , X ₁ (cm)		
Valor teórico de relación de velocidades		
Valor experimental de relación de velocidades		
Porcentaje de error %e		

V. CUESTIONARIO

1. ¿Qué factores determinan la diferencia entre la relación experimental y la relación teórica?
2. Describa las propiedades más importantes de los gases utilizados.
3. ¿Por qué el tubo de vidrio debe estar completamente seco y limpio?
4. Dos globos del mismo tamaño y material se llenan con hidrógeno y oxígeno a la misma temperatura y presión respectivamente. El oxígeno escapa a 65 mL/hr. ¿Con qué rapidez escapará el hidrógeno?
5. Ordenar los siguientes gases en forma creciente en función del tiempo que necesitan para difundirse a través de un orificio bajo condiciones similares: a) 150 mL de COCl_2 b) 500 mL de H_2 y c) 375 mL de CO_2

CAPÍTULO No. 08

PESO EQUIVALENTE

I. OBJETIVOS:

- Determinar el peso equivalente de metales con respecto al hidrógeno, aplicando la ley general de los gases.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

Ley de las proporciones recíprocas (Ley de Richter)

Cuando dos elementos diferentes se combinan separadamente con un peso fijo de un tercer elemento, los pesos relativos de aquéllos son los mismos con que se combinan entre sí, o bien son múltiplos o submúltiplos de éstos.

Esta ley permitió establecer el peso de combinación o peso equivalente gramo de un elemento que es el número de gramos del mismo que se combinarán con, o desplazarán, 8 g de oxígeno o 1,008 g de hidrógeno. Así el peso equivalente gramo (peqg) del calcio (**Ca**) es 20,04 g, porque es la cantidad que se combina con 8 g de oxígeno.

El peso equivalente gramo (peqg) de la plata (**Ag**) es 107,88 g porque es la cantidad de plata que se combina con 8 g de oxígeno.

El peso equivalente gramo (peqg) del hidrógeno (**H**) es 1,008 g, porque es la cantidad que se combina con 8 g de oxígeno.

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Tubo de ensayo
- Pinza para tubos
- Gradilla
- Tapón horadado
- Probeta
- Balón de vidrio
- Conexiones

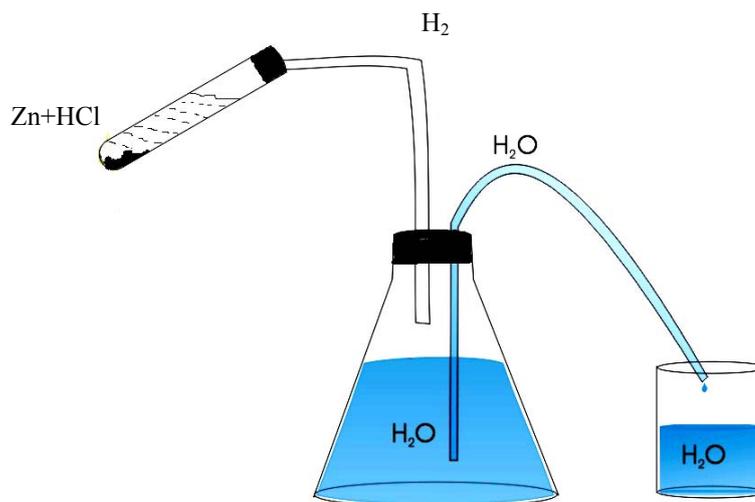
b) Reactivos:

- Zinc en virutas
- Ácido clorhídrico, HCl
- Agua destilada

c) Procedimiento:

Determinación del Peso Equivalente del Zinc:

- ◆ Realice las conexiones respectivas con los recipientes de vidrio en el siguiente orden: primero el tubo de ensayo, luego el balón lleno de agua y finalmente el beaker donde se recabará el agua desplazado por el hidrógeno. Verificar las conexiones para que no se presente ninguna fuga de gas (ver diagrama).



- ◆ Retire el tapón del tubo de ensayo y añada aproximadamente 10 mL de ácido clorhídrico.
- ◆ Pese la muestra de zinc proporcionada por el profesor.
- ◆ Luego añada rápidamente la muestra al tubo de ensayo y ciérrelo inmediatamente con el tapón conectado.

- ◆ Observe el desprendimiento de gas hidrógeno al entrar en contacto la muestra de zinc con el ácido.
- ◆ Terminado de reaccionar totalmente el metal, mida el volumen exacto de agua desplazada (volumen de hidrógeno generado).

IV. TABLA DE RESULTADOS:

En la siguiente tabla, complete la reacción química y anote sus datos obtenidos:

metal + HCl \longrightarrow	
Cantidad en gramos de muestra pesada (m_1)	
Temperatura ambiental (T) en °C	
Volumen de hidrógeno obtenido = Volumen de agua desalojada (V) en litros	
Presión Total o atmosférica (P_t) en mm Hg	
Presión de vapor de agua a temperatura T en mm Hg	
Presión del gas (P) = (Presión total – Presión de vapor de agua) en mm Hg	
Presión a Condiciones Normales (P_o) en mm Hg	
Temperatura a Condiciones Normales (T_o) en °C	
Volumen del gas a Condiciones Normales (V_o) = $V * [P/P_o] * [T_o/T]$ en litros	
Masa de hidrógeno (m_2) = $V_o * [1 \text{ mol} / 22,4 \text{ L}] * [2 \text{ g/mol}]$ en gramos	
n° equivalentes de hidrógeno (#eq) = $m_2 * [1 \text{ eq} / 1,008 \text{ g}]$	
Peso equivalente experimental = $m_1 / (\#eq)$	
Peso equivalente teórico = Peso Molecular/2	
Porcentaje de error (% e)	

V. CUESTIONARIO

1. En una reacción de 5,8 g de Mg con suficiente HCl se obtuvieron 45,0 L de H₂ a CN ¿Cual es el peso equivalente del metal?
2. ¿Por que el volumen obtenido en la práctica, se lleva a las condiciones normales?
3. En un experimento con 0,415g de un metal se desprende 216mL de H₂ ¿calcular equivalente químico del metal?
4. ¿Cuántos litros de H₂, medidos sobre agua a 25 °C y 743 mmHg, podemos obtener de 1,00 lb de Zn?
5. Explique las fuentes de error que tuvo al realizar el experimento.

CAPÍTULO No. 09

DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLAR DEL MAGNESIO

I. OBJETIVOS:

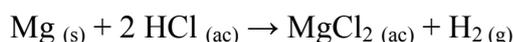
- Determinar experimentalmente la masa molar del magnesio.
- Resolver un problema experimental aplicado a la ecuación general de gas ideal.
- Practicar el uso de tablas.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

La masa molar de una sustancia es la masa de $6,023 \times 10^{23}$ unidades elementales de la misma.

Para gases, esta ocupa un volumen de $22,414 \text{ dm}^3$ en condiciones normales de presión y temperatura (760mm Hg y 273,14 K).

En la determinación de la masa molar del magnesio, se mide el volumen de hidrógeno desprendido, cuando una masa conocida del mismo reacciona con exceso de ácido clorhídrico, según la siguiente ecuación química:



De acuerdo con las relaciones estequiométricas, el número de moles de hidrógeno obtenido es igual al número de moles de magnesio que reaccionaron y teniendo en cuenta la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \quad \Rightarrow \quad n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} V_{\text{H}_2}}{RT}$$

y como:

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{Mg}} \quad \text{Resulta entonces:} \quad \overline{M}_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{n_{\text{Mg}}}$$

$$P_{\text{atm}} = P_{\text{H}_2} + P_v + P_{\text{columna de agua}}$$

Para expresar la presión de la columna de agua en las mismas unidades que la presión atmosférica y la presión de vapor de agua, en mm de Hg, hay que aplicar:

$$h_{\text{agua}} \cdot \rho_{\text{agua}} = h_{\text{Hg}} \cdot \rho_{\text{Hg}}$$

Donde:

- h_{agua} : Altura de la columna de agua en mm
- h_{Hg} : Altura de la columna de mercurio en mm
- ρ_{agua} : Densidad del agua
- ρ_{Hg} : Densidad del mercurio (13,6 g/cm³)

$$p_{H_2} = P_{\text{atm}} - P_v - \frac{h_{\text{agua}} \cdot \rho_{\text{agua}}}{\rho_{\text{Hg}}}$$

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

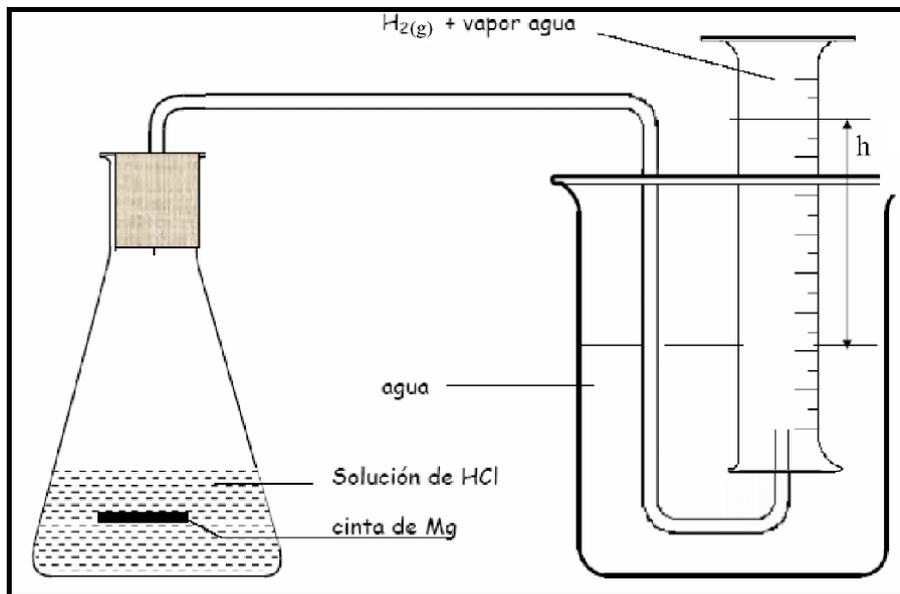
- Vaso de precipitado
- Balanza de precisión
- Balón de vidrio o matraz erlenmeyer
- Probeta
- Piceta
- Conexión de vidrio

b) Reactivos:

- Ácido clorhídrico (HCl)
- Agua destilada
- Magnesio en cinta

c) Procedimiento:

- ◆ Colocar en el erlenmeyer 40 mL de HCl 1M.
- ◆ Pesar la cinta de Mg.



- ◆ Llenar el vaso de precipitado con agua, introducir en el mismo la probeta invertida llena de agua de modo que no queden burbujas de aire.
- ◆ Sacar 1/3 del agua del vaso de precipitado. Medir la temperatura del agua.
- ◆ Introducir el extremo libre del tubo de desprendimiento dentro de la probeta, evitando la entrada de aire.
- ◆ Colocar rápidamente el magnesio en el erlenmeyer y tapanlo inmediatamente para evitar pérdidas de hidrógeno.
- ◆ El volumen en la probeta debe leerse cuando cesa el desprendimiento de hidrógeno por haberse consumido completamente el metal y la lectura se estabiliza.
- ◆ Leer, en la probeta, el volumen de H_2 en la probeta (V_{H_2}). Medir, con una regla, la altura de la columna de agua.

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Escriba y complete la siguiente tabla con los resultados de sus cálculos y operaciones:

V_{H_2}	
Presión atmosférica (P_{atm})	
Temperatura	
Presión de vapor agua a la temperatura de la experiencia (P_v)	
Altura de la columna de agua mm (h_{agua})	
Masa de Magnesio (m_{Mg})	
Presión de hidrógeno (P_{H_2})	
Número de moles de H_2	
M_{Mg} experimental	
% error experimental	

V. CUESTIONARIO

1. Calcular el error relativo porcentual con respecto al valor de tablas.
2. Calcular la densidad del hidrógeno teórica y la densidad experimental. Determine el porcentaje de error.
3. Calcular el volumen molar normal del hidrógeno
4. Enumerar las posibles causas de error, indicando si el error cometido es por exceso o defecto.
5. Calcule la masa molar de un compuesto si 0,372 moles de él tienen una masa de 152 g.

CAPÍTULO No. 10

VOLUMEN MOLAR

I. OBJETIVOS:

- Determinar las relaciones que existen entre los pesos de los cuerpos reaccionantes y el de los productos.
- Comprobar experimentalmente la Ley de la Conservación de la Masa.
- Determinar el volumen molar de un gas.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

VOLUMEN MOLAR

Para hacer cálculos estequiométricos, se requiere de las ecuaciones bien balanceadas y además de los conceptos de:

- a) Mol
- b) Número de Avogadro
- c) Volumen Molar
- d) Peso Molecular

a) Mol: es la cantidad de una sustancia que contiene 12 g de Carbono doce (C^{12})

b) Número de Avogadro (N_A): $6,023 \times 10^{23}$ átomos $\left\{ \begin{array}{l} \text{Átomo} \\ \text{Molécula} \\ \text{Iones} \end{array} \right.$

En una mol de cualquier sustancia hay $6,023 \times 10^{23}$ átomos, o $6,023 \times 10^{23}$ moléculas y/o $6,023 \times 10^{23}$ iones.

c) Volumen Molar (V_m): exclusivo para los gases, se ha determinado que para $6,023 \times 10^{23}$ átomos o moléculas, que es igual a 1 mol de cualquier gas, ocupan un volumen de 22,4 L a PTN (presión y temperatura normal ó condiciones normales)

PTN: $P=1 \text{ atm}=760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg}$
Constante $T=0^\circ\text{C}=273^\circ\text{K}$
 $V_m = 22,4 \text{ litros}$

- d) **Peso Molecular (M)**
Se multiplica la masa atómica por el número de átomos presentes en la molécula y después se suman.

El peso molecular (M) expresado en gramos equivale a una mol.

$$1 \text{ mol} = 6,023 \times 10^{23} = 22,4 \text{ L} = M \text{ (gramos)}$$

Entonces hemos visto que un mol de cualquier sustancia contiene $6,023 \times 10^{23}$ moléculas. Este hecho, junto con la ley de Avogadro, lleva a la conclusión de que, a las mismas condiciones de temperatura y presión, cantidades molares iguales de gases ocupan el mismo volumen. Esta conclusión se prueba fácilmente, como se consigna en la siguiente tabla:

Fórmula	1,00 mol	Gramos por litro	Litros por mol
O ₂	32,00 g	1,429	22,4
H ₂	2,016 g	0,0899	22,4
HCl	36,46 g	1,639	22,4
CO ₂	44,01 g	1,977	22,4

En la tabla observamos que 1 mol de gas, a condiciones normales, ocupa un volumen aproximado de 22,4 litros. Esta cantidad, 22,4 litros, se llama volumen molar.

El volumen molar se emplea para determinar:

- i) el peso molecular de la sustancia en estado gaseoso
- ii) el peso de un volumen dado de gas si se conoce la fórmula del compuesto.

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Pinzas para tubo de ensayo
- Bagueta
- Luna de reloj
- Piceta
- Vaso de precipitado

- Balanza de precisión
- Balón de vidrio
- Probeta
- Conexiones de vidrio
- Mechero de Bunsen.

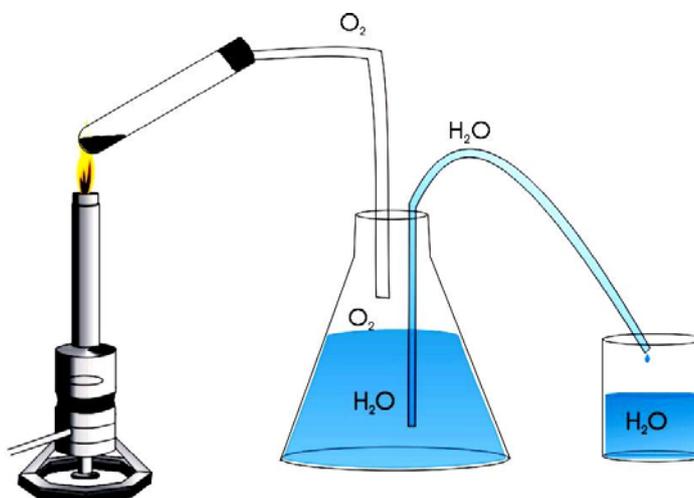
b) Reactivos:

- Agua destilada
- Clorato de Potasio, KClO_3
- Dióxido de Manganeso, MnO_2

c) Procedimiento:

Descomposición Térmica del clorato de potasio y volumen molar del oxígeno:

- ◆ Pesar un tubo de ensayo limpio y completamente seco.
- ◆ Pesar 0,60 g de clorato de potasio y 0,1 g de dióxido de manganeso (catalizador). Homogeneizar en el fondo del tubo.
- ◆ Armar el sistema según el diagrama mostrado:



- ◆ Verificar las conexiones. Además el balón de vidrio deberá ser llenado con agua cuidando de que no obstruya la salida del gas (O_2) a obtener.
- ◆ Calentar leve y constantemente la mezcla del tubo hasta que no se note desprendimiento de oxígeno o desplazamiento de agua.

- ◆ Medir el volumen y la temperatura del agua desalojada.
- ◆ Pesar el tubo de ensayo frío y por diferencia (de pesos) determine la masa del residuo.

IV. TABLA DE RESULTADOS:

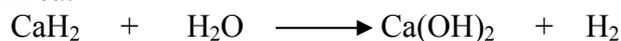
Descomposición Térmica del Clorato de Potasio y Volumen molar del Oxígeno	
Masa del tubo de prueba (g)	
Masa del tubo de prueba + catalizador (g)	
Masa del tubo de prueba + catalizador + clorato de potasio (g)	
Masa del tubo de prueba + catalizador + cloruro de potasio (g)	
Masa del cloruro de potasio obtenido (g)	
Masa de oxígeno desprendido (g)	
Volumen de oxígeno desprendido (mL)	
Temperatura de agua desalojada T_{H_2O} (°C)	
Presión atmosférica en el Laboratorio (mm Hg)	
Presión de vapor de agua a T_{H_2O} o ambiental (mm Hg)	
Presión parcial del oxígeno (mm Hg)	
Volumen molar experimental del oxígeno a condiciones ambientales de Laboratorio (Litro/mol)	
Volumen molar teórico del oxígeno a condiciones ambientales de Laboratorio (Litro/mol)	
Porcentaje de error experimental con respecto al Volumen molar %e	

V. CUESTIONARIO

- Una mezcla de KCl y KClO₃ se calienta fuertemente para liberar el oxígeno, obteniéndose los siguientes datos:
 Peso del tubo de ensayo vacío = 31,59 g
 Peso del tubo con muestra = 32,26 g
 Peso del tubo con residuo = 32,06 g

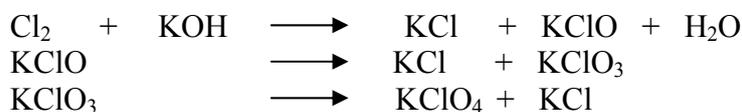
Calcular la composición (KCl y KClO₃) de la mezcla inicial tomada.

- Un generador de hidrógeno se basa en la siguiente reacción química:



Si la reacción química tiene un 90% de rendimiento. ¿Cuántos gramos de hidrógeno producirán 50 g de CaH₂?

- El perclorato de potasio puede prepararse mediante las siguientes reacciones:



¿Cuántos gramos de cloro se necesitan para preparar 95 gramos de KClO₄?

- Según su experimento, ¿cuáles serían las consecuencias el no usar el MnO₂?
- Proporcione un ejemplo de la vida diaria que ejemplifique el concepto de reactivo limitante.

CAPÍTULO No. 11

PREPARACIÓN Y ESTANDARIZACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

I. OBJETIVOS:

- Preparar una solución estándar aplicando los principios de la volumetría.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

Estandarización:

El reactivo de concentración exactamente conocida usado en una titulación se conoce como solución estándar. La exactitud de la concentración de esta solución impone un límite fijo y definitivo en la exactitud del método. Debido a esto, la preparación de dichas soluciones se hace con mucho cuidado.

Se puede establecer la concentración de una solución estándar de forma directa o indirecta. La forma directa requiere que se disuelva una cantidad exactamente pesada de un reactivo de alta pureza en un volumen exactamente conocido. La forma indirecta requiere la titulación de una solución que contiene una cantidad pesada de un compuesto puro con la solución estándar.

En ambos casos, se requiere de un compuesto químico de alta pureza como material de referencia. Este compuesto se conoce como estándar o patrón primario.

El proceso por el cual se determina la concentración de una solución estándar titulando un patrón primario se conoce como valoración (standarización).

Unidades Químicas de Concentración:

Molaridad

Igual que advertimos en el siguiente apartado de molalidad, se debe recordar la fácil confusión que tienen los términos de molalidad y molaridad, los cuales son muy distintos entre sí.

En la molaridad ponemos en juego los moles de soluto que añadimos a la mezcla con el volumen de la disolución en la que vertemos el soluto.

La molaridad también es utilizada en otra medida como es la fracción molar por lo que es doblemente utilizada en cuanto a la medida de la concentración.

La definición de molaridad es la siguiente:

Definición: relación entre el número de moles de soluto y el de litros de disolución (M)

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de solución (L)}}$$

Fracción molar: La fracción molar es una forma más de establecer una medida de la concentración. Esta particular medida nos obliga de antemano a conocer los moles de cada elemento que mezclamos. En la fracción molar relacionamos los moles del soluto con el que trabajamos con los moles de disolvente que tenemos, con lo que se anulan los moles.

La **definición** de fracción molar es la siguiente:

Relación entre el número de partículas de un componente y el número de moles de una disolución. La fracción molar da como resultado una cantidad o un número adimensional. No tiene unidades.

$$\text{Fracción molar} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de solución}}$$

Molalidad

En primer lugar debemos advertir que molalidad no es lo mismo que molaridad por lo que hay que tener cuidado con confundirlas puesto que el nombre es muy parecido pero en realidad cambian mucho los cálculos y estamos ante un grave error pero muy frecuente. En la molalidad ponemos en relación la molaridad del soluto con el que estamos trabajando con la masa del disolvente que utilizamos.

La **definición** de molalidad es la siguiente:

Relación entre el número de moles de soluto por kilogramos de disolvente (m)

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa disolvente (kg)}}$$

Normalidad

Esta es una de las medidas de concentración menos utilizada.

Se define como la relación entre el número de equivalentes-gramo (eq-g) de soluto y el de litros de disolución (n)

$$n = \frac{\text{N}^\circ \text{ equivalentes gramos de soluto}}{\text{volumen de solución (L)}}$$

Patrones Primarios:

Son sustancias que permiten conocer por pesada la cantidad exacta tomada, ya que no se perturban en contacto con el aire.

Deben tener una serie de características:

- Pureza alta.
- Estable, que no se altere con el tiempo.
- No higroscópico ni eflorescente.
- Fácil de conseguir y que no sea caro.
- Peso equivalente alto.
- Solubilidad apreciable.
- Carácter ácido, base, oxidante o reductor fuerte.

Volumetría;

El análisis volumétrico o volumetría consiste en la determinación de la concentración de una sustancia mediante una valoración, que es el cálculo de volumen necesario de una sustancia de concentración conocida (solución patrón) que ha de reaccionar completamente con la sustancia a analizar.

La valoración se basa en el hecho de que el punto final de la misma coincide con el punto de equivalencia en el que el número de equivalentes del reactivo coincide con el número de equivalentes de la sustancia problema. En el punto final de la valoración se cumple:

$$V * N = V' * N'$$

También tenemos que:

$$V * N = \frac{\text{Peso}}{\text{Peso equivalente}}$$

Técnica de la valoración

Las normas básicas para cualquier volumetría son las siguientes:

- ✓ La bureta se sujeta al soporte mediante una nuez y pinza.
- ✓ Se enjuaga la bureta con unos 10 mL del agente que vayamos a introducir y se deshecha el enjuague.
- ✓ No dejar ninguna burbuja en la bureta.
- ✓ La llave de la bureta debe estar suave y perfectamente engrasada.
- ✓ Se enrasa de modo que el menisco del líquido de su interior sea tangente al 0 en la escala o a otra lectura de referencia.
- ✓ Bajo el Erlenmeyer es conveniente colocar un trozo de papel blanco para observar el viraje.
- ✓ Es conveniente realizar una primera valoración rápida de modo que sepamos el volumen aproximado que se gasta.
- ✓ Posteriormente se realiza otra valoración, vertiendo líquido rápidamente hasta aproximadamente 2 mL menos que en el caso anterior. A partir de aquí se realiza la demostración gota a gota. Al llegar al “punto final” se ve el cambio de color y es en ese momento cuando se da por finalizada la valoración.
- ✓ Se hacen como mínimo tres valoraciones concordantes.
- ✓ Con estos volúmenes se obtiene el volumen promedio, que se toma como volumen del agente valorante, cuya concentración se conoce.
- ✓ Se llevan los valores a la ecuación y se obtiene la concentración desconocida.

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Vaso de precipitado
- Balanza de precisión
- Bagueta
- Espátula
- Fiola
- Probeta
- Piceta
- Pipeta
- Luna de reloj

b) Reactivos:

- Ácido clorhídrico concentrado (HCl)_{cc}
- Agua destilada
- Carbonato de sodio anhidro (Na₂CO₃)
- Indicador anaranjado de metilo

c) Procedimiento:

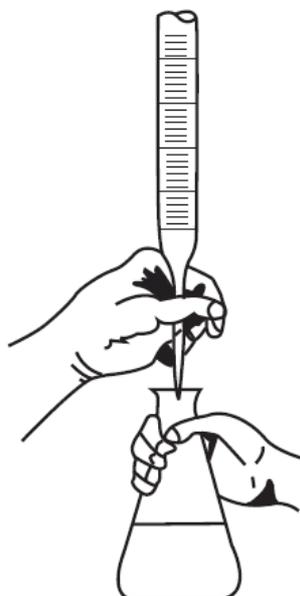
1. Preparación y estandarización de una solución aproximadamente 0,1 N de Ácido Clorhídrico:

Preparación de 100 mL de una solución de Acido Clorhídrico aproximadamente 0,1 N

- ◆ Según las propiedades del ácido clorhídrico concentrado, calcular y medir el volumen apropiado con una pipeta y verter por las paredes a un vaso de precipitado de 50 mL que contenga 10 mL de agua destilada.
- ◆ Pase toda la solución del vaso a una fiola de 100 mL. El enjuague del vaso viértalo también a la fiola.
- ◆ Añada agua destilada hasta el aforo de la fiola.
- ◆ Homogenice y guarde la solución para el siguiente paso.

Estandarización de una Solución de Ácido Clorhídrico

- ◆ Pesar en una luna de reloj aproximadamente 0,1 g de Carbonato de Sodio anhidro (que fue secado previamente).
- ◆ Poner el Carbonato de Sodio a un matraz erlenmeyer y disolverlo con 50 mL de agua destilada. Añadir 2 gotas de indicador anaranjado de metilo.
- ◆ Llenar la bureta con solución preparada de ácido clorhídrico hasta un volumen referencial y verificando que el pico se encuentre completamente lleno y sin burbujas.



- ◆ Coloque el matraz con solución de carbonato debajo de la bureta y deje caer lentamente el ácido gota a gota hasta que la solución con anaranjado de metilo vire aun color naranja, (tenga en cuenta que el matraz debe estar sobre un fondo blanco, agitándolo continuamente con la mano derecha y abriendo la llave de la bureta con la mano izquierda)
- ◆ Anote el volumen gastado de ácido.

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Escriba y complete la siguiente tabla con los resultados de sus cálculos y operaciones:

Volumen utilizado de HCl _{cc} (mL)	
Peso exacto de Na ₂ CO ₃ (g)	
Volumen gastado de HCl en la valoración (mL)	
Concentración exacta del HCl (N)	

V. CUESTIONARIO:

1. ¿Qué ventajas se obtienen al preparar y emplear soluciones valoradas?
2. ¿Cuántos gramos de ácido oxálico cristalizado, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ son necesarios para preparar 1 litro de solución 0,2 N?
3. Suponiendo que tenemos NaOH en escamas con una humedad de 10%. ¿Qué cantidad de sustancia húmeda se deberá tomar para obtener una solución cuyo volumen es 300 mL y su normalidad 1N?
4. Calcular la normalidad de una solución que contiene 10 gramos del líquido de etilenglicol HO (CH)₂OH en 500 gramos de agua. La densidad del etilenglicol es 1,1088 g/mL, la del agua es 1,0 g/mL y de la solución final 1,004 g/mL.
5. Mencione las diferentes aplicaciones de la volumetría.

CAPÍTULO N° 12

VOLUMETRÍA ÁCIDO - BASE

I. OBJETIVO:

- Determinar la concentración de una disolución problema usando otra de concentración conocida.
- Aplicar una solución valorada en el análisis de una muestra comercial.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

VOLUMETRÍA

El análisis Volumétrico es un conjunto de técnicas de análisis cuantitativo basado en la medida del volumen de una solución de concentración exactamente conocida. Es rápido de determinar, bastante confiable y permite lograr una buena exactitud.

La herramienta utilizada para dicho análisis es la **titulación**, la cual se efectúa cuantificando con exactitud el volumen gastado del reactivo **titulante**, medido generalmente con una bureta, requerido para reaccionar con una cantidad desconocida de otro reactivo denominado **analito** o muestra problema. La titulación es conocida también como normalización, estandarización o valoración volumétrica y exige el conocimiento de la reacción química involucrada en el proceso.

En general, los requisitos para una titulación son los siguientes:

1. La reacción química entre la sustancia que se va a analizar y el reactivo titulante debe ser estequiométrica, es decir, conocida y bien definida. Por ejemplo, la reacción producida en la titulación del carbonato de sodio con ácido sulfúrico:



2. La reacción debe ser rápida.
3. La reacción debe ser específica, sin interferencias, ni reacciones secundarias.

4. Debe producirse un cambio marcado de alguna propiedad física o eléctrica de la solución, como por ejemplo el pH de la solución.
5. El uso generalmente de un indicador que permita determinar el final de la reacción química entre las sustancias implicadas en la titulación. El indicador es una sustancia química cuyo color depende de las propiedades de la solución a donde se le ha añadido, por ejemplo, el pH.
6. El punto en el cual la cantidad de compuesto contenido en un volumen fijo de Solución Estándar equivale a la cantidad de compuesto contenido en un volumen fijo de Muestra Problema, se conoce como **Punto de Equivalencia**. Este punto es teórico, pues experimentalmente no puede observarse.
7. El **Punto Final** en cambio, es el punto que puede ser observado experimentalmente en la titulación. Está determinado por el final de la reacción cuando con la ayuda de un reactivo auxiliar llamado indicador, se produce un cambio notorio generalmente de color o por formación de precipitado. El Punto final es el momento en que la gota en exceso de titulante hace virar la coloración del indicador utilizado.
8. La reacción debe ser cuantitativa. Es necesario que el equilibrio de la reacción esté desplazado hacia la derecha, para que el cambio sea suficientemente notable en el punto final y permita lograr la exactitud deseada.

SOLUCIONES ESTÁNDAR

Las soluciones estándar son patrones de referencia para encontrar la concentración desconocida de una muestra problema.

Se prepara disolviendo una cantidad exactamente conocida de algún compuesto químico de alta pureza al que se denomina **estándar o patrón primario** y diluyéndolo a un volumen conocido con exactitud en una fiola. El Patrón Primario por su estabilidad frente a factores externos como humedad, luz, calor es utilizado directamente.

Otra alternativa es utilizar un compuesto químico apropiado para la titulación, pero que pese a no tener tiene la suficiente pureza para usarlo directamente, puede estandarizarse utilizando un patrón primario. Por ejemplo, el hidróxido de sodio es un patrón secundario pues por no tener la pureza suficiente para preparar directamente una solución estándar del mismo, se valora titulándolo con un ácido estándar primario, como el

ftalato ácido de potasio (FAP). El FAP es un sólido que puede pesarse con exactitud.

El **estándar o patrón primario** debe llenar los siguientes requisitos:

- Debe ser de alta pureza (100%), pudiendo tolerarse impurezas del 0,01 – 0,02%, sólo si se conoce dicho dato con exactitud.
- Debe ser estable a las temperaturas de secado previo y a temperatura ambiente.
- Debe tener de preferencia un alto peso molecular.
- Debe ser en lo posible de fácil adquisición y bajo costo.

Para efectos de cálculo en un análisis volumétrico la cantidad del analito debe ser igual a la cantidad del agente titulante o lo que es lo mismo, las concentraciones de los compuestos reaccionantes deben ser equivalentes. Por tal razón,

$$V_{\text{SOLUCIÓN PATRÓN}} \times C_{\text{SOLUCIÓN PATRÓN}} = V_{\text{SOLUCIÓN PROBLEMA}} \times C_{\text{SOLUCIÓN PROBLEMA}}$$

Hecho este que se resume generalmente mediante la ecuación,

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2.$$

Y puesto que la concentración puede expresarse en términos de Molaridad o Normalidad, entonces se particulariza las ecuaciones a:

$$V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2 \text{ ó } V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

Y para el caso de utilizar el peso como dato en uno de los reactivos se trabaja empleando la siguiente fórmula:

$$\frac{W_1}{P_{\text{eq1}}} = V_2 \times N_2$$

Donde:

W_1 = Peso de la sustancia sólida en gramos.

P_{eq1} = Peso equivalente de la sustancia sólida en g/eq-g.

V = Volumen de la sustancia en solución en Litros.

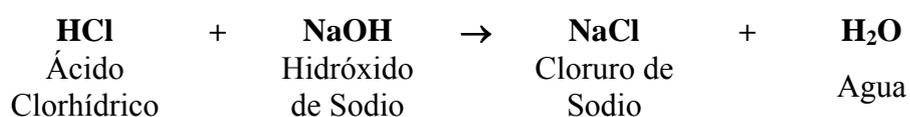
N = Normalidad de la solución en eq-g/L.

VOLUMETRIA ÁCIDO-BASE

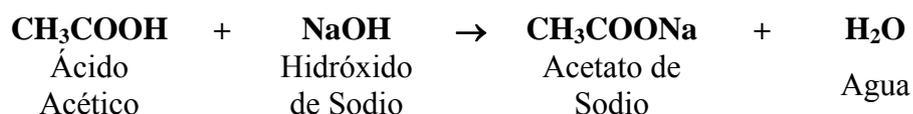
El fundamento de esta volumetría ácido-base es la reacción de neutralización entre una sustancia ácida y una sustancia alcalina, para formar una sal en medio acuoso, basándose en las pautas generales de volumetría descritas anteriormente.

Las reacciones químicas implicadas en los procedimientos experimentales son:

Procedimiento 1:



Procedimiento 2:



La aplicación de las diferentes técnicas volumétricas es principalmente en la cuantificación de una gran variedad de componentes en productos que usamos a diario, esto generalmente en el control de calidad de empresas donde se elaboran dichos productos.

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales y equipos:

- Vaso de precipitado
- Matraz erlenmeyer
- Bureta
- Pipeta
- Probeta
- Fiola
- Bagueta
- Piceta
- Trípode y malla con asbesto
- Termómetro
- Soporte Universal
- Balanza

b) Reactivos:

- Solución estándar de ácido clorhídrico, HCl 0,1 N
- Solución problema de hidróxido de sodio, NaOH
- Indicador fenolftaleína en frasco gotero
- Muestra de vinagre
- Agua destilada

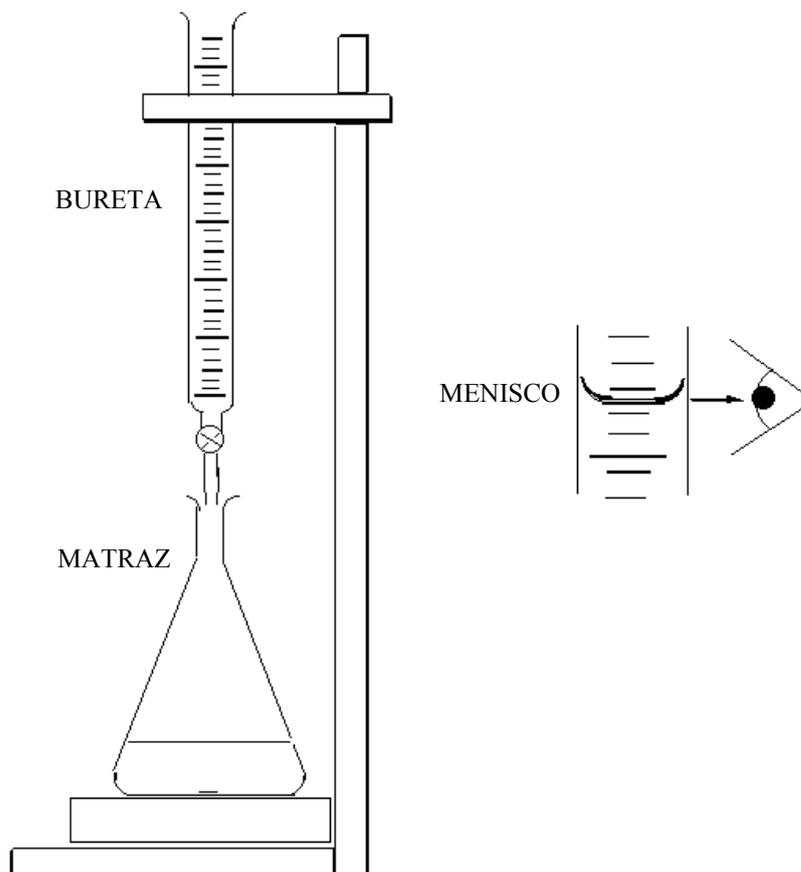
c) Procedimiento:

1. Titulación de una solución de hidróxido de sodio con una solución estándar de ácido clorhídrico:

- ◆ Lavar bien la bureta, luego enjuagar su interior con una solución estándar de ácido clorhídrico 0,1 N, escurriendo el lavado a un vaso de precipitado para desecharlo.
- ◆ Cerrando la llave, llene la bureta con ácido hasta un volumen referencial. NO OLVIDE ELIMINAR LAS BURBUJAS DE AIRE EN LA BURETA.
- ◆ Con la pipeta trasvase 10 mL de una solución problema de hidróxido de sodio a un erlenmeyer de 250 mL y agregue unos 50 mL de agua destilada. Añadir 2 gotas de indicador fenolftaleína.
- ◆ Agregar lentamente y con precaución la solución de ácido clorhídrico de la bureta, abriendo la llave con la mano izquierda y con la mano derecha agitando el matraz continuamente hasta que la solución se torne incolora.
- ◆ Anote el volumen gastado de ácido clorhídrico para sus cálculos.

$$\#eq-g \text{ HCl} = \#eq-g \text{ NaOH}$$

$$(V * N)_{\text{HCl}} = (V * N)_{\text{NaOH}}$$



2. Determinación del porcentaje de Acido Acético en una muestra de vinagre.

- ◆ Pesar 5 mL de una muestra de vinagre y llevarlo a un volumen de 100 mL en una fiola.
- ◆ Medir 25 mL de esta solución, vaciarlo en un matraz erlenmeyer y agregar 25 mL de agua destilada.
- ◆ Añadir 3 gotas de indicador fenolftaleína.
- ◆ Cargar la bureta con solución valorada de NaOH de la primera parte y proceder a titular agregando gota a gota la base hasta la aparición de un color rosa persistente.
- ◆ Anote el volumen de NaOH gastado y realice sus cálculos.

$$\% CH_3COOH = \frac{V_{NaOH} \times N_{NaOH} \times P_{eq_{CH_3COOH}}}{masa\ de\ muestra_{(g)}} * 100$$

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Complete la siguiente tabla con los datos y cálculos obtenidos:

Experiencia 1	Volumen de HCl gastado (litros)	
	Concentración de NaOH (N)	
Experiencia 2	Volumen de NaOH gastado (litros)	
	Porcentaje de Acido Acético en el vinagre %	

V. CUESTIONARIO

1. Explique que material volumétrico emplearía para la medición de volúmenes y para la preparación de una solución de HCl 0,1 N a partir de HCl comercial (37% p/p, densidad 1,20 g/mL).
2. Para el caso anterior:
 - a) ¿Qué patrón primario puede emplear para valorar dicha solución?
 - b) Explique que cuidados debe tener para efectuar la pesada de la sustancia patrón.
 - c) Suponga que no secó adecuadamente el patrón primario antes de la pesada, ¿la concentración de HCl determinada será mayor, menor o igual a la verdadera?
3. Un estudiante encuentra un frasco de NaOH (s) que alguien dejó destapado. El hidróxido de sodio, que es higroscópico, ha absorbido humedad del aire. El estudiante desea determinar cuánto NaOH existe realmente en la muestra humedecida. Para ello determina que, después de disolver 10 g del sólido en 25 mL de agua destilada, se requieren 74,0 mL de HCl 3,0 M para titularlo. ¿Cuál es la pureza del NaOH expresada como porcentaje?

4. ¿Cuál es la razón de almacenar las soluciones de hidróxido de sodio en recipientes de plástico?
5. ¿Qué error se introduciría en una titulación, si una burbuja de aire quedara atrapada en el pico de la bureta y desapareciera durante la titulación?

CAPÍTULO N° 13

VOLUMETRÍA REDOX: DETERMINACIÓN YODOMÉTRICA DEL HIPOCLORITO DE SODIO

I. OBJETIVOS:

- Aplicar los principios teóricos de la volumetría redox mediante el Método Yodométrico.
- Determinar la concentración del hipoclorito de sodio en una muestra comercial de lejía aplicando el método volumétrico.

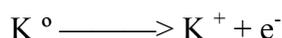
II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

Las reacciones de oxidación-reducción son reacciones con transferencia de electrones de un átomo a otro, implicando pérdida o ganancia de los mismos.

REDUCCIÓN Y OXIDACIÓN

Oxidación es una palabra que originalmente significó combinación con el gas oxígeno, pero muchas otras reacciones se consideraron parecidas a las reacciones con el oxígeno de modo que el término finalmente se amplió para referirse a cualquier reacción en la que una sustancia o especie pierde electrones.

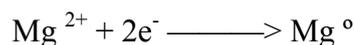
Ejemplo:



Es evidente que un átomo de potasio pierde un electrón, y por ello decimos que se está oxidando, es decir es un agente reductor.

Por el contrario la Reducción implica ganancia de electrones, siendo un agente oxidante.

Ejemplo:



Siempre que una molécula gana un electrón (reducción) existe otra que lo pierde (oxidación)

VOLUMETRÍA REDOX

Se denomina así, porque la determinación cuantitativa de la concentración desconocida se basa en las reacciones de oxidación-reducción, donde –como hemos visto anteriormente– se produce transferencia de electrones. En dicha titulación actúa un agente oxidante, aquel que se reduce y gana electrones y un agente reductor, aquel que se oxida, es decir que pierde electrones.

Su denominación suele ser específicamente por la solución estándar que se emplea. Una de ellas es la yodometría o método yodométrico, que se basa en las reacciones de oxidación con yodo o de reducción por iones yoduro.

El ion yoduro pese a ser un agente reductor débil, reduce a los agentes oxidantes fuertes. Sin embargo no es usado como titulante, debido a no encontrarse un indicador visual apropiado y a otros factores como la velocidad de reacción.

Cuando es agregado yoduro en exceso a una solución de agente oxidante, se produce yodo en cantidades equivalentes a dicho agente oxidante, por lo que se puede titular con un agente reductor, como si se hubiese hecho directa la titulación.

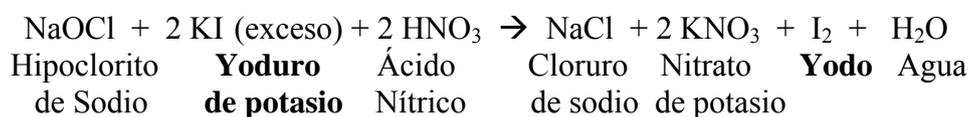
Durante la titulación de la solución de yodo con el tiosulfato, el color pardo oscuro propio del yodo, va desapareciendo instantáneamente. El color del yodo que se obtiene al aproximarse al punto final de la titulación, es pálido, tanto que dificulta su visualización. Por eso es más conveniente utilizar un indicador sensible al yodo y éste es el almidón, el cual se agrega a la solución de yodo casi al final de la titulación, justamente cuando la cantidad de yodo sea mínima y el color amarillo muy pálido. Se añade en ese momento por dos razones: la primera es que el complejo yodo-almidón formado se disocia muy lentamente y puede producir un punto final difuso si se adsorbiera una gran cantidad de yodo sobre el almidón, y la segunda es que el almidón muestra tendencia a hidrolizarse en solución ácida. En el punto final de la titulación se observa la decoloración completa del complejo azul intenso del yodo con el almidón.

La solución de almidón no es conveniente conservarla, debido a que se descompone en pocos días, principalmente debido a acciones bacterianas y los productos de su descomposición pueden consumir yodo e interferir también en las propiedades indicadores del almidón. La sensibilidad de la

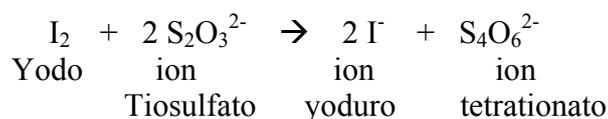
reacción del almidón con el yodo disminuye con el aumento de la temperatura y en presencia de alcohol etílico y/o metílico.

Uno de los compuestos químicos que puede determinarse con ésta técnica es el hipoclorito de sodio, NaOCl o también el hipoclorito de calcio Ca(ClO)₂, ya que son buenos agentes oxidantes. Su principal aplicación es en el blanqueo de la pulpa textil y purificación del agua. Las soluciones de hipoclorito comúnmente reciben el nombre de “lejía”.

Para la determinación cuantitativa de los iones hipoclorito, se les hace reaccionar con iones yoduro (I⁻) en exceso, en un medio ligeramente ácido:



El yodo liberado se mide utilizando como solución estándar, tiosulfato de sodio, como ya lo hemos descrito anteriormente:



III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Vaso de precipitado
- Matraz erlenmeyer
- Bureta
- Pipeta
- Probeta
- Fiola
- Piceta
- Soporte universal
- Pinzas para bureta

b) Reactivos:

- Solución estandarizada de Tiosulfato de sodio 0,1 N
- Solución de ácido nítrico 1 N

- Solución de almidón al 1%
- Yoduro de potasio en cristales
- Muestra comercial de lejía
- Agua destilada

c) **Procedimiento:**

- ◆ Agregue en la bureta solución estandarizada de tiosulfato de sodio 0,1 N hasta un volumen referencial.
Nota: Este paso debe realizarse primero debido a que una vez preparada la muestra debe titularse inmediatamente.
- ◆ Se mide luego 10 mL de una muestra de lejía y se lleva a una fiola de 100 mL. Envazar con agua destilada y agitar hasta homogenizar.
- ◆ Se coge 10 mL de alícuota y se pasa a un matraz de 250 mL. Agregar 10 mL de HNO₃ 1 N y 2 g de yoduro de potasio.
- ◆ Gota a gota inicie la titulación con el tiosulfato de sodio, agitando continuamente la solución en el matraz.
- ◆ Conforme avanza la titulación, la coloración de la solución en el matraz cambia de color marrón rojizo o mostaza a amarillo pálido.
- ◆ En ese momento debe agregar 30 gotas de la solución de almidón al 1%, cambiando el color de la solución a gris azulado por la formación del complejo yodo-almidón.
- ◆ Se continúa la titulación hasta que dicha coloración desaparezca quedando la solución incolora, que es el punto final.
- ◆ Determine el volumen de Na₂S₂O₃ gastado en la bureta y calcule la concentración del hipoclorito de sodio en la muestra.

$$\#eq-g \text{ NaOCl} = \#eq-g \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$$

$$\frac{W_{\text{NaOCl}}}{P_{eq \text{ NaOCl}}} = (V * N)_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$$

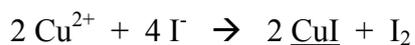
$$ppm \text{ NaOCl} = \frac{\text{masa de NaOCl}_{(mg)}}{\text{volumen de muestra}_{(L)}}$$

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Volumen de Na ₂ S ₂ O ₃ gastado (litros)	
Concentración del estándar de Na ₂ S ₂ O ₃ (N)	
Volumen de muestra analizada (litros)	
Concentración de hipoclorito de sodio en la muestra (ppm)	

V. CUESTIONARIO

- Una muestra de 0,200 g que contiene cobre se analiza por el método yodométrico. El cobre (II) se reduce a cobre (I) en presencia de yoduro:



¿Cuál es el porcentaje de cobre en la muestra, si se requieren 20,00 mL de tiosulfato de sodio 0,100 M para titular al Yodo liberado?

- ¿Cuál es el indicador y el patrón primario que debe usarse en la estandarización del tiosulfato de sodio (Na₂S₂O₃)?
- Mencione 4 aplicaciones comerciales de la volumetría Redox, en el control de calidad.
- Llenar la siguiente ficha técnica:

DETERMINACIÓN CUANTITATIVA DEL HIPOCLORITO DE SODIO	
Tipo de volumetría	
Titulante	
Reactivo en Exceso	
Estándar para el Titulante	
Indicador	
Viraje	

CAPÍTULO N° 14

DETERMINACIÓN DE LA ALCALINIDAD TOTAL EN LA LECHE DE MAGNESIA

I. OBJETIVO:

- Determinar la alcalinidad total de una muestra de leche de magnesia.
- Aplicar la titulación por retroceso.
- Expresar los resultados de hidróxidos de aluminio y magnesio como porcentaje de óxido de magnesio, MgO.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

Como ya es de nuestro conocimiento, la determinación cuantitativa por medio de la volumetría es de suma importancia para poder realizar análisis relacionados con la cuantificación de determinados componentes en otros. Sobre todo en el control de calidad, como por ejemplo para conocer la cantidad de ácido acético en el vinagre, la acidez en los vinos o para determinar la alcalinidad total en la leche de magnesia.

Cuando una reacción química se completa con lentitud en una titulación o cuando la muestra no puede solubilizarse y no se logra un punto final bien marcado, entonces se utiliza la volumetría por retroceso. En esta técnica, se añade al analito o muestra problema un volumen conocido de reactivo, normalmente sería el titulante, para que quede un ligero exceso. Una vez finalizada la reacción química con la muestra, se calcula la cantidad de exceso de reactivo (sin reaccionar) aplicando una titulación con una solución de otro reactivo de concentración conocida.

Como ejemplo de este tipo de volumetría, tenemos la determinación de la alcalinidad total en la leche de magnesia.

La leche de magnesia es un antiácido que contiene una mezcla de hidróxido de magnesio y/o de aluminio en algunos casos, los cuales al tener solubilidades muy bajas se encuentran formando una suspensión con el medio.

Por tanto si se agrega un ácido estandarizado en exceso, los hidróxidos de la muestra reaccionan totalmente hasta neutralizarse. El ácido en exceso

que no ha sido utilizado en el proceso, se puede determinar por una titulación por retroceso con el uso de una solución básica o alcalina.

Las reacciones implicadas en el proceso de volumetría por retroceso para determinar la alcalinidad total una muestra de leche de magnesia son:

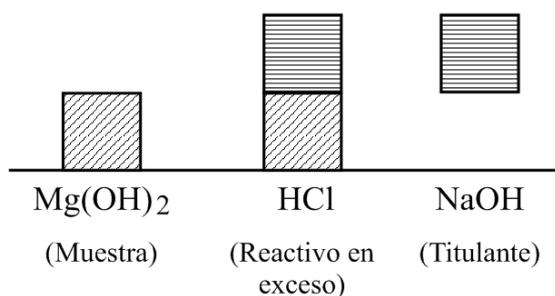
Neutralización:



Titulación por Retroceso:



Como se trata de una titulación en retroceso, la alcalinidad de la muestra se obtiene restando al exceso de ácido clorhídrico, la cantidad de hidróxido utilizado en la titulación.



Si expresamos la alcalinidad de la leche de magnesia, en función de Mg(OH)_2 , tenemos que el número de equivalente de ese álcali es igual al número de equivalentes del ácido clorhídrico menos el número de equivalentes del hidróxido de sodio:

$$n^\circ \text{ eq} - g \text{ Mg(OH)}_2 = n^\circ \text{ eq} - g \text{ HCl} - n^\circ \text{ eq} - g \text{ NaOH}$$

$$[\text{Masa/Peq}]_{\text{Mg(OH)}_2} = (\text{Volumen} \times \text{Normalidad})_{\text{HCl}} - (\text{Volumen} \times \text{Normalidad})_{\text{NaOH}}$$

Entre otras aplicaciones de esta volumetría están la determinación de la dureza permanente del agua, la determinación de fósforo en los fertilizantes, fósforo, tungsteno y cromo en aleaciones ferrosas, el nitrógeno en sustancias orgánicas, entre otras.

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales y equipos:

- Vaso de precipitado
- matraz erlenmeyer
- Bureta
- Pipeta
- Probeta
- Fiola
- Piceta
- Soporte universal
- Balanza

b) Reactivos:

- Solución estándar de Hidróxido de Sodio, NaOH
- Solución estándar de ácido clorhídrico, HCl
- Indicador fenolftaleína

c) Procedimiento:

- ◆ Pesar 1 gramo de muestra, llevar al erlenmeyer y agregar aproximadamente 10 mL de agua destilada.
- ◆ Medir 40 mL de ácido clorhídrico (reactivo en exceso) y agregarlo al matraz. Agitar hasta que disuelva toda la suspensión.
Nota: Si la suspensión no llegara a disolverse, agregar de 5 en 5 mL hasta completa disolución y sumarle al volumen inicial lo agregado.
- ◆ Luego añadir 3 gotas de indicador fenolftaleína.
- ◆ Enrasar la bureta con solución de hidróxido de sodio y proceder a titular el exceso de ácido en el erlenmeyer hasta la aparición del color rosa pálido.
- ◆ Anote el volumen gastado en la titulación y realice sus cálculos.

$$\#eq-g \text{ Mg(OH)}_2 = \#eq-g \text{ HCl} - \#eq-g \text{ NaOH}$$

$$\left(\frac{\text{masa}}{\text{peso equivalente}} \right)_{\text{Mg(OH)}_2} = (V * N)_{\text{HCl}} - (V * N)_{\text{NaOH}}$$

$$\text{masa}_{\text{MgO}} = \text{masa}_{\text{Mg(OH)}_2} * \frac{\overline{M}_{\text{MgO}}}{\overline{M}_{\text{Mg(OH)}_2}}$$

$$\% \text{ MgO} = \frac{\text{masa de MgO}_{(g)}}{\text{masa de muestra}_{(g)}} * 100$$

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Complete la siguiente tabla tomando los datos y realizando los cálculos respectivos:

Volumen de HCl (litros)	
Normalidad del HCl	
Volumen de NaOH (litros)	
Normalidad del NaOH	
Masa de muestra analizada (g)	
Masa de Mg(OH)₂	
Masa molar Mg(OH)₂ (g-mol)	
Masa molar MgO (g-mol)	
Masa de MgO (g)	
Porcentaje de MgO (%)	

V. CUESTIONARIO

1. Un amigo suyo presentará como proyecto de ciencias 1000 mL de leche de magnesia preparada en el laboratorio, pero no sabe como efectuar un control para determinar el % de hidróxido de magnesio en su producto. Como usted está familiarizado con la técnica, le propone ayudarlo con el fin de no intoxicar a nadie en dicha presentación, así que pesa 1 mL de muestra equivalente a 0,95 g y utiliza 55 mL de reactivo estándar en exceso a 0,11 N. Para la titulación gastó 7,8 mL de titulante 0,05 N. Sabiendo que el valor óptimo de hidróxido de magnesio es no más de un 15%, dé una conclusión de acuerdo a sus resultados.
2. Se sabe que la volumetría por retroceso puede ser aplicada para la determinación del porcentaje de ácido acético en una muestra de vinagre, a pesar de ser una solución homogénea.

Luego de haber preparado en el laboratorio 5 litros de un vinagre de manzana para presentación en un concurso de elaboración de productos para consumo humano, se procede a realizar el respectivo control de calidad, donde el porcentaje de ácido acético no puede sobrepasar el límite de calidad del 7% de éste último.

¿Cuál es el porcentaje de ácido acético en el vinagre preparado si se agregan a 6 gramos de muestra 12,4 mL de NaOH 0,505 N y luego se titula con 2,0 mL de HCl 0,606 mL? ¿a qué conclusión puede llegar luego del control de calidad? Fundamente su respuesta.

3. ¿Cuál es el motivo de aplicar algunas veces este tipo de volumetría por retroceso para la valoración de determinadas sustancias? Mencione dos ejemplos de aplicación.
4. Explicar el efecto de las sales efervescentes en el organismo al ser ingeridas cuando uno se encuentra con acidez.

CAPÍTULO N° 15

VOLUMETRÍA DE PRECIPITACIÓN

I. OBJETIVO:

- Aplicar los principios teóricos de la volumetría de precipitación mediante el Método de Mohr.
- Determinar la concentración de cloruros en una muestra de agua mediante el Método de Mohr.

II. PRINCIPIOS TEORICOS:

Los iones cloruros son aniones que generalmente se encuentran contenidos en las aguas naturales. La magnitud de su concentración es muy variable, siendo mayor generalmente cuando aumenta el contenido mineral de las aguas.

En cuanto a efectos tóxicos para el hombre por altas concentraciones de cloruros, no se han reportado, sin embargo, un exceso de sal en el agua de consumo directo puede causar problemas renales. Su valor en agua potable se recomienda que no exceda de 250 ppm por razones de sabor, ya que los cloruros en concentraciones superiores a este valor, cuando el agua contiene sodio le confieren un sabor salado al agua.

El agua fuertemente clorurada puede ser corrosiva o combinarse con ciertos materiales, ya que ciertas sales son mucho más solubles en esta agua que en agua pura. El agua para irrigación debe tener también bajas concentraciones de cloruros, para prevenir el daño por salinidad de las cosechas. Esto es importante en muchas áreas donde el agua agrícola tiene prioridad sobre los suministros domésticos.

La determinación de la concentración de los cloruros en el agua resulta de utilidad como indicador de contaminación por aguas residuales domésticas. Un incremento de cloruros en una fuente de abastecimiento de agua potable, puede ser indicativo de contaminación debido a que, el hombre en la preparación de sus alimentos utiliza cantidades considerables de cloruro de sodio (sal de cocina), el cual es desechado en su totalidad a través de la orina y excrementos.

Para eliminar el exceso de estas sales de cloruro en el agua se aplica la desmineralización o conversión de agua salina. Las limitaciones para obtener agua dulce a partir de agua salada o de agua de mar son

generalmente de tipo económico, pues los métodos existentes para esta conversión resultan en la actualidad relativamente caros. Sin embargo, la escasez de fuentes de abastecimiento viene a ser un factor limitante en el crecimiento de muchas zonas del mundo, por lo que el uso de la desmineralización se hace cada vez más necesaria. Entre los tratamientos de desmineralización más comunes se encuentran la evaporación-condensación, intercambio iónico y ósmosis inversa.

Por ello resulta importante cuantificar la concentración de cloruros en los diferentes tipos de agua. Una de las técnicas más conocidas y aplicadas para tal fin, es la volumetría por precipitación, la cual se basa en el empleo de reacciones que forman algunos compuestos difícilmente solubles, denominados “precipitados”. Para esto, se mide el volumen de solución estándar necesario, para precipitar completamente el ion del compuesto que se analiza.

El Método de Mohr es un ejemplo de este tipo de volumetría. Se basa en la titulación de una solución y/o muestra que contenga iones cloruro con una solución estándar de nitrato de plata en presencia de un indicador de cromato de potasio.

Se utiliza principalmente en la determinación de iones cloruro presentes en muestras de agua que no sean muy coloreadas o que presenten excesiva turbidez, caso contrario es necesario un tratamiento previo ya sea de filtración o decoloración con carbón activado. así como también en un pH adecuado.

La solución muestra también debe estar en un pH adecuado neutro o cercano a la neutralidad. Un pH de 8,3 es idóneo para la determinación, dado que en medios ácidos, el ion cromato pasa a ion dicromato, de manera que no se da el cambio de color en un punto cercano al de equivalencia, por la misma solubilidad del dicromato de plata.

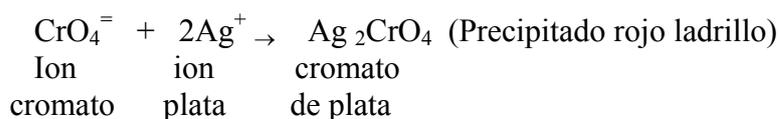
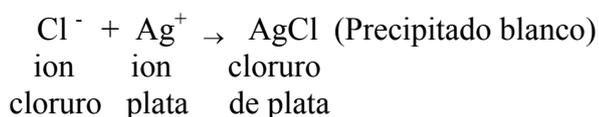
Para esto se hace una prueba con unas gotas de indicador fenolftaleína en la solución muestra antes de la titulación, esperándose que esta se mantenga incolora. Si la solución se tornara color rosa o grosella, significa que la muestra es muy básica, entonces se agregan gotas de ácido sulfúrico hasta que el indicador vire a incoloro y luego se sigue con el procedimiento.

La titulación se realiza con una solución estándar de AgNO_3 , utilizando como indicador al cromato de potasio, donde es el ion cromato CrO_4^{2-} , que confiere a la solución en el punto inicial una coloración amarilla y

forma en el punto final un precipitado rojo ladrillo. El cambio de color se debe a la formación de un precipitado entre los iones plata (Ag^+) del estándar y los iones cromato del indicador (CrO_4^{2-}), el cual comienza a depositarse sólo después que los iones cloruro (Cl^-) han precipitado por completo con los iones plata.

La solución patrón de AgNO_3 se puede considerar como estándar primario y utilizarla directamente para la titulación, pero con el fin de compensar posibles errores en la precipitación del punto final se prefiere valorar dicha solución con NaCl químicamente puro.

Las reacciones implicadas en el proceso de cuantificación de cloruros son:



III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Vaso de precipitado
- Matraz erlenmeyer
- Bureta
- Pipeta
- Probeta
- Fiola
- Piceta
- Soporte universal

b) Reactivos:

- Solución de cloruro de sodio, NaCl 0,05 N.
- Solución de cromato de potasio, K_2CrO_4 al 5% (p/v)
- Solución de nitrato de plata, AgNO_3
- Muestra de agua
- Agua destilada

c) **Procedimiento:**

1. **Determinación del título de una solución de nitrato de plata por el método de Mohr:**

- ◆ Vierta 10 mL de la solución patrón de NaCl 0,05 N en un matraz erlenmeyer de 100 mL.
- ◆ Agregue 15 mL de agua destilada y 10 gotas de solución de cromato de potasio.
- ◆ Enrasar la bureta con solución de nitrato de plata y proceder a titular la solución del matraz, hasta la aparición de un precipitado de color ladrillo.
- ◆ Anote el volumen de AgNO₃ gastado y calcule la Normalidad de la solución de nitrato de plata.

2. **Determinación de cloruros en una muestra**

- ◆ Mida y trasvase 20 mL de la muestra (agua potable) a un matraz erlenmeyer de 100 mL.
- ◆ Adicione 3 gotas de fenolftaleína, si la solución se torna color rosado, titule con H₂SO₄ 0,02 N hasta que desaparezca la coloración de lo contrario continúe la titulación como en la primera parte.
NOTA: Este paso se realiza con la finalidad de conocer la acidez o alcalinidad de la muestra y llegar a un pH adecuado al agregar el ácido sulfúrico.
- ◆ Adicione 15 mL de agua destilada y 10 gotas de indicador K₂CrO₄.
- ◆ Titule lentamente con solución patrón de nitrato de plata hasta que aparezca el precipitado de color ladrillo y permanezca por lo menos 30 segundos.
- ◆ Determine el volumen de AgNO₃ gastado y calcule la concentración de cloruros en la muestra.

$$\#eq-g NaCl = \#eq-g AgNO_3$$

$$(V * N)_{NaCl} = (V * N)_{AgNO_3}$$

$$\frac{W_{Cl^-}}{P_{eq_{Cl^-}}} = (V * N)_{AgNO_3}$$

$$ppm Cl^- = \frac{masa\ de\ Cl^- (mg)}{volumen\ de\ muestra (L)}$$

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Con los datos obtenidos realice los cálculos respectivos y complete las siguientes tablas:

Experiencia 1: Determinación de la concentración del AgNO₃:

Volumen de NaCl (mL)	
Volumen de AgNO ₃ consumido (mL)	
Concentración de la solución de NaCl (N)	
Concentración exacta (calculada) del AgNO ₃ (N)	

Experiencia 2: Determinación de la concentración cloruros:

Volumen de AgNO ₃ gastado (mL)	
Volumen de muestra de agua (Litros)	
Concentración de cloruros en la muestra (mg/Litro)	

V. CUESTIONARIO

1. Un familiar suyo le entrega una muestra de agua extraída de un río cercano a su casa de campo, de donde quieren coger agua para su consumo. El favor es que usted le determine la cantidad de iones cloruro presente en dicha muestra de agua. Como usted está familiarizado con la técnica de Mohr, la aplica teniendo en cuenta las siguientes características: Tiene una coloración marrón producto de la materia orgánica presente y tiene $\text{pH} = 8,6$.
 - ¿Podría aplicar directamente dicha técnica? ¿Por qué?
 - ¿Cuál es el tratamiento que tendría que hacerle previamente a su muestra?
 - Además luego de cuantificarla, los resultados fueron 68 ppm. Considerando el uso que su familia desea darle al agua de río, ¿Qué consejo le daría?
2. Ustedes han comprado una casa de playa con el único inconveniente que el agua del lugar es muy salado y no es agradable su consumo, aparentemente serían los iones cloruro los responsables de ello. Con sus conocimientos en química, propongan un método de muestreo de dicha agua y un procedimiento de detección cualitativa de iones cloruro y como distinguirían con dicha prueba su presencia.
3. Ustedes piensan comprar una casa de playa, pero como precaución desean conocer la cantidad de iones cloruros presentes en el agua potable de dicha casa, así que recogen una muestra y acuden al laboratorio de química, pero el nitrato de plata se encuentra restringido y no pueden usarlo. Proponer un procedimiento experimental por precipitación sin tener que utilizar dicho reactivo. Sustente su propuesta.
4. ¿Por qué se debe ajustar el pH de la solución muestra? ¿Qué pasaría si esta fuera o muy ácida o muy básica?

CAPÍTULO N° 16

TITULACIÓN COMPLEXOMÉTRICA

I. OBJETIVOS:

- Aplicar los principios básicos de la volumetría por formación de complejos en la determinación de la dureza de una muestra de agua.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

Un complejo es cualquier especie que implica coordinación de ligandos a un metal central y se expresa la fórmula correspondiente entre corchetes.



Un compuesto de coordinación es un compuesto complejo o que contiene iones complejos.



Los ligandos son bases de Lewis que ceden pares de electrones a los átomos o iones metálicos centrales, que actúan a su vez como ácidos de Lewis.

La complejometría o complexometría es una técnica para la determinación analítica directa o indirecta de elementos o compuestos por medición del complejo soluble formado. Cualquier compuesto que forme cuantitativamente un complejo estable con su ion metálico, puede ser usado en complejometría, si se dispone de un medio adecuado para determinar el punto final de la reacción.

Muchas reacciones dan iones complejos o moléculas neutras sin disociar. Pero pocas pueden usarse para valoración, pues la mayoría de los complejos son demasiado inestables para la valoración cuantitativa, porque forman más de un complejo con un ion metálico dado y esto dificulta la determinación del punto final.

Desde 1945 se hicieron estudios sistemáticos de estos complejos y descubrieron un método analítico para determinar la dureza del agua en el que usaban ácido etilendiamintetracético (EDTA) como valorante, así como murexida y negro de eriocromo T como indicadores.

El negro de ericromo T que se utiliza en dicha titulación, es conocido también como NET, es un indicador de iones metálicos, muy utilizado para titular diversos cationes comunes, comportándose como un ácido débil. Los complejos metálicos del NET frecuentemente son rojos en un rango de pH entre 4 a 12, cuando está libre en solución en un rango de pH menor a 10 su color es rosado, a pH igual a 10 es de color azul.

Este tipo de volumetría tiene como principal aplicación la determinación cuantitativa de la dureza en muestras de agua.

La DUREZA es una característica química del agua y podemos definirla como la suma de las concentraciones de los iones calcio y magnesio presentes en ella, expresadas como CaCO_3 en mg/L. Estos iones pueden estar presentes bajo la forma de carbonatos, bicarbonatos, cloruros, sulfatos y ocasionalmente nitratos de calcio y magnesio. Cabe resaltar que estos iones no son los únicos que le confieren la dureza al agua ya que en menor proporción también lo hacen el hierro, el aluminio, el estroncio y otros metales.

Existen dos tipos de dureza:

- **Dureza Temporal:** Determinada por el contenido de carbonatos y bicarbonatos de calcio y magnesio. Puede ser eliminada por ebullición del agua y posterior precipitación y filtración, también se le conoce como "Dureza de Carbonatos".
- **Dureza Permanente:** Determinada por todas las sales de calcio y magnesio excepto carbonatos y bicarbonatos. No puede ser eliminada por ebullición del agua y también se le conoce como "Dureza de No Carbonatos".

El rango de dureza varía entre cero y cientos de mg/L, dependiendo de la procedencia del agua y/o del tratamiento al que haya sido sometida. El agua adquiere la dureza a su paso a través de las formaciones de roca que contienen los elementos que la producen. Debido al poder solvente del agua y a ciertas condiciones ácidas que adquiere a su paso por la capa de suelo, ataca a las rocas, particularmente a la calcita (CaCO_3), entrando los compuestos en solución.

0 – 75 mg/L CaCO ₃	Agua Blanda
75 – 150 mg/L CaCO ₃	Agua Semi-Dura
150 – 300 mg/L CaCO ₃	Agua Dura
más de 300 mg/L CaCO ₃	Agua Muy Dura

Esta dureza es un problema doméstico e industrial. Por ejemplo cuando se hierve agua en un recipiente metálico de uso diario, se genera un depósito sólido indeseable en las paredes del recipiente al que se le conoce como “sarro”, las cuales al ser malas conductoras del calor, demoran el hervido del agua cada vez más.

Una alta dureza causa problemas de incrustación en calderas, tuberías, lavadoras, planchas. El problema de las incrustaciones no ha disminuido y es de consideración muy importante, principalmente en la industria, porque las incrustaciones pueden obstruir las tuberías a tal grado que se produzcan explosiones o que se inutilicen las unidades de los procesos industriales, resultando más económico darle a las aguas un tratamiento de ablandamiento, que sustituir tuberías, equipos, etc.

Otro ejemplo perceptible se genera al disminuir la capacidad del jabón de producir espuma, al lavar con agua dura. Esto se debe al reaccionar el calcio y magnesio de este tipo de agua con el jabón, produciendo precipitados pegajosos que restan su acción limpiadora e incluso ensucian el lavatorio o las duchas.

Por estas razones es conveniente el ablandamiento de las aguas duras pudiendose utilizar diferentes métodos como el uso de carbonatos solubles, hervido del agua, destilación, intercambio iónico u ósmosis inversa.

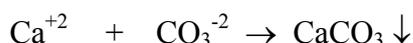
Hervido del agua.- Cuando se hierve el agua unos minutos se reduce la dureza pero no desaparece totalmente. Esta parte de la dureza que se reduce es la **dureza temporal** y su reducción se debe a la presencia de iones bicarbonato HCO₃⁻, que se transforman en iones carbonato CO₃⁻² y con producción de dióxido de carbono CO₂ por efecto del calor. Estos iones reaccionan de inmediato con los iones Ca⁺² ó Mg⁺², de acuerdo a la reacción:



El mismo efecto se consigue añadiendo al agua dura un poco de base alcalina tal como el NaOH, de acuerdo a la reacción:



Uso de Carbonato de Sodio (Na₂CO₃).- Este método se basa en la precipitación completa de los iones Ca⁺² y Mg⁺² mediante la adición de carbonato de sodio:



produciéndose un precipitado insoluble de carbonato de calcio ó magnesio.

Destilación de agua dura.- El método mas riguroso para ablandar el agua y también para la eliminación de todo ión presente en el agua es por destilación. Lamentablemente este método no es práctico por su elevado costo. Requiere considerable energía.

Intercambio Iónico.- El procedimiento más ingenioso para ablandar el agua consiste en sustituir los iones perjudiciales de Ca⁺² y Mg⁺² por el Na⁺ o H⁺. Esto se lleva a cabo por el proceso llamado: **intercambio iónico**.

El más común de los intercambiadores de cationes consiste en una red macromolecular que contiene grupos de ácido sulfónico (-SO₃H) enlazados repetida y covalentemente. Cuando pasa una solución que contiene iones metálicos M⁺² por éste intercambiador, hay una sustitución de los protones del grupo sulfónico según el siguiente equilibrio:

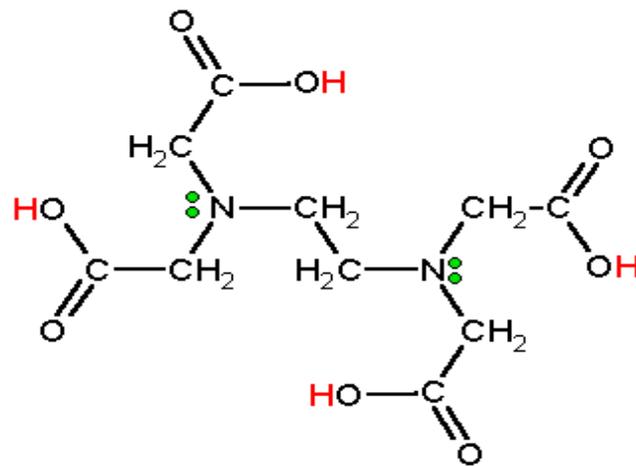


Este proceso es reversible, es decir que si por la red ya sustituida con iones M⁺² pasamos una solución ácida más concentrada, el proceso se invierte y otra vez se regeneran los grupos sulfónicos, para una nueva sustitución de iones M⁺², y así sucesivamente.

DETERMINACIÓN CUANTITATIVA DE LA DUREZA DEL AGUA

Para determinar cuantitativamente la presencia de dichos iones se utiliza el ácido etilendiaminotetracético (EDTA) y sus sales de sodio (EDTA), debido a que forman un complejo soluble con ellos. Si se agrega una

pequeña cantidad de un indicador, como el negro de ericromo T, a una solución acuosa que contenga iones de calcio y magnesio a un valor de pH de 10 aproximadamente, la solución se torna rojo vino; si entonces se agrega el EDTA como titulante, en cantidad suficiente para que todos los iones de calcio y magnesio hayan formado complejos, el color de la solución virará de rojo vino a azul, que es el punto final de la titulación.



ÁCIDO ETILENDIAMINOTETRACÉTICO (EDTA)

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Matraz erlenmeyer
- Bureta
- Vaso de precipitado
- Pipeta
- Piceta
- Luna de reloj
- Soporte universal

b) Reactivos:

- Solución de EDTA standard
- Indicador negro de ericromo T
- Solución buffer de pH 10

- Solución patrón de Carbonato de Calcio
- Agua destilada

c) **Procedimiento:**

1. **Determinación de la Dureza Total:**

- ◆ Vierta 15 mL de agua dura (potable) a un erlenmeyer de 100 mL, más 3 mL de solución buffer y trazas de indicador negro de ericromo. (NET).
- ◆ Agregue en la bureta solución valorada de EDTA, hasta un volumen referencial.
- ◆ Gota a gota inicie la titulación con agitación continua del erlenmeyer.
- ◆ Continúe la titulación hasta que la solución cambie de rojiza a azulina.

Anote el consumo de solución EDTA y calcule la dureza del agua expresado en mg de CaCO₃ /litro o ppm.

$$\text{Dureza Total (mg CaCO}_3\text{ / l) ó (ppm)} = \frac{\text{ml EDTA} * 1000 * f}{\text{ml de muestra}}$$

f (experimental) = considerar el valor asignado por el profesor.

2. **Determinación de la Dureza Permanente:**

- ◆ En un vaso de precipitados llevar a ebullición 50 mL de agua potable. Tapar el vaso con una luna de reloj y dejar enfriar.
- ◆ Filtrar el agua hervida y reponer el volumen evaporado con agua destilada. Proceda a titular 15 mL de esta solución de igual forma que en el caso anterior (1).
- ◆ Determine mediante cálculos la dureza temporal sabiendo que se obtiene por diferencia entre la dureza total y la dureza permanente.

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Complete la siguiente tabla con sus datos y resultados obtenidos:

Volumen de muestra de agua (mL)	
Concentración de la solución de EDTA (N)	
Volumen gastado de EDTA en la Dureza Total (mL)	
Volumen gastado en la Dureza Permanente (mL)	
Dureza Total (ppm CaCO ₃)	
Dureza Permanente (ppm CaCO ₃)	
Dureza Temporal (ppm CaCO ₃)	

V. CUESTIONARIO

1. Usted sabe que el término dureza se refiere a la cantidad de calcio y magnesio disueltos en el agua, principalmente en las aguas naturales. ¿Donde tienen su origen estos minerales y por que varían en mayor o menor grado su presencia en este tipo de agua?
2. Ordene los diferentes tipos de agua propuestos de menor a mayor dureza y detalle brevemente que ocurriría si a unos 5 mililitros de cada una de estas aguas, le agrega 2 mL de una solución jabonosa. Sustente si hay de por medio un fenómeno químico.

Agua de caño, agua destilada, agua de mar, agua desionizada, agua de lluvia, agua de río.
3. Detalle brevemente las consecuencias de la dureza del agua a nivel industrial, doméstico y medio ambiental. Proponga un método de ablandamiento.
4. Proponga las ecuaciones químicas ocurridas entre los iones calcio, magnesio y el ácido etilendiamintetracético.

CAPÍTULO N° 17

INDICADORES ÁCIDO BASE

I. OBJETIVOS:

- Determinación del pH de las soluciones mediante el uso de indicadores ácido-base, así como también de soluciones que se hidrolizan.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

pH, pOH y SUS RESPECTIVAS ESCALAS

Una definición propuesta por Brønsted-Lowry, es que ambos, los ácidos y las bases, están relacionados con la concentración del ión de hidronio presente. Los ácidos aumentan la concentración de iones de hidronio, mientras que las bases disminuyen en la concentración de iones de hidronio (al aceptarlos). Por consiguiente, la acidez o la alcalinidad de algo pueden ser medidas por su concentración de iones de hidronio.

A menudo conviene expresar las concentraciones de los iones hidronio y oxhidrilo en función de los valores de pH y pOH, especialmente cuando estas concentraciones son muy pequeñas. El pH y el pOH son los logaritmos comunes de la inversa de la concentración molar de iones hidronio y oxhidrilo, respectivamente:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Donde:

$[\text{H}^+]$ = concentración molar de iones Hidronio

$[\text{OH}^-]$ = concentración molar de iones Oxhidrilo

Las concentraciones del ión hidronio se expresa mediante el pH, por números racionales que van de 0 a 14; esta escala es de importancia pues con ella podemos indicar disoluciones ácidas y básicas muy diluidas, hasta soluciones neutras.

Por tanto la escala del pH mide cuán ácida o básica es una sustancia. Un pH de 7 es neutro. Si el pH es inferior a 7 es ácido y si es superior a 7 es básico o alcalino. Cada valor entero de pH por debajo de 7 es diez veces más ácido que el valor subsiguiente más alto. Por ejemplo, un pH de 4 es

diez veces más ácido que un pH de 5 y 100 veces (10 veces 10) más ácido que un pH de 6. Lo mismo sucede con los valores de pH por encima de 7, cada uno de los cuales es diez veces más alcalino (otra manera de decir básico) que el siguiente valor entero más bajo. Un pH de 10, por ejemplo, es diez veces más alcalino que un pH de 9.

El agua pura generalmente es neutra, con un pH de 7,0. Cuando las sustancias químicas se mezclan con agua, esa mezcla puede convertirse en ácida o en básica. El vinagre y el jugo de limón son sustancias ácidas, mientras que los detergentes para lavar ropa y la soda cáustica son básicos. He aquí algunos ejemplos:

	[H ⁺]	pH	Ejemplo
Ácidos	1 X 10 ⁰	0	Ácido Clorhídrico
	1 x 10 ⁻¹	1	Ácido estomacal
	1 x 10 ⁻²	2	Jugo de limón
	1 x 10 ⁻³	3	Vinagre
	1 x 10 ⁻⁴	4	Gaseosas
	1 x 10 ⁻⁵	5	Agua de lluvia
	1 x 10 ⁻⁶	6	Leche
Neutral	1 x 10 ⁻⁷	7	Agua pura
Bases	1 x 10 ⁻⁸	8	Agua de mar
	1 x 10 ⁻⁹	9	Levadura
	1 x 10 ⁻¹⁰	10	Antiácidos
	1 x 10 ⁻¹¹	11	Amoníaco
	1 x 10 ⁻¹²	12	Cloro
	1 x 10 ⁻¹³	13	Soda cáustica
	1 x 10 ⁻¹⁴	14	Limpiadores de drenajes

MEDICIÓN DEL pH

El método más exacto y comúnmente más usado para medir el pH es usando un medidor de pH (o pHmetro). Un medidor de pH es básicamente un voltímetro muy sensible, los electrodos conectados al mismo generarán una corriente eléctrica cuando se sumergen en soluciones. Un medidor de pH tiene electrodos que producen una corriente eléctrica; ésta varía de acuerdo con la concentración de iones hidronio en la solución. La principal herramienta para hacer las mediciones de pH es el electrodo de bombilla de vidrio. Tal vidrio tiene una composición especial, sensible a los iones hidronio. El medidor debe estar calibrado con una solución de pH conocido, llamada "amortiguador" (también solución tampón o buffer) Los amortiguadores resisten las variaciones de pH y tienen valores de pH específicos a temperaturas determinadas.

Pero una manera simple de determinar si un material es un ácido o una base es utilizar papel de tornasol. El papel de tornasol es una tira de papel tratada que se vuelve color de rosa cuando está sumergida en una solución ácida, y azul cuando está sumergida en una solución alcalina, aunque otros papeles de pH como el papel indicador universal, pueden ahora proporcionar una estimación más exacta del pH. Sin embargo, estas cintas medidoras de pH, son tiras de papel impregnadas con indicadores de pH que cambian su color dependiendo del medio donde se sumergen.



INDICADORES

Los indicadores como ya se ha tratado en capítulos anteriores, son compuestos orgánicos que presentan la particularidad de variar su color dependiendo de la concentración de protones o pH de la solución. Para

determinar el pH se observa el color que toman en la solución distintos indicadores. Conociendo el rango en que vira cada indicador es posible ubicar el pH de la solución entre dos valores próximos.

Los indicadores ácido - base son ácidos o bases débiles, de naturaleza orgánica, cuya forma ácida tiene distinto color que su forma básica. Su color es muy intenso y se percibe incluso a muy bajas concentraciones, del orden de 10^{-6} M ó menores. Por ejemplo, la menor concentración a la cual el ojo humano percibe el color rojo violáceo de la fenolftaleína es 3×10^{-7} M; por eso se adiciona 1 - 2 gotas de una solución alcohólica aproximadamente 0,01 M a volúmenes del orden de 100 mL, con lo cual la concentración del indicador en la solución es del orden de 10^{-5} M en sus usos corrientes.

Elección de un indicador para una volumetría de neutralización

El indicador se elige de modo que el valor de pH del punto equivalente esté comprendido dentro del rango de viraje del mismo. Como consecuencia de ello, el viraje del indicador definirá un punto final de la valoración que no necesariamente coincide con el punto equivalente.

La siguiente tabla muestra una lista de los indicadores ácido-base más comunes, su concentración y el disolvente dónde se preparan sus disoluciones, el color de las especies ácida y básica, además del rango experimental de pH en el que viran.

Indicador	Disolvente	Concentración (%)	Color		Rango pH
			Ácido	Básico	
Timolftaleína	EtOH al 90%	0,1	Incoloro	Azul	10,1 – 12,0
Fenolftaleína	EtOH al 60%	0,1	Incoloro	Rojo	8,0 – 10,0
Verde de Bromocresol	EtOH al 20%	0,1	Amarillo	Azul	3,8 – 5,4
Rojo de metilo	EtOH al 60%	0,1	Rojo	Amarillo	4,2 – 6,2
Anaranjado de metilo	Agua	0,1	Rojo	Amarillo	3,1 – 4,4

III. PARTE EXPERIMENTAL

a) Materiales:

- Gradilla para tubos
- Bureta
- Tubos de ensayo
- Espátula
- Piceta
- Pipeta

b) Reactivos:

- Cloruro de amonio (sólido)
- Solución de HCl 0,1M
- Solución de CH₃COOH 0,1 M
- Solución de NaOH 0,1M
- Violeta de metilo
- Rojo de metilo
- Amarillo de metilo
- Azul bromotimol
- Fenolftaleína
- Azul de timol
- Amarillo de alizarina
- Anaranjado de metilo
- Papel de tornasol
- Índigo carmín

c) Procedimiento:

- Neutralización:** Vamos a determinar el volumen de NaOH que se gasta en la neutralización con HCl 0,1M. Para ello seguiremos los siguientes pasos:
 - ◆ En 2 matraces erlenmeyer de 50 mL limpios coloque 10 mL de HCl 0,1M respectivamente.
 - ◆ A un matraz añada 1 gota de fenolftaleína y al otro 1 gota de indicador anaranjado de metilo.
 - ◆ Luego con una bureta añada gota a gota solución de NaOH 0,1M al primer matraz que contiene HCl e indicador fenolftaleína y anote el volumen gastado para que el indicador vire a color rojo grosella permanente. Realice lo

mismo para el otro matraz que contiene el anaranjado de metilo.

- ◆ Repita los pasos anteriores usando como ácido el CH_3COOH (ácido acético).

ii) Determinación del pH de una solución de cloruro de amonio.

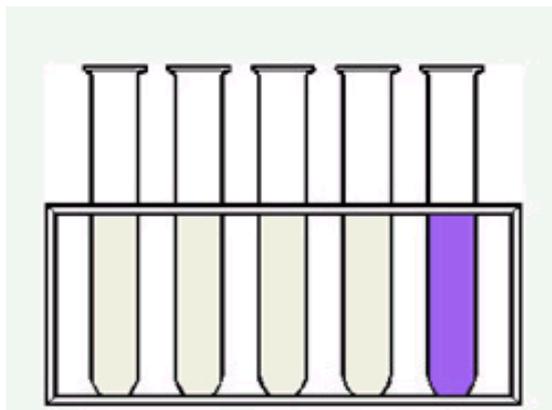
- ◆ Con la espátula de vidrio eche un poco de cloruro de amonio a un tubo de ensayo limpio. Agregue 10 mL de agua destilada y agite hasta completa disolución.
- ◆ Divida en 4 ó 5 partes iguales utilizando 4 tubos más de ensayo limpios. Averigüe con la primera parte, si la solución es menor de pH 7 ó mayor de pH 7. Para esto, agregue unas 2 ó 3 gotas de indicador cuyo rango de pH varíe alrededor de pH 7. Según la tabla de indicadores, corresponde al azul de bromotimol.
- ◆ Si el color es verde (mezcla de partes iguales de amarillo y azul) el pH será 7, y ya no habrá necesidad de seguir adelante. Si el color es azul, el pH será 8 o mayor de 8. En este caso hay que recurrir al indicador siguiente que es la fenolftaleína, y añadirla a la segunda porción de la solución.
- ◆ Por el color podrá deducir el pH ó bien continuar con el indicador de amarillo de alizarina.
- ◆ Una tercera posibilidad es que el color de la primera porción sea amarillo, lo que indicaría que el pH sea 6 ó menor de 6. En una porción original pruebe con anaranjado de metilo, cuyo rango de pH queda aproximadamente a la mitad entre 0 y 7, esto es, que su viraje es de 3 a 4,5.
- ◆ Según el color podrá seguir utilizando los otros indicadores (Ver tabla de Indicadores), hasta determinar el pH de solución de cloruro de amonio con una aproximación de 0,5 pH. Anote sus observaciones.

TABLA DE INDICADORES ÁCIDO-BASE

INDICADOR	Medio Acido	Medio Básico	Rango de pH
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0,0 - 1,6
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1,2 - 2,8
Amarillo de metilo	Rojo	Amarillo	2,9 - 4,0
Anaranjado de metilo	Rojo	Amarillo	3,1 - 4,4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,8 - 6,2
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 - 8,0
Tornasol	Rojo	Azul	5,5 - 8,2
Fenolftaleína	Incoloro	Grosella	8,2 - 10,0
Amarillo de alizarina	amarillo	violeta	10,1 - 12,0
Indigo Carmín	azul	amarillo	11,6 - 13,0

iii) Determinación de pH de una muestra:

- ◆ Siguiendo el mismo procedimiento anterior y con un poco más de habilidad y experiencia determine el pH de una solución problema proporcionada por el profesor, utilizando la tabla de indicadores y sus respectivos intervalos de pH.



IV. REPORTE Y TABLAS DE RESULTADOS:

Neutralización:

Solución ácida	Volumen Gastado de NaOH (mL)	Explicación
HCl 0,1M	Con Fenolftaleína =	
	Con Anaranjado de metilo =	
CH ₃ COOH 0,1M	Con Fenolftaleína =	
	Con Anaranjado de metilo =	

Determinación del pH:

Muestra	Indicador	Prueba ó tubo Nro.	Color	pH de la muestra
NH ₄ Cl		1		
		2		
		3		
		4		
		1		
		2		
		3		
		4		
		1		
		2		
		3		
		4		

V. CUESTIONARIO

1. ¿Cuál es el cambio mínimo de pH que se necesita para observar un cambio de color notable en el punto final?
2. ¿El pH en el punto final de la titulación de un ácido débil será neutro, alcalino o ácido? ¿Por qué?
3. Conociendo el pH de una muestra de jugo de limón, prediga los indicadores que utilizaría y los cambios de color que observaría, siguiendo el procedimiento experimental trabajado en el laboratorio.
4. Mencione el nombre de cinco productos naturales con los cuales podría preparar un indicador ácido base casero.

CAPÍTULO N° 18

CALORIMETRÍA - ABSORCIÓN DE CALOR

I. OBJETIVOS:

- Determinar las propiedades de absorción de energía de los sólidos.
- Determinar el calor específico y peso Atómico de una muestra de elemento metálico.

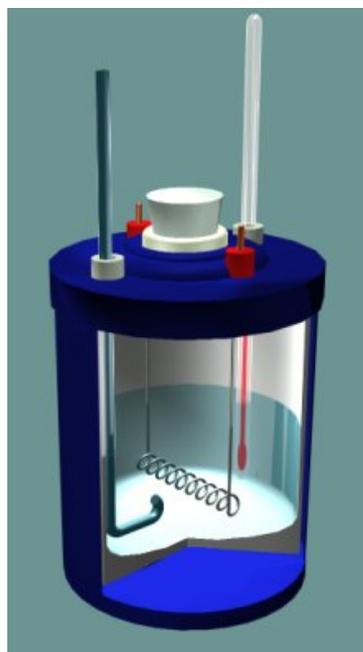
II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

La termodinámica química es el estudio de los cambios térmicos o transferencia de calor involucrados en las reacciones químicas.

Siempre que existe una diferencia de temperatura en el universo, la energía se transfiere de la región de mayor temperatura a la de menor temperatura. De acuerdo con los conceptos de la termodinámica, esta energía transmitida se denomina *calor*.

El calor es una forma de energía. Para el estudio termodinámico, entendemos por calor aquella energía en tránsito, que es transferida por radiación, como resultado de una diferencia de temperatura.

El calorímetro es un instrumento que sirve para la determinación experimental de los intercambios de calor en un proceso determinado. Se trata de un recipiente que contiene el líquido en el que se va a estudiar la variación del calor y cuyas paredes y tapa deben aislarlo al máximo del exterior, es decir no permite el intercambio de calor con el medio ambiente. La capacidad calorífica del calorímetro es la cantidad de calor necesaria para variar la temperatura del calorímetro en 1°C.



Generalmente en el diseño de un calorímetro se necesita de tres cosas:

1. Un recipiente de material conocido que absorba calor eficientemente.
2. Un medidor de temperatura (termómetro)
3. Un aislante térmico entre el recipiente y su entorno (atmósfera, ambiente) y así evitar intercambios de calor (recipiente _ entorno o entorno _ recipiente).

Calorímetros bien adaptados incluyen agitadores que aseguran una temperatura constante en todo el sistema, termómetros de alta precisión, material aislante térmico altamente efectivo y un contenedor.

Para iniciar una medida calorimétrica, es necesario calibrar el calorímetro, es decir, determinar exactamente la cantidad de calor adicionado que provoca un determinado aumento de su temperatura. Usualmente se usa agua como medio que transfiere el calor ya que es económica, fácil de trabajar y tiene calor específico conocido desde hace mucho tiempo.

El conocimiento de la variación térmica que tiene lugar en una reacción química tiene muchas aplicaciones prácticas, por ejemplo, puede

calcularse cuantitativamente el efecto de la temperatura en un equilibrio químico cuando se conoce la entalpía de reacción.

Calor Específico: Cantidad de calor requerido para elevar la temperatura de 1 g de una sustancia en 1 grado Celsius ($\text{cal/g}^\circ\text{C}$). El calor específico de un cuerpo puede determinarse mediante un calorímetro. Dado que éste es un atributo físico característico de cada sustancia, la comparación del valor obtenido con los de una tabla estándar de calores específicos puede ayudar a la identificación de la sustancia que compone el cuerpo en cuestión.

Capacidad Calorífica: Es la propiedad termodinámica que multiplicada por la variación de temperatura es igual a la cantidad de energía que ha tomado o cedido como calor cuando se pone en contacto con otro que tiene una temperatura diferente, por tanto se puede expresar que la capacidad calorífica de una sustancia, es la cantidad de calor requerido para incrementar la temperatura de una sustancia en 1 grado Celsius ($\text{cal}/^\circ\text{C}$). Desde que el calor específico del agua es conocido ($1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$) la cantidad de calor absorbido por el agua en el calorímetro es fácilmente calculado.

Sin embargo algo de calor es absorbido también por el calorímetro por consiguiente la capacidad calorífica de éste debe ser determinado experimentalmente. Este valor es usualmente expresado como un "equivalente en agua", que es el peso de agua igual al peso del calorímetro en términos de capacidad calorífica.

La Ley de Dulong y Petit se puede expresar como sigue: "Los calores específicos molares de todas las sustancias son iguales.", pues fueron precisamente Dulong y Petit quienes a partir de sus resultados experimentales se dieron cuenta que si en lugar de un gramo se toman muestras de cuerpos distintos con el mismo número de átomos, entonces los calores específicos de todos ellos son iguales. Es claro que dos muestras de sustancias distintas que contienen el mismo número de átomos tienen masas distintas, ya que los átomos de cada muestra tienen masas distintas. En los experimentos de Dulong y Petit, se encontró que el calor específico de un sólido (a temperatura ambiente) es muy similar para muchos materiales: aproximadamente $6,3 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$.

III. PARTE EXPERIMENTAL

a) Materiales

- Vasos de precipitado
- Mechero de Bunsen
- Trípode
- Termómetro
- Calorímetro con agitador
- Probeta
- Tubo de ensayo
- Malla con asbesto

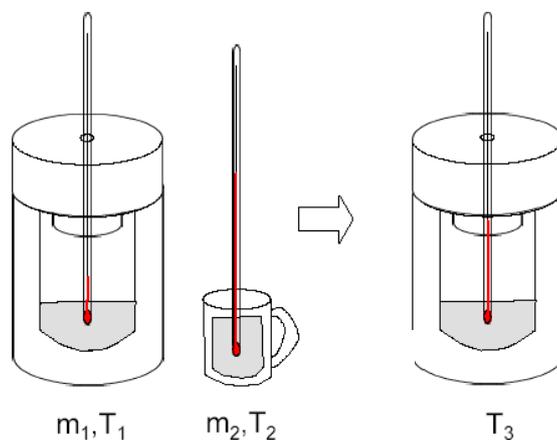
b) Reactivos:

- Muestra de un elemento metálico
- Agua destilada

c) Procedimiento:

1. Determinación de la Capacidad Calorífica del Calorímetro

- ◆ En un calorímetro poner exactamente 50 mL de agua destilada fría. Mida y anote su temperatura como t_1 .
- ◆ En un vaso de precipitado calentar hasta ebullición aproximadamente 55 mL de agua potable. Medir y anotar su temperatura como t_2 .
- ◆ Enfríe el termómetro con chorros de agua de caño y colocarlo en el calorímetro.
- ◆ Rápidamente agregue el agua caliente (t_2) al agua fría (t_1) y agite cuidadosamente con el termómetro.
- ◆ Anote la temperatura máxima de mezcla como t_m .



Nota.- Para conocer el volumen exacto del agua hervida a t_2 , restar 50 mL al volumen total de agua del calorímetro. Considere la densidad del agua igual a 1g/mL

Q_1 = calor perdido por el agua caliente

$$Q_1 = w * C_e (t_m - t_2) = V_2 * C_e (t_m - t_2)$$

Q_2 = calor ganado por el agua fría

$$Q_2 = w * C_e (t_m - t_1) = V_1 * C_e (t_m - t_1)$$

Q_3 = calor ganado por el calorímetro

$$Q_3 = C_c (t_m - t_1)$$

C_c = Capacidad calorífica del calorímetro

$$Q_1 = Q_2 + Q_3$$

2. Calor Específico de un Metal:

- ◆ Colocar 50 mL de agua potable en el calorímetro seco y limpio. Anote su temperatura como t_1 .
- ◆ Pesar y colocar aproximadamente 25 gramos de la muestra del metal en un tubo de ensayo.

- ◆ Poner el tubo con el metal, dentro de un vaso con agua potable y calentar hasta ebullición (en baño maría).
- ◆ Dejar el tubo en el agua hirviendo (5 minutos) hasta que el metal haya alcanzado la temperatura del agua. Mida y anote ésta temperatura como t_2 .
- ◆ Sin dejar de calentar, retire el termómetro y enfríelo con agua de caño.
- ◆ Transferir rápidamente el metal caliente al calorímetro. Agite suavemente con el termómetro y anote la temperatura máxima de mezcla como t_m .

Q_1 = calor perdido por el metal caliente

$$Q_1 = w * C_e (t_m - t_2) \quad C_e = \text{Calor específico del metal}$$

Q_2 = calor ganado por el agua en el calorímetro

$$Q_2 = V_1 * C_e (t_m - t_1) \quad C_e = \text{Calor específico del agua}$$

Q_3 = calor ganado por el calorímetro

$$Q_3 = C_c (t_m - t_1)$$

$$Q_1 = Q_2 + Q_3$$

IV. TABLAS DE RESULTADOS:

Reporte los resultados de su experiencia en las siguientes tablas:

Capacidad Calorífica del calorímetro:

Volumen (mL)			Temperatura (°C)			Calor (cal)			C_c (cal/°C)
V_1	V_2	V_{total}	t_1	t_2	t_m	Q_1	Q_2	Q_3	

Calor Específico de un metal:

muestra	Masa del metal (g)	V ₁ (mL)	Temperatura (°C)			Calor (cal)			C _e cal/g°C Práctico	C _e cal/g°C Teórico	% ERROR
			t ₁	t ₂	t _m	Q ₁	Q ₂	Q ₃			

V. CUESTIONARIO

1. Un calorímetro de cobre de 154 g contiene 210 g de agua a 12°C; se calientan 54 g de municiones a 98°C y se echan en el calorímetro adquiriendo la mezcla una temperatura de 12,6°C. ¿Cuál es el calor específico de las municiones?
2. Describa brevemente los tipos de calorímetro existentes.
3. ¿Por qué es recomendable mantener el termómetro dentro del calorímetro durante toda la práctica?
4. Se sabe que el vidrio es un mal conductor del calor, por lo tanto, cualquier vaso de precipitado se puede usar como calorímetro sin cubrirlo con papel platinado. ¿Es correcta esta apreciación?

CAPÍTULO N° 19

ELECTROQUÍMICA

I. OBJETIVOS:

- Preparar celdas electroquímicas y medir cuantitativamente algunos sistemas espontáneos de oxidación - reducción.
- Conocer el sistema químico de una pila y estar en condiciones de identificar los electrodos para el cálculo de potenciales estándar.

II. PRINCIPIOS TEÓRICOS:

La electroquímica es la rama de la química que estudia los procesos químicos producidos por el paso de la corriente eléctrica y la producción de la energía eléctrica por reacción química.

La corriente eléctrica viene a ser el flujo de electrones desde un punto hacia otro. Los dispositivos experimentales que generan electricidad mediante una reacción redox espontánea se denominan celdas voltaicas o galvánicas.

El material por el cual fluyen los electrones se denomina conductor, pudiendo ser de 2 tipos: conductores electrónicos o metálicos y conductores electrolíticos. La conducción tiene lugar por la migración directa de los electrones a través del conductor, bajo la influencia de un potencial aplicado.

Al conectar dos electrodos o semipilas a través de sus disoluciones y enlazados por un puente salino, se forma una pila galvánica cuya fuerza electromotriz, es igual a la diferencia de potenciales de sus electrodos. Las reacciones se efectúan en electrodos separados. Los electrones circulan por el circuito externo que se completa con un voltímetro.

Las celdas galvánicas o también llamadas celdas voltaicas o electroquímicas, son dispositivos experimentales que generan electricidad mediante una reacción redox espontánea. Esto es un sistema compuesto de uno o varios metales que en contacto con soluciones electrolíticas producen reacciones de oxidación-reducción.

Al funcionar la celda, tiene lugar en el electrodo positivo una reacción electroquímica de reducción y en el electrodo negativo un proceso de

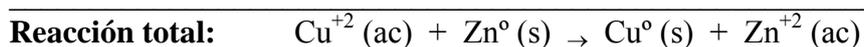
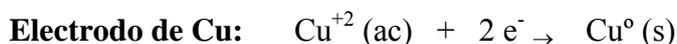
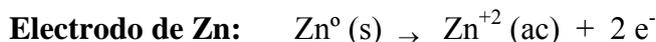
oxidación, dichas semireacciones, corresponden a la reacción total de oxidación - reducción que se verifica en la pila.

Un ejemplo clásico de una celda electroquímica es la Celda de Daniels, que está conformada por dos electrodos: cobre y zinc. El electrodo de cobre está sumergido en una solución de sulfato de cobre y el electrodo de zinc en una solución de sulfato de zinc. Para el cierre del circuito se utiliza un puente salino, que también permite una mayor movilidad de los iones a través del sistema.

Este puente salino que viene a ser un tubo en U invertido, contiene una solución de cloruro de potasio y los orificios son cubiertos con un pedazo de algodón para evitar que se vacíe el tubo invertido.

Si además ambas soluciones se conectan mediante un voltímetro su lectura reportará 1,10 V, esto debido a que el potencial de oxidación del Zn^{++} es 0,763 V y el del Cu^{++} es de -0,337 V, por lo tanto el zinc (de mayor potencial) le cede electrones al cobre (de menor potencial).

Las reacciones químicas que se producen son:



Como se observa el zinc actúa como agente reductor y el cobre como agente oxidante. Los potenciales estándar de oxidación-reducción son los que determinan la naturaleza electroquímica de los electrodos. Cuanto más positivo es el potencial redox, mayor poder oxidante y cuanto más negativo, mayor poder reductor.

El orden de los metales según sus potenciales constituye la serie electroquímica, donde los metales muy activos (potasio y sodio) ocupan las posiciones superiores y los inactivos o metales nobles como: oro, platino, ocupan las inferiores.

III. PARTE EXPERIMENTAL:

a) Materiales:

- Vasos de precipitados
- Tubo en U para puente salino
- Electrodo de Cu, Zn y Pb
- Interruptor
- Voltímetro
- Cables conectores
- Bagueta
- Piceta.

b) Reactivos:

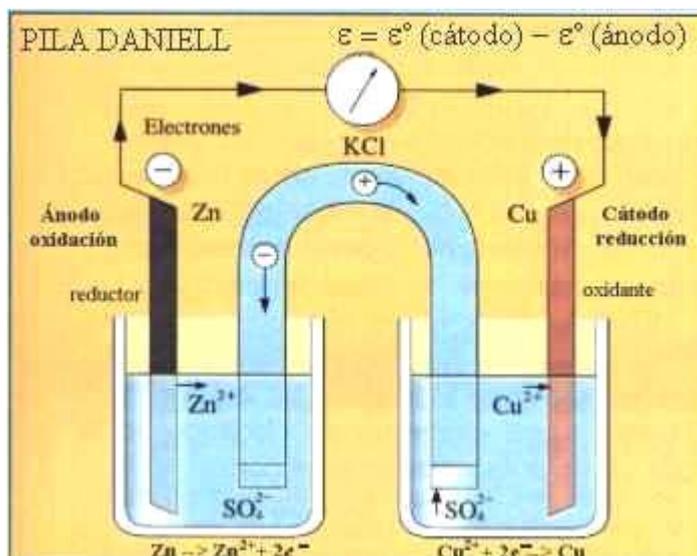
- Sulfato de Cobre, CuSO_4 0,1M
- Sulfato de Zinc, ZnSO_4 0,1M
- Solución saturada de KCl
- Sulfato de Plomo, PbSO_4 0,1M
- Agua destilada

c) Procedimiento:

En este experimento se construirán varias pilas que se utilizarán en reacciones espontáneas de oxidación - reducción, de tal forma que los electrones sean transportados a través de un hilo conductor.

Los experimentos muestran que los átomos de los metales activos pierden espontáneamente electrones, cediéndoles a los iones positivos de los metales menos activos, cuando ambos están en contacto directo.

1. Construcción y funcionamiento de una pila galvánica:



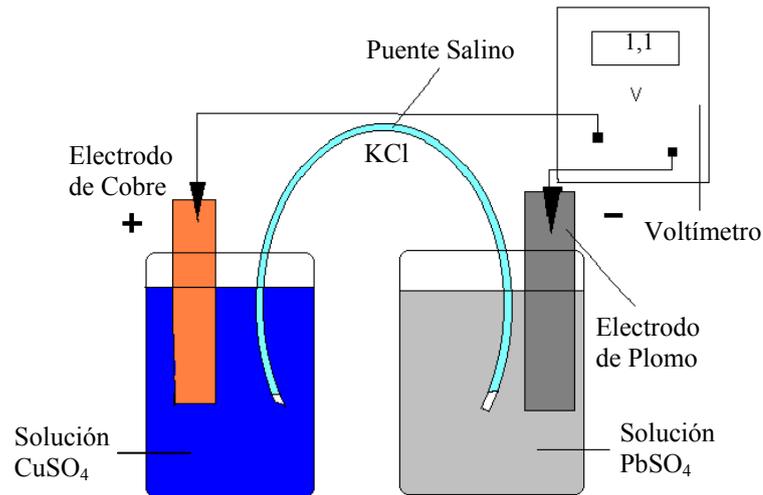
- ◆ En un vaso de 50 mL añadir, hasta la mitad aproximadamente, sulfato de cobre 0,1M e introduzca el electrodo de cobre limpio en el vaso. Luego, unir dicho electrodo de cobre al terminal positivo del voltímetro.
- ◆ En otro vaso de 50 mL mida, hasta la mitad aproximadamente, solución de sulfato de Zinc 0,1M y ponga una barra de Zinc limpia dentro del vaso. Unir éste electrodo de Zinc al terminal negativo del voltímetro.
- ◆ Cerrar el circuito empleando el puente salino.
- ◆ Leer el voltaje que marca el voltímetro y comparar con el valor teórico de la pila voltaica.

2. Celda constituida por las semipilas:



- ◆ En un vaso de 50 mL, añadir hasta la mitad aproximadamente solución de sulfato de plomo 0,1M e introduzca el electrodo de plomo limpio en dicho vaso. Luego unirlo al terminal del voltímetro.

- ◆ En otro vaso de 50 mL añada solución de sulfato de cobre 0,1M e introduzca el electrodo de cobre.
- ◆ Ponga el puente salino para cerrar el circuito y anote el voltaje leído.



3. Construcción de una pila con vegetales:

- ◆ Introduzca los electrodos (uno de Cu y otro de Zn) en un limón y cierre el circuito con un LED, que debería prenderse según el voltaje proporcionado por la celda de la primera parte.
- ◆ Discuta y analice en su reporte, en base a lo que sabe de reacciones redox, cuáles son los electrodos, los procesos que ocurren, el electrolito y el puente salino, y describa la pila.
- ◆ Compárelo con los casos anteriores.
- ◆ ¿De dónde salen los iones Cu^{+2} y Zn^{+2} ?

IV. TABLA DE RESULTADOS:

Celda	Semireacciones químicas	Potencial Experimental (Voltios)	Potencial teórico (Voltios)	% e
Zn // Cu				
Pb //Cu				

Discusión y Análisis de la construcción de una Pila con vegetales

V. CUESTIONARIO

1. ¿Qué es la corrosión electroquímica? Mencione el ejemplo de un proceso electroquímico.
2. ¿Cuáles son los fundamentos de una protección catódica? Menciones tres aplicaciones de este proceso.
3. ¿Cuántos tipos de electrodos usted conoce?
4. ¿Qué utilidad tiene el puente salino? Explique el funcionamiento del mismo.
5. ¿Cuál es el fundamento teórico del funcionamiento de una pila galvánica vegetal?

CAPÍTULO N° 20

CORROSIÓN

I. OBJETIVOS

- Conocer como se lleva a cabo el proceso de la corrosión.
- Observar las reacciones de oxidación reducción de algunos metales e iones metálicos.

II. FUNDAMENTO TEÓRICO

La corrosión es un proceso de oxidación – reducción que consiste en el deterioro y pérdida de material, debido al ataque químico. Las causas que producen la corrosión implican, tanto cambios químicos como electrónicos.

La velocidad y extensión de la corrosión depende de las propiedades del metal y de la naturaleza del medio ambiente. Por ejemplo, es común observar que el zinc o el hierro se corroen más rápido que el cobre.

Los factores más importantes de corrosión asociados con un metal son: su potencial de oxidación, la presencia de un material catódico, la sobretensión, pureza del metal, estado físico, áreas relativas de ánodo y cátodo, volumen relativo de los átomos metálicos y la solubilidad de los productos de reacción.

Las condiciones que influyen fundamentalmente en la corrosión son: humedad, pH, concentraciones de oxígeno y del ión metálico, conductividad, naturaleza del catión y anión presentes, la temperatura y presencia o ausencia de un inhibidor.

La mayoría de los metales en la naturaleza se encuentran en los compuestos químicos, acompañados con no metales como el oxígeno y el azufre. Por ejemplo el hierro se obtiene del mineral de hierro (que contiene Fe_2O_3 , óxido férrico y otros óxidos de hierro).

La **corrosión** es el proceso que permite a los metales regresar a su estado original, es decir a los minerales de los cuales se originaron. En la corrosión el metal se oxida. Como el metal corroído suele perder su fuerza y atractivo este proceso provoca grandes pérdidas económicas. Por

ejemplo, cerca de la quinta parte del acero y el hierro que se producen anualmente se emplean para sustituir metal oxidado.

Como la mayoría de los metales reaccionan con el oxígeno sería de esperarse que se corroyesen con tal rapidez en contacto con la atmósfera y que fuese imposible emplearlos para fines prácticos.

Por tanto resulta sorprendente que el problema de la corrosión no evite prácticamente todo uso de metales en contacto con la atmósfera. Esto se debe en parte a que la mayoría de ellos desarrollan una delgada capa de óxido que protege a los átomos internos contra la oxidación. El mejor ejemplo de este caso es el aluminio, que pierde con facilidad electrones, por lo que se oxida fácilmente frente al oxígeno. Si es así ¿cómo puede emplearse para fabricar aeroplanos, marcos de bicicletas, etc.? El aluminio es un material estructural de gran valor porque forma una capa adherente delgada de óxido de aluminio, Al_2O_3 , que inhibe la corrosión posterior. Así se protege a sí mismo con una resistente capa de óxido. Muchos otros metales como cromo, níquel y estaño, siguen el mismo proceso.

El hierro también forma un recubrimiento de óxido protector. Sin embargo, éste no es muy eficaz contra la corrosión porque se desprende con facilidad y expone nueva superficie metálica a la oxidación. En condiciones atmosféricas normales el cobre forma una capa externa de sulfato de cobre, CuSO_4 , color turquesa que se llama *pátina*. La plata al oxidarse forma sulfuro de plata, Ag_2S , que en capas delgadas da a la superficie de la misma una apariencia más rica. El oro no se corroe de manera apreciable en contacto con el aire.

La prevención de la corrosión es un método importante para conservar los recursos naturales de metales y energía. El principal medio de protección es la aplicación de un recubrimiento, que suele ser pintura o plateado con algún metal, para proteger al metal en el interior del oxígeno y la humedad. El cromo y el estaño se emplean con frecuencia para platear el acero porque se oxidan formando un recubrimiento durable y eficaz.

Las aleaciones también impiden la corrosión. El *acero inoxidable* contiene cromo y níquel, que forman recubrimientos de óxidos que lo protegen.

La **protección catódica** es el método más empleado para proteger el acero en tanques de combustible y tuberías que se encuentran bajo tierra.

Es un metal que aporta electrones con mayor facilidad que el hierro, como el magnesio, se conecta mediante un alambre a la tubería o tanque que se va a proteger. Como el magnesio es un agente reductor mejor que el hierro, los electrones fluyen a través del alambre del magnesio a la tubería de hierro. Así, el magnesio, y no el hierro, aporta los electrones por lo cual este último no se oxida. Al producirse la oxidación del magnesio éste se disuelve, por lo cual hay que sustituirlo en forma periódica.

III. PARTE EXPERIMENTAL

a) Materiales:

- Tubos de ensayo
- Gradilla
- Cajas Petri.

b) Reactivos:

- NaOH 0,1 M
- $K_2Cr_2O_7$ 0,1 M
- NaCl 0,1 M
- HCl 0,1 M
- $FeSO_4$ 0,1 M
- $K_4Fe(CN)_6$ 0,1 M
- 8 clavos
- Tira de cinc
- Alambre de cobre
- Agar - agar.

c) Procedimiento

1. Efecto de Ácidos, Bases y Sales en la Corrosión del Hierro.

- Poner un clavo limpio (lijado) en cada uno de los 5 tubos de ensayo, cuidando de no romper el fondo del tubo con el clavo.
- Cubra cada clavo con las siguientes soluciones 0,1 M: NaOH, $K_2Cr_2O_7$, NaCl, HCl, $FeSO_4$, respectivamente.

- Con una cinta de pH o con papel tornasol, determine si la solución inicial es ácida, básica o neutra.
- Deje las soluciones durante 20 minutos, mientras tanto continúe con el siguiente experimento.
- Después del tiempo transcurrido, añada a cada una de las soluciones una o dos gotas de ferrocianuro de potasio 0,1 M. Observar y anotar cualquier cambio.
- A un mL de la solución de sulfato ferroso, añadir una gota de ferrocianuro de potasio 0,1 M.
- Compare el resultado obtenido en los dos puntos anteriores y anote sus observaciones, deduciendo luego sus conclusiones respecto a los resultados obtenidos.

2. Proceso de Corrosión del Hierro en gel de Agar – Agar.

- En una caja Petri (caja N° 1) colocar un clavo sin doblar y cerca de este otro doblado, llene la caja con solución de gel de agar –agar recién preparada.
- En una segunda caja Petri, coloque un clavo enrollado con una cinta o alambre de cobre y cerca otro clavo enrollado con una cinta de cinc. Luego llene la Caja con solución de agar – agar.
- En la tercera caja Petri, coloque un clavo doblado y cerca de él una tira de cinc, sin hacer contacto. Llene la caja con gel de agar – agar.
- Si no se observara cambio alguno al cabo de 20 minutos, dejar las placas preparadas durante toda una noche y observar luego el cambio de color que experimentan los materiales ensayados. Haga las correspondientes observaciones y conclusiones.

IV. REPORTE Y TABLAS DE RESULTADOS:

Efecto de Ácidos, Bases y Sales en la Corrosión del Hierro.

Solución	pH Inicial	Reacción con Ferrocianuro de Sodio	Observaciones
NaOH/clavo			
K ₂ Cr ₂ O ₇ /clavo			
NaCl/clavo			
HCl/clavo			
FeSO ₄ /clavo			

Proceso de Corrosión del Hierro en gel de Agar – Agar.

	Observaciones	Reacciones Implicadas
Caja Petri N° 1		
Caja Petri N° 2		
Caja Petri N° 3		

V. CUESTIONARIO

1. Señale en el experimento 1:
 - a) Los reactivos que observó no produjeron prueba alguna de corrosión.
 - b) Los reactivos en los que observó alguna señal de que hubo corrosión.
 - c) Escriba las posibles reacciones químicas.

2. En el experimento 2:
 - a) ¿Qué coloraciones toman los extremos de los electrodos?
 - b) ¿Cuál es la zona anódica y la catódica? Escribir el nombre de los posibles compuestos formados.
3. ¿Por qué un clavo se oxida con mayor intensidad en la punta, doblez y cabeza?
4. Indique en que consiste detalladamente la protección catódica.

APÉNDICE

I. TABLA DEL ALGUNAS CONSTANTES DE INTERÉS:

Calor específico del agua a 0°C	4217,6 J/K·kg	1 cal/K·g
Calor específico del hielo a 0°C	2106 J/kg·K	0,5 cal/K·g
Calor específico del vapor agua a 0°C (presión constante)	1850 J/K·kg	0,44 cal/K·g
Calor específico del vapor agua a 0°C (volumen constante)	1390 J/K·kg	0,331 cal/K·g
Calor específico del vapor agua a 15°C (presión constante)	1875 J/K·kg	
Calor latente de fusión del hielo a 0°C	$0,334 \times 10^6$ J/kg	80 cal/g
Calor latente de sublimación del agua a 0°C	$2,83 \times 10^6$ J/kg	
Calor latente de vaporización del agua a 0°C	$2,50 \times 10^6$ J/kg	595 cal/g
Calor latente de vaporización del agua a 100°C	$2,26 \times 10^6$ J/kg	540 cal/g
Calor latente de vaporización del agua a 20°C	$2,45 \times 10^6$ J/kg	585 cal/g
Cero absoluto	273,15°C	
Constante de Boltzman	$1,38 \times 10^{-23}$ J/K	
Constante de Planck	$6,63 \times 10^{-34}$ J s	
Constante universal de los gases	8,314 J/K·mol	
Densidad del agua a presión estándar	1000 kg/ m ³	
Densidad del mercurio a 20°C	13546 kg/ m ³	
Número de Avogadro	$6,02 \times 10^{23}$ mol ⁻¹	
Peso molecular del agua	18,02 kg/kmol	
Peso molecular del aire seco	28,966 kg/kmol	
Velocidad de la luz	$3,00 \times 10^8$ m/s	
Viscosidad del agua a 20°C	1,0 g/m·s	
Velocidad del sonido	343,15 m/s	

II. UNIDADES DE CONVERSIÓN

Longitud:

Unidad	cm (SI)	pulgada	pulgada	pie	yarda	milla
1 centímetro	1	0,01	0,39370	0,032808	0,010936	$6,2137 \cdot 10^{-6}$
1 metro (SI)	100	1	39,370	3,2808	1,0936	$6,2137 \cdot 10^{-4}$
1 pulgada	2,54	0,0254	1	0,083333	0,027778	$1,5783 \cdot 10^{-5}$
1 pie	30,48	0,3048	12	1	0,33333	$1,8939 \cdot 10^{-4}$
1 yarda	91,44	0,9144	36	3	1	$5,6818 \cdot 10^{-4}$
1 milla	$1,6093 \cdot 10^5$	$1,6093 \cdot 10^3$	$6,336 \cdot 10^4$	5	1 760	1

Superficie:

Unidad	cm ²	m ² (SI)	pulgada ²	pie ²	yarda ²	milla ²
1 cm²	1	$1,0 \cdot 10^{-4}$	0,15500	$1,0764 \cdot 10^{-3}$	$1,1960 \cdot 10^{-4}$	$3,8610 \cdot 10^{-11}$
1 m² (SI)	$1,0 \cdot 10^4$	1	1 550,0	10,764	1,1960	$3,8610 \cdot 10^{-7}$
1 pulgada²	6,4516	$6,4516 \cdot 10^{-4}$	1	$6,9444 \cdot 10^{-3}$	$7,7160 \cdot 10^{-4}$	$2,4910 \cdot 10^{-10}$
1 pie²	929,03	0,092903	144	1	0,11111	$3,5870 \cdot 10^{-8}$
1 yarda²	8 361,3	0,83613	1 296	9	1	$3,2283 \cdot 10^{-7}$
1 milla²	$2,5900 \cdot 10^{10}$	$2,5900 \cdot 10^6$	$4,0145 \cdot 10^3$	$2,7878 \cdot 10^7$	$3,0976 \cdot 10^6$	1

Volumen:

Unidad	cm ³	l	m ³ (SI)	pulgada ³	pie ³	galón
1 cm³	1	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$6,1024 \cdot 10^{-2}$	$3,5315 \cdot 10^{-5}$	$2,6417 \cdot 10^{-4}$
1 l	1 000	1	$1,0 \cdot 10^{-3}$	61,024	$3,5315 \cdot 10^{-2}$	0,26417
1 m³ (SI)	$1,0 \cdot 10^6$	1 000	1	$61,1024 \cdot 10^4$	35,315	264,17
1 pulgada³	16,387	$1,6387 \cdot 10^{-2}$	$1,6387 \cdot 10^{-5}$	1	$5,7870 \cdot 10^{-4}$	$4,3290 \cdot 10^{-3}$
1 pie³	28 317	28,317	$2,8317 \cdot 10^{-2}$	1 728	1	7,4805
1 galón	3 785,4	3,7854	$3,7854 \cdot 10^{-3}$	231	0,13368	1

Densidad:

Unidad	g/cm ³	kg/m ³ (SI)	lb/pie ³	lb/galón
1 g/cm³	1	1 000	62,428	8,3454
1 kg/m³ (SI)	$1,0 \cdot 10^{-3}$	1	$6,2428 \cdot 10^{-2}$	$8,3554 \cdot 10^{-3}$
1 lb/pie³	$1,6018 \cdot 10^{-2}$	16,018	1	0,13368
1 lb/galón	0,11983	119,83	7,4805	1

Masa:

Unidad	g	kg (SI)	oz	lb	ton métrica	ton corta
1 g	1	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$3,5274 \cdot 10^{-2}$	$2,2046 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$1,1023 \cdot 10^{-6}$
1 kg (SI)	1 000	1	35,274	2,2046	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,1023 \cdot 10^{-3}$
1 oz	28,350	$2,8350 \cdot 10^{-2}$	1	0,0625	$2,8350 \cdot 10^{-5}$	$3,125 \cdot 10^{-5}$
1lb	453,59	0,45359	16	1	$4,5359 \cdot 10^{-4}$	$5,0 \cdot 10^{-4}$
1 ton métr.	$1,0 \cdot 10^6$	1 000	$3,5274 \cdot 10^4$	2 204,6	1	1,1023
1 ton corta	$9,0718 \cdot 10^5$	907,18	$3,2 \cdot 10^4$	2 000	0,90718	1

Presión:

Unidad	dina/cm ²	N/m ² (SI)	atm	kg _f /cm ²	mm Hg	pulg Hg	lb _f /pulg ²
1 dina/cm²	1	0,1	$9,8692 \cdot 10^{-7}$	$1,0197 \cdot 10^{-6}$	$7,5006 \cdot 10^{-4}$	$2,9530 \cdot 10^{-5}$	$1,4504 \cdot 10^{-5}$
1 N/m² (SI)	10	1	$9,8692 \cdot 10^{-6}$	$1,0197 \cdot 10^{-5}$	$7,5006 \cdot 10^{-3}$	$2,9530 \cdot 10^{-4}$	$1,4504 \cdot 10^{-4}$
1 atm	$1,0133 \cdot 10^6$	$1,0133 \cdot 10^5$	1	1,0332	760	26,921	14,696
1 kg_f/cm²	$9,8067 \cdot 10^5$	$9,8067 \cdot 10^4$	0,96784	1	735,56	28,959	14,223
1 mm Hg	1 333,2	133,32	$1,3158 \cdot 10^{-3}$	$1,3595 \cdot 10^{-3}$	1	$3,9370 \cdot 10^{-2}$	$1,9337 \cdot 10^{-2}$
1 pulg Hg	$3,3864 \cdot 10^4$	3 386,4	$3,3421 \cdot 10^{-2}$	$3,4532 \cdot 10^{-2}$	25,4	1	0,49115
1 lb_f/pulg²	$6,8948 \cdot 10^4$	6 894,8	$6,8046 \cdot 10^{-2}$	$7,0307 \cdot 10^{-2}$	51,715	2,0360	1

Energía:

Unidad	J (SI)	cal	kcal	Btu	kW-hr	hp-hr	pie-lb _f	litro-atm
1 J (SI)	1	0,23901	$2,3901 \cdot 10^{-4}$	$9,4782 \cdot 10^{-4}$	$2,7778 \cdot 10^{-7}$	$3,7251 \cdot 10^{-7}$	0,73756	$9,8692 \cdot 10^{-3}$
1 cal	4,184	1	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$3,9657 \cdot 10^{-3}$	$1,1622 \cdot 10^{-6}$	$1,5586 \cdot 10^{-6}$	3,0860	$4,1293 \cdot 10^{-2}$
1 kcal	$4,184 \cdot 10^3$	1 000	1	3,9657	$1,1622 \cdot 10^{-3}$	$1,5586 \cdot 10^{-3}$	3 086,0	41,293
1 Btu	1 055,1	252,16	0,25216	1	$2,9307 \cdot 10^{-4}$	$3,9301 \cdot 10^{-4}$	778,17	10,413
1 kW-hr	$3,6 \cdot 10^6$	$8,6042 \cdot 10^5$	860,42	3 412,1	1	1,3410	$2,6552 \cdot 10^6$	$3,5529 \cdot 10^4$
1 hp-hr	$2,6845 \cdot 10^6$	$6,4162 \cdot 10^5$	641,62	2 544,3	0,74570	1	$1,98 \cdot 10^6$	$2,6494 \cdot 10^4$
1 pie-lb_f	1,3558	0,32405	$3,2405 \cdot 10^{-4}$	$1,2851 \cdot 10^{-3}$	$3,7662 \cdot 10^{-7}$	$5,0505 \cdot 10^{-7}$	1	$1,3381 \cdot 10^{-2}$
1 litro-atm	101,33	24,217	$2,4217 \cdot 10^{-2}$	$9,6038 \cdot 10^{-2}$	$2,8146 \cdot 10^{-5}$	$3,77444 \cdot 10^{-5}$	74,733	1

Capacidad Calorífica:

Unidad	J/(g.K)	J/(kg.K) (SI)	cal/(g.°C)	Btu/(lb.°F)
1 J/(g.K)	1	1 000	0,23901	0,23885
1 J/(kg.K) SI	$1,0 \cdot 10^{-3}$	1	$2,3901 \cdot 10^{-4}$	$2,3885 \cdot 10^{-4}$
1 cal/(g.°C)	4,1840	4 184,0	1	0,99933
1 Btu/(lb.°F)	4,1868	4 186,8	1,0007	1

III. DATOS TEÓRICOS PARA ALGUNAS SUSTANCIAS O ELEMENTOS:

Valores de algunas Sustancias Concentradas

Sustancia	Valores		
	Densidad en g/mL (concentrado)	Porcentaje en peso	g/Litro (puro)
Acido Acético Glacial	1,055	99,7	1051,835
Acido Clorhídrico	1,185	36,5	432,525
Acido nítrico	1,417	69,9	990,483
Acido Nítrico	1,425	71,0	1011,750
Acido Sulfúrico	1,840	98,0	1803,200
Hidróxido de Amonio	0,902	28,0	252,560
Hidróxido de Amonio	0,896	29,69	266,022

Densidades de los metales más corrientes a 15 °C

Metal	Densidad (g/mL)	Metal	Densidad (g/mL)
Aluminio	2,70	Cobre	8,93
Cinc	7,10	Cromo	7,10
Estaño	7,29	Hierro	7,87
Níquel	8,90	Plata	10,50
Plomo	11,30	Mercurio	13,50
Oro	19,30	Platino	21,50

IV. TABLA DE POTENCIALES DE REDUCCIÓN:

POTENCIALES DE REDUCCIÓN		
Electrodo	Proceso catódico de reducción	E°(volt)
Li ⁺ Li	Li + e = Li	-3,045
K ⁺ K	K ⁺ + e = K	-2,925
Ca ²⁺ Ca	Ca ²⁺ + 2e = Ca	-2,866
Na ⁺ Na	Na ⁺ + e = Na	-2,714
Mg ²⁺ Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2,363
Al ³⁺ Al	Al ³⁺ + 3e = Al	-1,662
Mn ²⁺ Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1,179
OH ⁻ H ₂ (Pt)	2H ₂ O + 2e = H ₂ + 2OH ⁻	-0,828
Zn ²⁺ Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0,763
S ²⁻ S (Pt)	S + 2e = S ²⁻	-0,479
Fe ²⁺ Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0,44
Cr ³⁺ , Cr ²⁺ Pt	Cr ³⁺ + e = Cr ²⁺	-0,408
Cd ²⁺ Cd	Cd ²⁺ + 2e = Cd	-0,403
Tl ⁺ Tl	Tl ⁺ + e = Tl	-0,336
Co ²⁺ Co	Co ²⁺ + 2e = Co	-0,277
Ni ²⁺ Ni	Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0,250
Sn ²⁺ Sn	Sn ²⁺ + 2e = Sn	-0,136
Pb ²⁺ Pb	Pb ²⁺ + 2e = Pb	-0,126
Fe ³⁺ Fe	Fe ³⁺ + 3e = Fe	-0,037
H ⁺ H ₂ (Pt)	2H ⁺ + 2e = H ₂	0,000
Sn ⁴⁺ , Sn ²⁺ Pt	Sn ⁴⁺ + 2e = Sn ²⁺	+0,150
Cu ²⁺ , Cu ⁺ Pt	Cu ²⁺ + e = Cu ⁺	+0,153
Cu ²⁺ Cu	Cu ²⁺ + 2e = Cu	+0,336
OH ⁻ O ₂ (Pt)	O ₂ + 2H ₂ O + 4e = 4OH ⁻	+0,401

POTENCIALES DE REDUCCIÓN		
Electrodo	Proceso catódico de reducción	E°(volt)
Cu ⁺ Cu	Cu ⁺ + e = Cu	+0,520
I I ₂ (Pt)	I ₂ + 2e = 2I	+0,535
Fe ³⁺ , Fe ²⁺ Pt	Fe ³⁺ + e = Fe ²⁺	+0,770
Hg ₂ ²⁺ Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e = 2Hg	+0,788
Ag ⁺ Ag	Ag ⁺ + e = Ag	+0,799
Hg ²⁺ Hg	Hg ²⁺ + 2e = Hg	+0,854
Hg ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ Pt	2Hg ²⁺ + 2e = Hg ₂ ²⁺	+0,919
Br Br ₂ (Pt)	Br ₂ + 2e = 2Br	+1,066
H ⁺ O ₂ (Pt)	O ₂ + 4H ⁺ + 4e = 2H ₂ O	+1,229
Tl ³⁺ , Tl ⁺ Pt	Tl ³⁺ + 2e = Tl ⁺	+1,252
Cr ₂ O ₇ ²⁻ , H ⁺ , Cr ³⁺ Pt	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ⁺ + 6e = 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+1,333
Cl Cl ₂ (Pt)	Cl ₂ + 2e = 2Cl	+1,359
Au ³⁺ Au	Au ³⁺ + 3e = Au	+1,497
MnO ₄ ⁻ , H ⁺ , Mn ²⁺ Pt	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e = Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1,507
Au ⁺ Au	Au ⁺ + e = Au	+1,691
Pb ⁴⁺ , Pb ²⁺ Pt	Pb ⁴⁺ + 2e = Pb ²⁺	+1,693
Co ³⁺ , Co ²⁺ Pt	Co ³⁺ + e = Co ²⁺	+1,808
F F ₂ (Pt)	F ₂ + 2e = 2F	+2,865

V. CALORES ESPECÍFICOS:

Calores Específicos	
Sustancia	Cal /g °C
Aluminio	0,212
Cobre	0,093
Hierro	0,113
Mercurio	0,033
Plata	0,060
Latón	0,094
Agua de mar	0,945
Vidrio	0,199
Arena	0,20
Hielo	0,55
Agua	1,00
Alcohol	0,58
Lana de vidrio	0,00009
Aire	0,0000053

VI. ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA:

Pesos Atómicos Internacionales
(De 1976, con la revisión anual del IUPAC de 1984)
Referidos a $C^{12} = 12,0000$

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Peso Atómico	Elemento	Símbolo	Número Atómico	Peso Atómico
Actinio	Ac	89	227,0278	Litio	Li	3	6,941
Aluminio	Al	13	26,98154	Lutecio	Lu	71	174,97
Americio	Am	95	(243)**	Magnesio	Mg	12	24,305
Antimonio	Sb	51	121,75	Manganeso	Mn	25	54,9380
Argón	Ar	18	39,948	Mendelevio	Md	101	(258)
Arsénico	As	33	74,9216	Mercurio	Hg	80	200,59
Astato	At	85	(210)	Molibdeno	Mo	42	95,94
Azufre	S	16	32,06	Neodimio	Nd	60	144,24
Bario	Ba	56	137,33	Neón	Ne	10	20,179
Berilio	Be	4	9,01218	Neptunio	Np	93	237,0482
Berquelio	Bk	97	(247)	Niobio	Nb	41	92,9064
Bismuto	Bi	83	208,9804	Níquel	Ni	28	58,70
Boro	B	5	10,81	Nitrógeno	N	7	14,0067
Bromo	Br	35	79,904	Nobelio	No	102	(259)
Cadmio	Cd	48	112,41	Oro	Au	79	196,9665
Calcio	Ca	20	40,08	Osmio	Os	76	190,2
Californio	Cf	98	(251)	Oxígeno	O	8	15,9994
Carbono	C	6	12,011	Paladio	Pd	46	106,4
Cerio	Ce	58	140,12	Plata	Ag	47	107,868
Cesio	Cs	55	132,9054	Platino	Pt	78	195,09
Circonio	Zr	40	91,22	Plomo	Pb	82	207,2
Cloro	Cl	17	35,453	Plutonio	Pu	94	(244)
Cobalto	Co	27	58,9332	Polonio	Po	84	(209)
Cobre	Cu	29	63,546	Potasio	K	19	39,0983
Criptón	Kr	36	83,80	Praseodimio	Pr	59	140,9077
Cromo	Cr	24	51,996	Prometio	Pm	61	(145)
Curio	Cm	96	(247)	Protactinio	Pa	91	231,0359
Disproso	Dy	66	162,50	Radio	Ra	88	226,0254
Einsteinio	Es	99	(254)	Radón	Rn	86	(222)
Erbio	Er	68	167,26	Renio	Re	75	186,207
Escandio	Sc	21	44,95591	Rodio	Rh	45	102,9055
Estaño	Sn	50	118,69	Rubidio	Rb	37	85,4678
Estroncio	Sr	38	87,62	Rutenio	Ru	44	101,07
Europio	Eu	63	151,96	Samario	Sm	62	150,4
Fermio	Fm	100	(257)	Selenio	Se	34	78,96
Flúor	F	9	18,99840	Silicio	Si	14	28,0855
Fósforo	P	15	30,97376	Sodio	Na	11	22,98977
Francio	Fr	87	(223)	Talio	Tl	81	204,37
Gadolinio	Gd	64	157,25	Tantalio	Ta	73	180,9479
Galio	Ga	31	69,72	Tecnecio	Tc	43	(97)
Germanio	Ge	32	72,59	Telurio	Te	52	127,60
Hafnio	Hf	72	178,49	Terbio	Tb	65	158,9254
Helio	He	2	4,00260	Titanio	Ti	22	47,90
Hidrógeno	H	1	1,0079	Torio	Th	90	232,0381
Hierro	Fe	26	55,847	Tulio	Tm	69	168,9342
Holmio	Ho	67	164,9304	Tungsteno	W	74	183,85
Indio	In	49	114,82	Uranio	U	92	238,029
Iridio	Ir	77	192,22	Vanadio	V	23	50,9414
Iterbio	Yb	70	173,04	Xenón	Xe	54	131,30
Itrio	Y	39	80,9059	Yodo	I	53	126,9045
Lantano	La	57	138,9055	Zinc (cinc)	Zn	30	65,38
Laurencio	Lr	103	(260)				

(**) La expresión numérica entre paréntesis corresponde al número de masa del isótopo de mayor vida media.

V. Presión del vapor de agua a diferentes temperaturas:

Temperatura (°C)	Presión Vapor (mm de Hg)	Temperatura (°C)	Presión Vapor (mm de Hg)
-5 hielo	3,0	26	25,2
0	4,6	27	26,7
1	4,9	28	28,4
2	5,3	29	30,0
3	5,7	30	31,8
4	6,1	35	42,2
5	6,5	40	55,3
6	7,0	45	71,9
7	7,5	50	92,5
8	8,1	55	118,0
9	8,6	60	149,4
10	9,2	65	187,5
11	9,8	70	233,7
12	10,5	75	289,1
13	11,2	80	355,1
14	12,0	85	433,6
15	12,8	90	525,8
16	13,6	91	546,1
17	14,5	92	567,0
18	15,5	93	588,6
19	16,5	94	610,9
20	17,5	95	633,9
21	18,7	96	657,6
22	19,8	97	682,1
23	21,1	98	707,3
24	22,4	99	733,2
25	23,8	100	760,0

BIBLIOGRAFÍA

- ◆ BREWER: (1993) “Solución de Problemas Química Analítica”. 1ra Edición. Editorial Limusa. México.
- ◆ BRESCIA y ARENT: (1971) “Métodos de Laboratorio Químico”. 5ta Edición. Editorial Continental. México.
- ◆ CARRASCO, Luis: (2001) “Química Experimental”. 3ra Edición. Editorial San Marcos. Lima - Perú
- ◆ CHANG, Raymond: (2002) “Química”. 7ma. Edición. Mac Graw Hill. México
- ◆ CHRISTIAN, GARY D.: (1990) “Química analítica”. (1ª ed., 2ª reimp.) Editorial Limusa. México.
- ◆ DAJES, José: “Sistema Internacional de Unidades de Medida”. 1ra Edición. Fondo Editorial del Congreso del Perú. Lima
- ◆ GARRITZ, Andoni: (2005) “Química Universitaria”. 1ra. Edición. Editorial Pearson. México.
- ◆ HARRIS, DANIEL C.: (2001) “Análisis químico cuantitativo”. 2da Edición. Editorial Reverté. Barcelona.
- ◆ HERBERT y WALTER: (1982) “Análisis Químico”. 1ra Edición. Editorial Reverté S.A. España.
- ◆ OCHOA, R. UGAZ, D.: (1985) “Manual de Laboratorio”. 3ra Edición. Editorial PUCP. Lima.
- ◆ PAJARES, Elmo: (1988) “Química General”. 3ra. Edición. Editorial SEM. Lima – Perú.
- ◆ ROSEMBERG, Jerome: (2002) “Química General”. 9na. Edición. Mac Graw Hill. España

- ◆ SKOOG, DOUGLAS A.: (1996) “Fundamentos de Química Analítica. 4ta Edición. Editorial Reverté. Barcelona.
- ◆ V.N., Alexeiev: (1978) “Análisis Cuantitativo”. 6ta Edición. Editorial Mir. Moscú.
- ◆ VOGEL, Arthur: (1984) Química Analítica Cuantitativa. Editorial Kapelusz. Argentina.
- ◆ WITHEN, K.: (1992) “Química General”. 3ra Edición. Mc Graw Hill. México.

“Experiencia es el nombre que damos a nuestras equivocaciones”
Wilde

“La teoría guía, la experiencia decide”
Anónimo