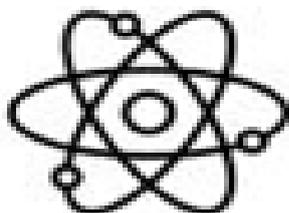
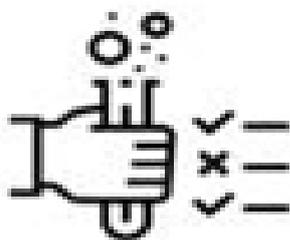




FACULTAD DE INGENIERÍA

53 años  
1969 - 2022

## QUÍMICA BÁSICA EXPERIMENTAL



DEPARTAMENTO ACADÉMICO DE CIENCIAS

2023-I

**PROFESORES DEL ÁREA DE QUÍMICA  
AUTORES DE LA GUÍA DE LABORATORIO**

Morote Sánchez Alberto

Neira Montoya María Elena

Ramírez Cámac Isabel

Serrano Niño, María

Solís Amanzo Irma

Tupayachi Herrera José

## Prólogo

El conjunto de prácticas de laboratorio propuestas en este manual es fruto de la experiencia de muchos años de los autores, que seleccionaron los experimentos cuidadosamente. Cada clase experimental fue verificada por los autores, basado en la experiencia de docencia universitaria y tomando en cuenta las competencias del perfil profesional que requiere el estudiante de las Ingenierías: Civil, Industrial, Electrónica, Mecatrónica e informática de la Universidad Ricardo Palma y que deben estar en consonancia con la formación por competencias de los futuros profesionales. Se ha tomado en cuenta las falencias de los alumnos con respecto a tópicos de la química experimental, tales como: descripción y uso de los materiales de vidrio, equipos del laboratorio, medidas de seguridad en caso de accidentes, tablas más usadas en el laboratorio, reciclaje e impacto de los reactivos al medio ambiente, fomentar el uso de los insumos químicos a menor escala y reemplazo de insumos tóxicos por otros menos tóxicos o agresivos al medio ambiente, de esta manera empezar impartir una química más amigable al medio ambiente, para dar un enfoque sostenible.

Los autores estamos dispuestos a recibir cualquier recomendación o sugerencia para la mejora de este manual de laboratorio.

Irma Solís Amanzo  
Jefa del Laboratorio de Química  
Facultad de Ingeniería URP

## INDICE

1.	Introducción .....	4
2.	Seguridad en el laboratorio .....	6
3.	Normas a seguir en casos de accidentes .....	7
4.	Precauciones durante la clase .....	8
5.	Descripción de materiales de laboratorio .....	10
6..	Mezcla y combinación.....	21
7.	Estudio de la llama y espectro .....	23
8.	Tabla periódica.....	27
9.	Enlace químico.....	30
10.	Determinación de la fórmula de una sal hidratada .....	33
11.	Estequiometria: Relación peso a peso.....	35
13.	Ley de Boyle y Mariotte.....	39
14.	Volumen molar .....	45
15.	Análisis de agua.....	48
17.	Titulación ácido-base .....	54
18.	Electroquímica .....	58
19.	Apéndice.....	68
20.	Bibliografía .....	70

## INTRODUCCIÓN

El trabajo en el laboratorio de Química es indispensable y de gran utilidad para un mejor conocimiento del curso. Su correcta ejecución es posible solamente si se estudian previamente los aspectos teóricos.

El estudiante debe aprovechar al máximo el tiempo de duración de cada práctica, para lo cual se recomienda:

- a.- Leer anticipadamente en textos y obras de consulta, los fundamentos teóricos de la práctica a realizar.
- b.- Leer la guía de práctica previamente al inicio de cada experiencia, en caso contrario tendrá dificultad para realizar la experiencia y concluirla.
- c.- Trazar un plan de trabajo en el Laboratorio, lo cual redundará en buenos resultados, motivando así la investigación y superación del alumno.

Al terminar cada práctica de Laboratorio, los alumnos deberán preparar un informe sobre la práctica realizada, el cual será estructurado de acuerdo a la indicación del profesor.

- d.- Las preguntas del cuestionario al final de cada experimento, permiten que el estudiante compruebe el grado de su preparación teórica en el tema dado.

Al redactar los informes se deberá tener cuidado de seguir la siguiente secuencia:

- 1.- Carátula.
- 2.- Tabla de contenido.
- 3.- Fundamento teórico.
- 4.- Procedimiento experimental.
- 5.- Cuestionario.
- 6.- Conclusiones.
- 7.- Bibliografía consultada.

El sistema de evaluación es único

- 1- La asistencia a la práctica es obligatoria.
- 2- El alumno será desaprobado automáticamente por inasistencia mayor o igual al 30% de clases dadas.
- 3- Se tomarán tres laboratorios calificados, anulándose un laboratorio calificado con la nota más baja.

- 4- A la semana siguiente de concluida la práctica de laboratorio, el alumno presentará a su profesor un informe grupal.
- 5- Se presentan 9 informes, anulándose el informe con la nota más baja.
- 6- El alumno que falta a una práctica de laboratorio, no podrá presentar el informe de dicha práctica.

Finalmente se recomienda a los estudiantes conocer el Reglamento de Trabajo del Laboratorio y cumplirlo estrictamente.

## **SEGURIDAD EN EL LABORATORIO**

- 1.- El uso del mandil es obligatorio, la mesa de trabajo debe estar limpia, los instrumentos y reactivos en lugares apropiados.
- 2.- No debe tocarse ningún producto químico con las manos descubiertas ni con la ropa.
- 3.- Los experimentos en los que haya liberación de gases tales como: agua de bromo, cianuro de potasio, amoníaco, ácido nítrico, ácido clorhídrico, deben efectuarse debajo de campana extractora.
- 4.- No usar material en malas condiciones, ya sean por los ensambles o por uniones inestables.
- 5.- Los residuos de los reactivos NO deben verterse en los frascos originales. Las sales solubles deben disolverse en agua y verterse en un lavadero. Los materiales insolubles deben ser vaciados en un recipiente señalado para tal fin. Cuando haya duda de cómo desechar un producto químico consultar al profesor.
- 6.- Nunca debe calentar o mezclar reactivos cerca de la cara, ni dirigir el tubo de ensayo hacia persona alguna.
- 7.- No dejar los instrumentos de vidrio (bureta, pipeta, etc.) con soluciones o reactivos residuales; dejarlos limpios.
- 8.- No realizar experimentos sin la autorización del profesor.  
Las experiencias no autorizadas están prohibidas.
- 9.- Cuando se desea conocer el olor de alguna sustancia, no acercar la cara directamente. Abanicar un poco de vapor hacia la nariz moviendo la mano sobre la superficie del reactivo.
- 10.- Hacer uso de una libreta de apuntes donde debe constar los fenómenos observados.
- 11.- Al término de la práctica y antes de retirarse del Laboratorio, verificar:
  - Mesa de trabajo limpia; seca y las llaves de gas cerradas;
  - Devolución del equipo recibido completamente limpio y sano.

**"LA LIMPIEZA, EL ORDEN Y LA RESPONSABILIDAD SON LAS NORMAS QUE DEBEN DE RESPETARSE EN TODO TRABAJO DE LABORATORIO"**

## **NORMAS A SEGUIR EN CASOS DE ACCIDENTES**

- En caso de incendio cerrar toda llave de salida de gas. Hacer uso del extintor o de una toalla húmeda de acuerdo a la magnitud del incendio.  
Si se produce incendio en un vaso o frasco, cubrir la boca de éstos con una toalla húmeda
- **Heridas producidas por cortes o raspaduras:**
  - Lavar la herida con agua oxigenada o en ausencia de ésta en agua hervida fría.
  - Aplicar asepsil rojo o mercurio cromo.
  - Cubrir si es necesario, con gasa; nunca con algodón.
- **Ácido en la ropa:**  
Aplicar de inmediato una solución de amoníaco.
- **Ácido en los ojos:**  
Lavar con agua de caño, luego con una solución de bicarbonato de sodio al 2%. Secar y aplicar gotas de aceite de olivo.
- **Álcali en los ojos:**  
Lavar con bastante agua de caño, luego con una solución saturada de ácido bórico o una solución de ácido acético al 1%. Secar y aplicar gotas de aceite de olivo.
- **Quemaduras:**
  - Enjuague con agua la parte quemada para diluir y eliminar la sustancia química y luego:
  - Si es ácido, lavar con solución saturada de bicarbonato de sodio, volver a lavar con agua, secar y aplicar silverdiazina.
  - Si es álcali, lavar con solución saturada de ácido bórico, luego cubrir ácido bórico en polvo, lavar y secar y aplicar silverdiazina.
  - Si es bromo con solución concentrada de bisulfato de sodio, lavar con agua secar y aplicar vaselina.
  - En caso de quemadura producida por líquido hirviente, debe recubrirse con vaselina u otra pomada adecuada.
  - Si es fenol, lavar con alcohol al 50% o con una solución de agua de bromo al 1%. Secar y aplicar vaselina.
  - Si es quemadura por fuego o por contacto de objetos calientes, aplicar a la parte afectada silverdiazina

**"EN CASOS GRAVES SOLICITAR ATENCION DE UN MEDICO"**

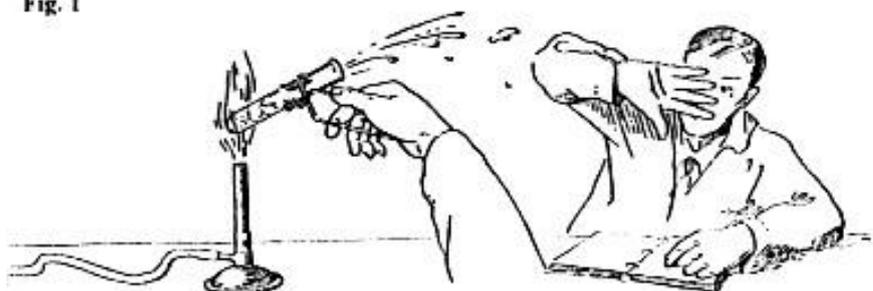
## PRECAUCIONES DE SEGURIDAD DURANTE LA CLASE

El Laboratorio es un lugar de Trabajo serio.

No realizar experimentos sin autorización.

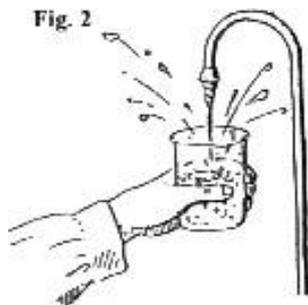
- 1.- En caso de accidente reportar inmediatamente al profesor.
- 2.- Cuidarse de los recipientes de vidrio caliente.
- 3.- No poner un tubo de prueba cerca a sus compañeros o a usted mismo cuando caliente sustancias, porque se puede eyectar el contenido violentamente y es peligroso (Fig. 1 )
- 4.- Cuando diluya ácido sulfúrico, verter el ácido despacio y cuidadosamente sobre el agua, con agitación constante (Fig. 3) nunca añada agua al ácido (Fig.2)
- 5.- Neutralizar el ácido o base derramado así:  
Ácido sobre la ropa : Usar hidróxido de amonio diluido  
Base sobre la ropa : Usar ácido acético diluido y después hidróxido de amonio diluido.

Fig. 1



Nunca colocar un tubo de prueba con líquido hirviendo dirigido a su vecino

Fig. 2



Nunca verter agua sobre un ácido fuerte  
- El calor generado puede salpicar la mezcla o romper el vaso

Fig. 3



SIEMPRE vierta un ácido fuerte lentamente sobre el agua y agitar

Para líquidos corrosivos sobre la piel - use abundante agua

6.- Nunca pruebe un líquido o solución (las sustancias venenosas no siempre son rotuladas en el laboratorio de química).

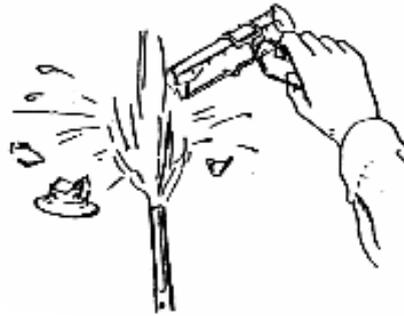
7.- Cuando perciba el olor de cualquier líquido no ponga la cara directamente sobre el recipiente. De lejos con la mano agite y haga llegar el vapor y huela (Fig. 4)

Fig. 4



SIEMPRE: huela una sustancia.  
Abanicar el vapor a una determinada distancia

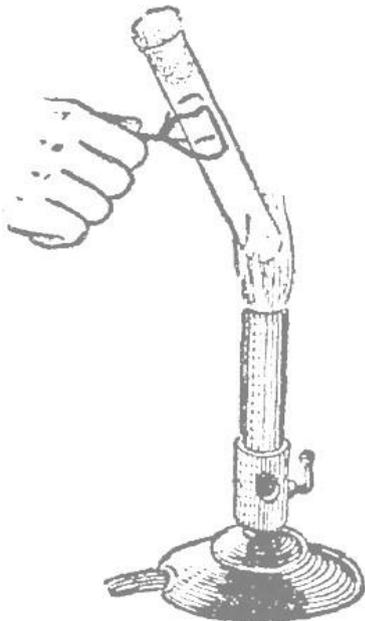
Fig. 5



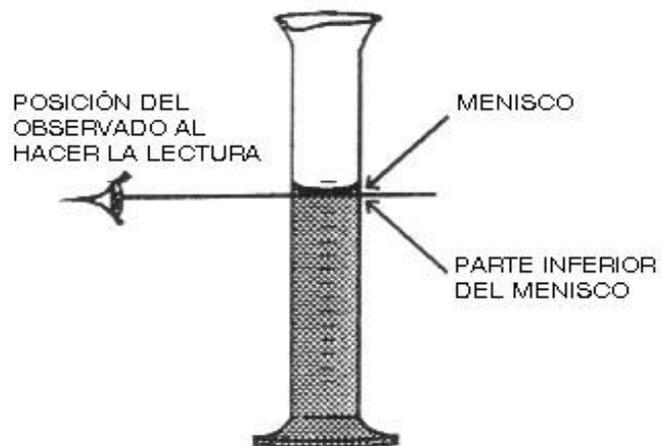
NUNCA: caliente una bureta o frasco graduado

Técnicas correctas para:

Calentar un tubo de ensayo



Medir volúmenes de líquidos



## DESCRIPCIÓN DE MATERIALES DE LABORATORIO

- 1.- **BALON**: recipiente de vidrio hecho especialmente para realizar en él las diversas reacciones químicas.

Los hay de diversos tipos entre los que citaremos: de fondo redondo y plano.

- 2.- **FIOLA**: también llamado "matraz aforado", recipiente de vidrio de cuello muy largo y angosto, en el cual tienen una marca que señala el volumen exacto a una temperatura determinada, que está grabada en el mismo recipiente y generalmente es de 20 °C.

Se emplean en operaciones de análisis químico cuantitativo, para preparar soluciones de definidas.

- 3.- **CÁPSULA**: casquete esférico de diversos materiales, especialmente porcelana, vidrio, lo cual depende del uso que se tenga que dar. Las mas comunes son de porcelana con pico, barnizadas interiormente, aunque hay algunas esmaltadas por dentro y por fuera, lo cual permite una esmerada limpieza.

Puede ir a fuego directo y sirve para concentrar y evaporar a sequedad.

Las cápsulas de vidrio se emplean análogamente a las anteriores, y también pueden servir como cristalizadores: las hay con pico y sin él, y permiten reconocer la formación, clase y color de los cristales procedentes de la disolución. Pueden calentarse sobre el baño-maría, y las de buen vidrio pirex, sobre baño de arena, aire o a fuego directo.

- 4.- **CRISOL**: recipiente de forma cónica, invertida tapa, de diferentes materiales, entre los que citaremos preferentemente: porcelana, platino, níquel, material refractario. Se emplean para calentamientos a elevada temperatura, especialmente en análisis químicos, en los que muchas veces es necesario secar una sustancia, para saber su peso exacto o verificar fusiones contundentes, debiéndose emplear el crisol del material adecuado.

- 5.- **EMBUDO DE FILTRACION**: los hay de distintos ángulos, diámetros y longitud de vástago; pueden ser llanos o estriados: los últimos para filtraciones rápidas. También los hay de vidrio corriente (neutro) o resistente al calor (pirex), para los casos en que tenga que filtrar en caliente. En estos casos si la operación va a

demorar un tiempo apreciable, entonces se hará uso de un embudo metálico, de doble pared para poder llenarlo de agua y que tiene una prolongación en la cual se aplica la llama de un mechero para calentar el agua con que se ha llenado; dentro de este embudo se adapta al embudo de vidrio.

- 7.- **LUNA DE RELOJ:** son discos de vidrio de diferentes diámetros; planos o cóncavos, siendo éstos últimos, los más conocidos y empleados. Se usan para tapar vasos de precipitados y evitar así salpicaduras, cuando se está efectuando calentamiento de algún líquido, para evaporar pequeñas cantidades de líquidas, para hacer ensayos en corta escala, como cristalizaciones y sublimaciones (para este último caso y se colocan dos lunas de reloj, una frente a otra, como si se formara una concha).
- 8.- **PAPEL DE FILTRO:** es celulosa pura, y sometido a procesos especiales según el uso al que se le destine. El papel filtro se emplea cortado en círculos, cuyo diámetro debe escogerse de tal modo que, una vez doblado y colocado en el embudo, el borde superior de este quede más o menos 1 cm. Por encima del papel. Si se trata de filtrar al vacío, el diámetro debe ser tal, que encaje perfectamente dentro del embudo büchner, por ningún motivo debe quedar doblado el papel de filtro.
- 9.- **PICETA:** recipiente que se llena con agua destilada y permiten emplearla fácilmente para lavar precipitados, para pasar estos de papel filtro a un vaso de precipitados o para efectuar lavados que precisen hacerse con agua destilada.
- 10.- **BURETA:** tubos graduados de vidrio alargados, que terminan en una llave para poder controlar el flujo del líquido con que se les llena. Su empleo es en para medir volúmenes con gran exactitud, como son las de análisis volumétrico cuantitativo. Las más comunes tienen graduaciones en 0.1mL.
- 11.- **PIPETA:** tubo de vidrio destinado a medir líquidos con mayor exactitud posible. Podemos considerar; las volumétricas, que se usan para transferir un volumen definido de líquido.

- 12.- **PROBETA**: tubo de vidrio graduado, con pico y con base para poderlos parar. Se emplean para medir volúmenes de líquidos, cuando no se necesita mucha exactitud, y por este motivo las hay de diferentes capacidades.
- 13.- **REJILLA**: es una malla metálica, hecha de alambre de hierro, estaño, las más usadas tienen 15 x 15 cm. Y son de cerámica. Sirve de asiento para los recipientes de vidrio que van a sufrir calentamiento.
- 14.- **SOPORTE**: aparato metálico cuya finalidad es sostener en posiciones fijas el diverso material de laboratorio, como por ejemplo para soporte de la bureta en una titulación
- 15.- **TUBOS DE PRUEBA**: es el material más empleado en los trabajos de laboratorio, y como su nombre lo indica, se emplean para pruebas o ensayos químicos con pequeñas cantidades de reactivos.
- 16.- **VASO DE PRECIPITADO**: vaso de vidrio con pico resistente al fuego, pues se usa para efectuar calentamiento de soluciones o líquidos puros a presión atmosférica. Pero, también encuentran gran uso para efectuar reacciones en la que se forme un precipitado y que tenga que ser lavado; o para recibir el filtrado y /o preparar soluciones. Son comunes dos tipos: de forma baja, tipo Griffin, y de forma alta, tipo Berzelius. Este último tipo es más adecuado para efectuar filtraciones y titulaciones de soluciones.
- 17.- **BAGUETA**: varilla de vidrio, generalmente de 20 cm. de longitud y 7mm. de diámetro, que sirven para agitar, trasvasar líquidos y, a veces, se les aplana, como si fuera una espátula. En esta forma sirve para limpiar un recipiente de todo resto de precipitado, y se llama "policía".
- 18.- **TERMÓMETRO**: instrumento destinados para medir temperaturas con escalas en grados Centígrados o Fahrenheit, que pueden estar impresas en papel o plástico, dentro del tubo termométrico, o grabadas en el vidrio. Los termómetros tienen una gran importancia en el trabajo de laboratorio y el más usual es aquel con graduación de 1°C (lo cual permite apreciar 0.5 °C) y desde -10 °C hasta

200 °C, empleados en experimentos de destilación, determinación de puntos de fusión, leyes de los gases, etc.

- 19.- **FRASCO DE REACTIVO** : existe de diferentes tamaños y con diferentes formas de tapa. Al verter un líquido de un frasco debe tenerse en cuenta el tipo de tapa que tiene éste. Las tapas de cabeza recta deben colocarse hacia arriba sobre la mesa de trabajo, lo mismo que las de corcho, de hule (jebe) y de rosca.
- 20.- **MATRAZ BALÓN**: pueden ser de fondo plano (de fluorescencia) y de fondo redondo con cuello corto. Ambos son empleados para calentar, refluja o destilar a presión atmosférica. Los de fondo plano son útiles para conservar materiales, pero son peligrosos para destilación a presión reducida.
- 21.- **MATRAZ ERLLENMEYER**: matraz cónicos de boca ancha y cuello corto, útiles para calentar y cristalizar sustancias. No conviene usarlos para refluja o destilar. Los tamaños más usuales son de 10, 25, 50, 125 y 250 mL.
- 22.- **BALÓN DE DESTILACIÓN**: son de fondo redondo (generalmente), cuello ancho provisto de un tubo lateral, por donde pasa el destilado, los más usuales son de 50, 135 y 250 mL.
- 23.- **BALÓN DE TRES BOCAS**: son de fondo redondo, provistos de tres cuellos, los dos laterales de igual y menor diámetros que el del centro. Se usan para reacciones en que hay que agitar, añadir reactivos y, simultáneamente, refluja o destilar
- 24.- **MATRAZ KITASATO**: recipiente cónico de paredes gruesas, cuello corto y con un tubo lateral. Se usan para filtraciones a presión reducida. Los tamaños más comunes son 50, 125 y 250 mL.
- 25.- **REFRIGERANTE**.- Pueden ser rectos (Liebig), usados para destilaciones y en ocasiones para refluja. De rosario, útiles para refluja. De serpentín, empleados exclusivamente para destilar grandes volúmenes de líquidos volátiles.

- 26.- **EMBUDO DE SEPARACIÓN:** recipiente globulares, cilíndricos o cónicos, con dos entradas, una que lleva un tapón esmerilado y la otra una llave de paso. Se emplea para separar, líquidos inmiscibles y de diferente densidad.
- 27.- **PICNÓMETRO:** pequeño matraz aforado con tapón de vidrio esmerilado que termina en un capilar. Se emplean para determinar el peso específico de diferentes sustancias, que pueden ser sólidos y líquidos. Generalmente se dispone de 10 mL. de capacidad.
- 28.- **CUENTA GOTAS:** son tubos de vidrio corto y sesgado, donde en uno de los extremos se adapta una perilla con bombilla de goma y en el otro extremo se encuentra estrangulado. Se emplea para la adición de pequeños volúmenes (gotas) de reactivos ó sustancias.
- 29.- **MANÓMETRO:** aparato para medir diferencias de presión entre dos puntos de un sistema. El tipo más simple es el de un tubo en forma de U, cuyos extremos se conectan a dos puntos entre los cuales se mide la diferencia de presión. La sustancia que se utiliza dentro del tubo se denomina líquido neumométrico, que generalmente es mercurio (Hg.), habiendo otros como agua, aceites, etc. Con este aparato se mide las presiones manométricas.
- 30.- **VOLTÍMETRO:** es un aparato que se utiliza para medir la diferencia de potencial o fuerza electromotriz entre dos puntos de un sistema.
- 31.- **AMPERÍMETRO:** es un aparato que mide la intensidad de corriente eléctrica que fluye a través de un conductor.
- 32.- **POTENCIÓMETRO:** es un aparato que mide el pH o el pOH de una sustancia o solución. Posee electrodos que están en contacto con los iones disueltos de una solución, para luego transmitir una F.E.M. y reportar datos que relacionan la concentración expresado indirectamente en pH ó pOH.

- 33.- **CRONÓMETRO**: instrumento que sirven para medir el tiempo en que dan algunos experimentos, reportan datos de segundos, minutos y horas y poseen alarmas para programar un tiempo requerido.
- 34.- **EMBUDO DE BUCHNER**: construido generalmente de porcelana. Los hay de diferentes tamaños y son vástago corto. Poseen agujero en la parte céntrica, en los cuales se coloca un papel de filtro. Se utiliza para las filtraciones al vacío, en la que se adapta un matrás de filtración al vacío y se filtra por succión conectándolo a una trampa de agua o a una tubería de vacío.
- 35.- **PAPEL DE FILTRO**: es papel de celulosa pura, sin carga y sometidos a procesos especiales, según el caso a que se destine, así por ejemplo, los hay con cenizas taradas para efectuar análisis cuantitativos, resistentes a los ácidos, a los álcalis, para filtrar precipitados gelatinosos, grasos, finos, etc. El papel de filtro se emplea cortado en círculo cuyo diámetro debe escogerse de tal modo que, una vez doblado y colocado en el embudo, el borde superior de éste quede mas o menos 1 cm. por encima del papel. Si se trata de filtrar al vacío, el diámetro debe ser tal que encaje perfectamente dentro del embudo Buchner, por ningún motivo debe quedar doblado el papel de filtro
- 36.- **CENTRÍFUGA**: equipo que trabaja a velocidades relativas altas como para poder separar un compuesto de menor densidad y que se ha formado dos capas o más debido a la centrifugación. En el laboratorio generalmente se utiliza la centrifugadora de tubos de prueba, que éstas van alojadas convenientemente dentro del equipo, la velocidad se controla mediante los R.P.M. asignados para cada fin tales como precipitados difíciles de filtrar.
- 37.- **EXTRACTOR**: el más conocido es el equipo de extracción Soxhlet que se utiliza para extraer los compuesto solubles con un solvente adecuado, y así recuperar el compuesto útil de una muestra. En la práctica respectiva, se verá la manera de su uso.
- 38.- **EQUIPO DE DESTILACIÓN**: el equipo en sí consta de un balón, un tubo absorbente (de la humedad del medio ambiente) y un refrigerante o condensador. El condensador construido de vidrio, condensa los vapores que se desprenden

del balón de destilación, ya que en contracorriente por un tubo concéntrico circula agua fría o algún líquido refrigerante. En el caso del condensador Liebig, que consta de un tubo central de (tubo delgado) vidrio y una camiseta concéntrica de mayor diámetro, construido de vidrio transparente, por donde se dirige el líquido condensante. Otros tipos de condensadores son el de serpentín, de bolas, de rosario, de Friedich, etc.

39.- **CUCHARA DE DEFLAGMACIÓN:** son recipientes de forma de cucharas de mango largo, de cobre, aleaciones de hierro. Se emplean para quemar sólidos en el seno de gases y en donde se producen reacciones. Por ejemplo: azufre en oxígeno, antimonio en cloro, etc.

40.- **HORNO ELÉCTRICOS:** funcionan a electricidad, se utilizan para las experimentos donde demandan temperaturas de fundición, o de fusión de alguna sustancia o un compuesto, o realizar cocimiento de algún producto acabado o en el secado o cochura de los objetos cerámicos.

41.- **MUFLA ELÉCTRICA:** es una cámara cerrada, construida de material refractario. En la puerta anterior está situada una puerta con agujero de observación. Funcionan a electricidad para producir calefacción. La temperatura máxima es de 1200 °C, en lo posible posee un termómetro.

42.- **ESTUFA ELÉCTRICA:** se emplean para secar precipitados o sustancias sólidas a temperaturas relativamente bajas, por calefacción eléctrica. Funcionan desde temperatura ambiente hasta 250 °C a 300 °C, tienen un termorregulador, que cumple la función de regular la temperatura del aparato.

43.- **PINZAS:**

- **PARA CRISOL.**- es de material metálico y tiene la forma de una tijera. Sirve para sujetar el crisol y realizar el calentamiento.

- **PARA VASOS DE PRECIPITADO**.- son pinzas destinadas a manipular vasos cuando éstas se encuentran calientes. Tienen la forma de una tijera de estructura metálica.

- **PARA TUBOS DE PRUEBA**.- es de estructura metálica, sirven para el manejo de los tubos de prueba cuando son sometidos a la acción del calor. La variedad más conocida y usada en el laboratorio es la pinza Stoddard.

- **PARA PESAS**.- son instrumentos a manera de tenecillas de estructura metálica. Sirven para coger o sujetar las pesas pequeñas que se usan en una operación de pesada y ser colocados en el centro del platillo de la balanza.

- **DE MOHR**.- llamada también pinza de presión, es de estructura metálica, sirve para controlar el flujo de un fluido que circula a través de un tubo de goma a una bureta. Es menos precisa que la pinza de Hofmann.

- **DE HOFMANN**.- llamada también pinza de tornillo, es de naturaleza metálica. Se utiliza en forma similar a la anterior, con la diferencia que es más precisa en el control de flujo, a razón de poseer un tornillo graduable.

44.- **TRÍPODE**: es de metal, está compuesto de un anillo circular apoyado en tres patas equidistantes. Generalmente se utiliza para colocar sobre él la malla metálica o cerámica en el calentamiento de cualquier objeto.

45.- **GRADILLA PARA TUBO DE PRUEBA**: es de metal o de madera. Es una especie de escalerilla portátil y sencilla. Sirve para portar a los tubos de prueba durante el trabajo. Se dispone de otro tipo, rejilla tejida de alambre, que también facilitan el trabajo de laboratorio.

46.- **TRIÁNGULO DE PORCELANA**: llamado también triángulo de arcilla, está constituido de dos partes, una de metal y el otro de porcelana. La porcelana cubre en forma de tubo concéntrico a un triángulo de metal. Se usa para sostener a los crisoles en el trípode durante el calentamiento o la calcinación.

## DESCRIPCIÓN Y USO DEL MECHERO BUNSEN

La presente experiencia tiene por objeto, que el estudiante, pueda distinguir entre la clase de llama y las zonas que presentan las mismas y además la adecuada manipulación del mechero para su máximo aprovechamiento térmico en las experiencias de laboratorio.

### 1.- **GENERALIDADES.**

El mechero Bunsen, creado por el químico alemán Roberto Bunsen en 1866, es uno de los elementos más útiles que se tiene en el laboratorio químico. Los mecheros sirven para quemar diferente tipos de gases, de acuerdo a su construcción, entre los que se puede mencionar: gas de hulla, gas de gasolina, gas natural, acetileno, propano, etc. Hay diferente tipos de mechero, entre ellos se puede distinguir a aquellos que tienen regulación de gas y los que no lo tienen. Los que se emplean en el laboratorio son simples, pertenecen al segundo tipo y sirven para quemar gas propano.

### 2.- **PARTES DEL MECHERO BUNSEN**

Para comprender como funciona el mechero Bunsen, es necesario conocer primero sus distintas partes que lo constituyen:

**Base** - Que es de fierro fundido, para hacerlo pesado y firme. Tiene un pequeño tubo lateral "a" para la entrada de gas, el cual comunica con un agujero "o" en el centro de la base, agujero que tiene rosca interna para que se fije la boquilla.

**Boquilla** .- Que es de bronce fundido, pequeña, con rosca externa para fijarle al agujero "o". El, orificio de salida de la boquilla es de un diámetro muy pequeño, que puede variar de acuerdo al tipo de gas usado. Por ejemplo, para gas propano este debe ser de 1/6 " de diámetro. Cuando el gas sale por dicho orificio aumenta considerablemente su velocidad, creando así un vacío suficiente para absorber aire del exterior.

**Tubo o Vástago** .- Que es un tubo de hierro de mas o menos 10 cm. de largo con rosca interna en uno de sus extremos para fijarlo a la boquilla. En este extremo tiene

dos o mas aberturas, diametralmente opuestas, por las cuales penetra el aire necesario para la combustión

**Anillo Regulador** - Que es un anillo de bronce de pequeña altura, unos 2 cm. que gira sobre la parte inferior del vástago. Este anillo tiene el mismo número de aberturas que el tubo, y el mismo tamaño, de modo que girándolo convenientemente se puede cerrar o abrir completamente la entrada de aire. De esta manera se gradúa la llama del mechero Bunsen: menos aire menos caliente la llama; mas aire, llama más efectiva.

**Llave de regulación del gas.** - permite la entrada de gas al mechero desde la tubería de suministro de gas

### 3.- **FUNCIONAMIENTO DEL MECHERO** (Experimento demostrado por el profesor)

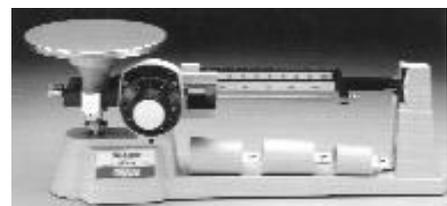
- Unir la boquilla del mechero con una manguera a la llave del suministro de gas.
- Mover el anillo regulador de tal manera que tape la entrada de aire
- Abrir la llave de suministro de gas ubicada en la mesa .
- Encender un fósforo y colocarlo por encima y a un costado de la boca del mechero y simultáneamente abrir la llave de regulación del gas ( en sentido contrario a las agujas del reloj . Observar la naturaleza de la llama producida
- La llama producida es no luminosa (combustión in completa), mover el anillo regulador permitiendo la entrada de oxígeno , para obtener una llama azulada de combustión completa que es la que se debe utilizar



Balanza analítica



Balanza digital



Balanza mecánica

# MEZCLA Y COMBINACIÓN

## 1. OBJETIVOS:

- Establecer las diferencias entre mezcla y combinación
- Separar mezclas utilizando métodos físicos.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Para manipular el vaso de precipitación caliente use pinza de vaso y evite cambios bruscos de temperatura.
- Los residuos de azufre y limaduras de hierro verter en un frasco de reciclaje.

## 3. FUNDAMENTOS TEÓRICOS:

Todo cambio o alteración surgida en la naturaleza se denomina *fenómeno*.

### a. Mezcla

Dos o más sustancias se unen en proporciones variables, sin cambios energéticos, los componentes conservan sus propiedades y se pueden separar por métodos físicos.

### b. Combinación

Dos o más sustancias se unen en proporciones fijas, presentan cambios energéticos, los componentes originales no conservan sus propiedades, aparecen nuevas sustancias y no se pueden separar por medios físicos

## 2. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### 4.1.- Reactivos y materiales

**Profesor:** espátula, mortero y pilón

Limadura de hierro, azufre, NaCl (s), arena

**Mesa:** imán, embudo de vidrio, papel de filtro, 2 vasos de precipitado de 150 y 250 mL, bagueta, piceta, pinza para vaso, 2 tubos de ensayo, gradilla

Cloruro de estroncio 0.1M, ácido sulfúrico 0.1M, cloruro de sodio 0,1 M, nitrato de plata (AgNO<sub>3</sub>) 1 %

### 4.2 .EXPERIMENTOS

#### A. Mezcla y separación de mezclas

1. Sobre una hoja de papel mezclar 0,5 g de azufre y 0,5 g de limaduras de hierro. Se obtiene un agregado heterogéneo de color pardo amarillento. Separar en dos partes iguales:

- A la primera mitad de la mezcla acercar un imán.

*Observar e interpretar la separación magnética.*

- Colocar la segunda mitad de la mezcla en un tubo de ensayo y añadir 5 mL de agua destilada, agitar y decantar.

*Observar e interpretar la separación de mezclas por agitación y decantación*

2. En un mortero preparar una mezcla con: 0,5 g de cloruro de sodio, 0,5 g de arena y 0,5 g de limaduras de hierro, echar sobre una hoja de papel y acercar el imán.

*Observar e interpretar la separación magnética.*

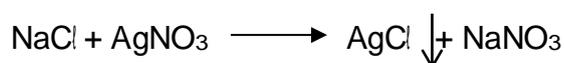
Colocar la mezcla sobrante de la operación anterior, en un vaso de precipitado de 150 mL agregue 10mL de agua destilada, agitar, filtrar, recibiendo la solución filtrada en otro vaso de precipitado de 250 mL, someter al calor hasta que se evapore toda el agua, quedando al final un residuo sólido de color blanco (NaCl).

*Observar e interpretar la separación de mezclas por disolución, filtración y evaporación.*

## **B. Combinación**

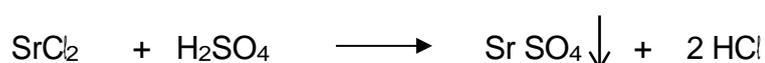
1. En un tubo de ensayo colocar 10 gotas de solución de cloruro de sodio 0,1M (NaCl) y agregar 5 gotas de nitrato de plata al 1 % (AgNO<sub>3</sub>)

*Observar, interpretar e identificar la sustancia nueva .*



2. En un tubo de ensayo colocar 10 gotas de cloruro de estroncio (SrCl<sub>2</sub>) 0,1M y 10 gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,1 M.

*Observar, interpretar e identificar la sustancia nueva*



# ESTUDIO DE LA LLAMA

## 1. OBJETIVOS

- a) Identificar las clases y zonas de la llama.
- b) Observar e identificar los espectros en la región visible de diferentes sustancias químicas.
- c) Calcular la energía cuántica emitida.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Use las muestras sólidas en pequeñas cantidades.
- Producir llama luminosa solo para fines de estudio, no calentar tubos de ensayo con este tipo de llama.
- El residuo del HCl 3M verter en un frasco de reciclaje.

## 2. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

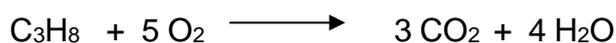
**3.1 LA LLAMA.-** Es la combustión de un gas o vapor a elevada temperatura, cuyo volumen será el espacio ocupado por estos reactantes durante la reacción. Origina una fuente de calor.  
Se tiene dos clases de llamas:

a) **LLAMA NO LUMINOSA**: Se produce por la reacción completa de un hidrocarburo, por ejemplo el propano con el oxígeno del aire, resultando como productos de la combustión: dióxido de carbono y agua. Esto sucede cuando en el mechero de Bunsen la válvula de entrada de aire está abierta por completo. En este tipo de llama se observan tres zonas:

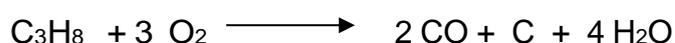
**ZONA FRIA (ADB).**- Está formada por gas no quemado y tiene menor temperatura.

**CONO INTERNO (EDF).**- Es la zona brillante donde se quema el propano y en donde existe una cantidad de carbono incandescente debido a la combustión incompleta. Este carbono actúa como reductor, por eso se le conoce como zona reductora.

**CONO EXTERNO (ACBDA).**- Es la zona donde se produce la combustión completa del gas, es la más caliente. El oxígeno presente en exceso actúa como oxidante, es por eso que se le conoce como zona oxidante.

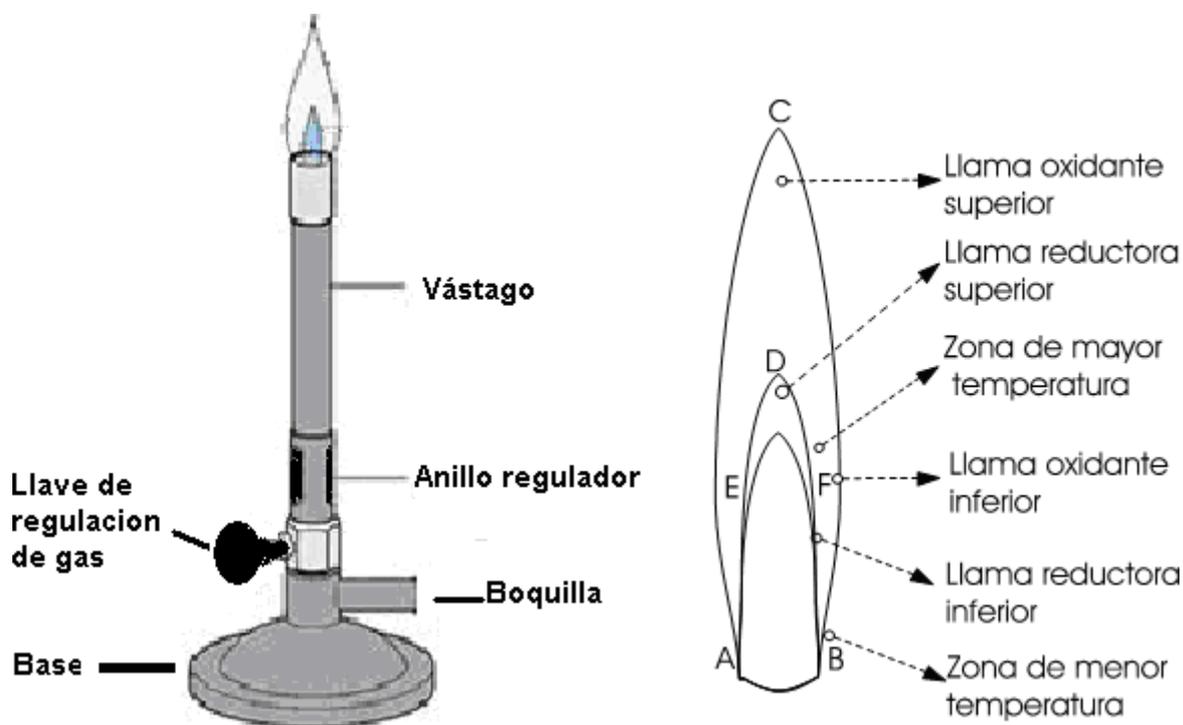


b) **LLAMA LUMINOSA.**- Se produce por la combustión incompleta de un hidrocarburo, por ejemplo propano con el oxígeno del aire resultando como productos de la combustión: monóxido de carbono, carbono y agua. Esto sucede cuando la válvula de entrada de aire, que se encuentra en la parte inferior del mechero de Bunsen, está cerrada. Emite luz porque contiene partículas de carbono sólido que se vuelven incandescentes por el calor.



Como la llama es una fuente de energía, permite realizar comprobaciones sobre la emisión de un cuanto de energía. Este cuanto de energía posee una frecuencia característica propia de la sustancia que se somete a la acción térmica de la llama. La energía emitida permite observar un espectro de emisión.

Los compuestos de ciertos metales se volatilizan en la llama no luminosa y le otorgan colores característicos. Para ensayar sustancias *volátiles*, por ejemplo



los cloruros, se emplea la temperatura más baja externa.

### 3. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

#### 3.1 MATERIALES Y REACTIVOS

**Profesor:** alfiler, fósforo, vaso de 100 mL

HCl 3 M, muestras sólidas de LiCl ; CaCl<sub>2</sub> ; SrCl<sub>2</sub> ; BaCl<sub>2</sub> ; KCl, NaCl, CuSO<sub>4</sub>

**Mesa :** alambre de platino o nicromio, tubo de vidrio, porcelana, piceta con agua, 2 tubos de ensayo ,gradilla

#### 3.2 EXPERIMENTOS

##### 3.2.1 Estudio de la Llama

###### a.- Identificar las clases de llama

a<sub>1</sub>) Con una pinza coger un pedazo de porcelana y colocarlo a la llama luminosa. ¿Que observa, interpretar su observación?

a<sub>2</sub>) Posteriormente el mismo trozo de porcelana colocarlo al mechero en llama no luminosa

¿Que observa, interpretar su observación?

###### b.- Identificar las zonas de la llama

b<sub>1</sub>) Introducir en la llama no luminosa un pequeño tubo de vidrio como indica la figura # 1 y encender el gas que sale por la parte superior del tubo, levantar lentamente el tubo y cuando cese la combustión en su parte superior, marcar la posición.

b<sub>2</sub>) Apagar el mechero, atravesar el palito de fósforo con un alfiler a unos mm por debajo de su cabeza, colocar el palito de fósforo dentro y en la parte central del tubo de combustión de modo que el alfiler lo sostenga quedando la cabeza del fósforo como en la figura #2. Abrir la llave y encender el gas. ¿Se enciende el fósforo?. Levantar con la pinza el alfiler, trasladar el fósforo al cono superior de la llama. ¿Qué ocurre?.

b<sub>3</sub>) La temperatura de la llama no luminosa se puede determinar de la siguiente manera:

Dibujar el esquema de la llama del mechero. Introducir en las diferentes zonas de la llama el alambre de nicromio, como se observa en la figura # 3.

El alambre adquiere diversos colores a distintas temperaturas como se

indica a continuación:

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

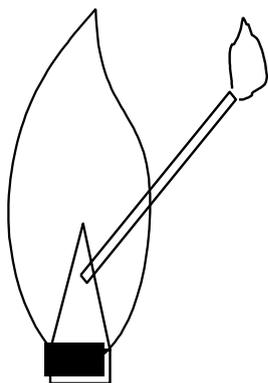


Fig.1

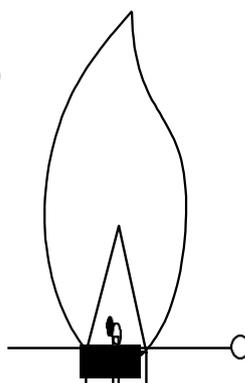


Fig. 2

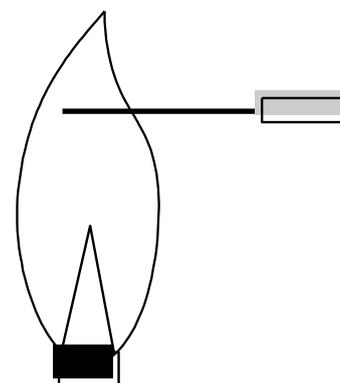


Fig. 3

### **3.2.2 Coloración de la Llama**

- \* Emplear un alambre delgado de Pt (o nicromio) de unos 5 cm de largo .
- \* Limpiar bien el alambre sumergiéndolo en un tubo de ensayo que contiene ácido clorhídrico 3 M.
- \* El alambre se lleva primero a la zona más caliente de la llama no luminosa, luego a la base de la llama. El alambre está limpio cuando no imparte color a la llama.
- \* Sumergir la punta del alambre en agua destilada y tomar pequeñas cantidades de muestra depositada en la luna de reloj.
- \* Llevar la muestra tomada a la base de la llama y observar la coloración que le transmite a la llama. Anotar.
- \* Repetir todos los pasos para muestras diferentes

## TABLA PERIODICA

### 1.- OBJETIVOS

Estudiar las propiedades periódicas de los elementos y observar algunas propiedades físicas.

### 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Por seguridad de los estudiantes, el experimento de los metales alcalinos lo realizará el profesor.
- Para evitar quemaduras, los tubos de ensayo calentados deben ser manipularlos con la pinza respectiva.
- El residuo del hidróxido de magnesio verter en un frasco de reciclaje.

### 3.- FUNDAMENTOS TEÓRICOS

De acuerdo a la actual **Ley Periódica**, donde se enuncia: “**Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos**”; ha permitido la clasificación de ellos, de tal manera que se puede estudiar en forma organizada y sistemática.

En la **Tabla Periódica** los elementos están organizados en **columnas verticales, constituyendo los grupos y en filas horizontales constituyendo los períodos.**

Para los grupos A (elementos representativos; bloque s y p) el número del grupo es igual al número de electrones externos de los elementos del grupo respectivo.

Para los elementos del grupo IB (elementos de transición; bloque d, elementos de transición interna; bloque f) no hay relación con el número de electrones externos.

Dada la importancia de ésta clasificación en base a ella se puede estudiar las principales propiedades periódicas, tales como:

- a.- Radio atómico.
- b.- Energía de ionización.
- c.- Electroafinidad.
- d.- Electronegatividad.

### 4.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

#### 4.1.- Materiales y reactivos

**Profesor:** espátula, pinza tijera, una mayólica, 3 vasos de 150 mL

3 lunas de reloj.

Li, Na, K metálico, cinta de magnesio, viruta de Mg, CS<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O

**Mesa:** . 5 tubos de ensayo, gradilla, 1 pinza para tubo, , piceta con agua

- Soluciones 0,1 M de: NaF, NaCl, KBr, KI, MgCl<sub>2</sub>, CaCl<sub>2</sub>, SrCl<sub>2</sub>,
- AgNO<sub>3</sub> 1 % , H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 2 M ,
- NH<sub>4</sub>OH 6M , etanol, fenolftaleína.

## 4.2 Experimentos

### 1.- GRUPO IA: FAMILIA DE LOS METALES ALCALINOS

- Retirar con una pinza un pedazo pequeño de Li del frasco que lo contiene.
- Colocarlo sobre una mayólica y hacerle un corte al mismo.
- Dejarlo caer en un vaso que contenga 50 mL de agua.
- Al término de la reacción agregar 2 gotas de fenolftaleína y observar.
- Repetir la experiencia con Na y K.
- Ordenar los metales en orden creciente a su reactividad frente al H<sub>2</sub>O.



### 2.- GRUPO IIA : FAMILIA DE LOS METALES ALCALINOTÉRREO

- Observar la cinta de magnesio y anotar las características, cogerla con una pinza y someterla al calor.



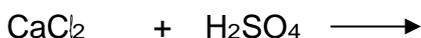
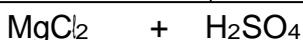
- Colocar una pequeña cantidad de magnesio (virutas) en un tubo de ensayo y hervir con 2mL de agua destilada. (40 gotas)
- Dejar enfriar y adicionar unas gotas de fenolftaleína y observar.



**FORMACIÓN DE SULFATOS:**

Armar la serie:

TUBO 1	TUBO 2 →	TUBO 3
10 gotas de MgCl <sub>2</sub> (sol)	10 gotas CaCl <sub>2</sub> (sol)	10 gotas de SrCl <sub>2</sub> (sol.)
10 gotas de H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10 gotas de H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10 gotas de H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>



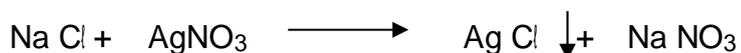
Solubilidad de los sulfatos frente al etanol.

- Adicionar luego 20 gotas de etanol en los tubos en donde no se formó precipitado y ordene crecientemente a su solubilidad.

### 3.- GRUPO VII A : FAMILIA DE LOS HALÓGENOS

#### FORMACION DE LOS HALUROS DE PLATA:

- Colocar en cada tubo 10 gotas de solución 0,1 M de NaF, NaCl , KBr y KI respectivamente.
- Agregar 5 gotas de solución de AgNO<sub>3</sub> 1 %. Observe, anote las características de los haluros de plata formados



Solubilidad de los haluros frente al amoniaco.

- Agregar a cada tubo 10 gotas de NH<sub>4</sub>OH 6M.
- Observe la solubilidad de los haluros formados y ordene en forma creciente.

#### DESPLAZAMIENTO DE HALÓGENOS:

- Agregar en 2 tubos de ensayo 10 gotas de soluciones de KBr y KI respectivamente.
- Añadir 20 gotas de agua de cloro y 5 gotas de CS<sub>2</sub> a cada tubo, agitar fuertemente. Anote lo observado.



# ENLACE QUÍMICO

## 1.- OBJETIVOS:

- Determinar el tipo de enlace de algunas sustancias por medio de la conductividad eléctrica de sus respectivas soluciones.
- Relacionar la solubilidad y la polaridad de una sustancia con respecto a un solvente determinado.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

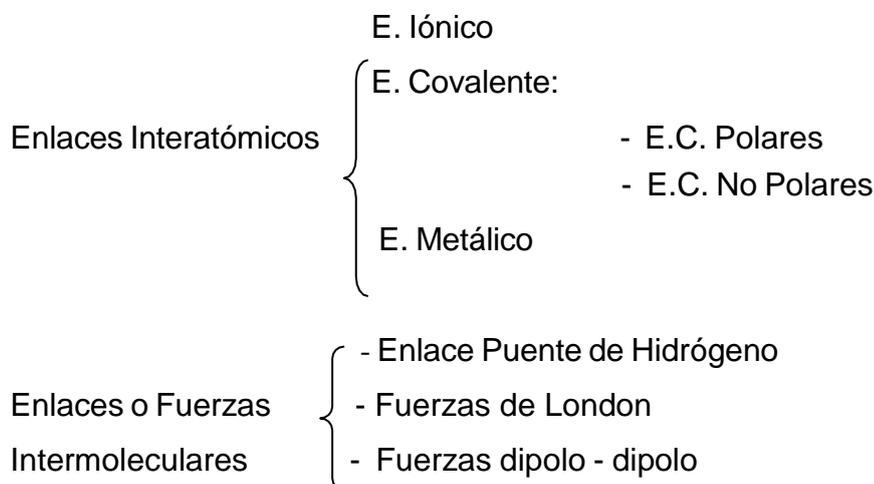
- Para evitar la contaminación de las soluciones, antes de cada prueba, limpiar con papel toalla los electrodos del conductímetro.
- No cruzar los electrodos del conductímetro, porque produce cortocircuito.

## 3.- PRINCIPIOS TEÓRICOS:

Los enlaces químicos son la fuerza de atracción que mantienen unidos entre sí a los átomos o iones para formar moléculas o cristales.

Los tipos de enlaces presentes en las sustancias son responsables en gran medida de las propiedades físicas y químicas de las mismas.

Los enlaces químicos se clasifican en dos grupos:



### **Enlace Iónico.-**

El enlace iónico se debe a interacciones electrostáticas entre los iones que pueden formarse por la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Ejm NaCl

### **Enlace Covalente.-**

El enlace covalente se debe a la compartición de uno o más pares de electrones entre dos átomos. Ejemplo: Sacarosa.

### **Enlace Metálico.-**

El enlace metálico consiste en iones metálicos con carga positiva en una red tridimensional en la que los electrones de valencia débilmente sujetos se mueven con libertad a través del metal. Los metales cuyos electrones están sujetos con menor fuerza son los mejores conductores de la electricidad. Ejemplo: cobre.

### **Conductividad. Solubilidad.-**

La solubilidad de sustancias y la naturaleza del solvente nos dará indicios del tipo de enlace presente en el soluto y la conductividad de la solución resultante.

Por ejemplo; si una pequeña cantidad del material sólido se disuelve en agua (solvente polar), se puede decir que la naturaleza del enlace en el soluto es polar; cuando la solución es sometida a la prueba de conductividad se puede presentar los siguientes casos:

- 1.- La alta intensidad del foco encendido: La sustancia será iónica y habrá conducción de la corriente eléctrica.
- 2.- La baja intensidad del foco: La sustancia presentara enlace covalentes polares y la conductividad eléctrica será en menor grado.
- 3.- No encendido del foco: Sustancia con enlace covalente a polar, la solución será no conductora de la corriente eléctrica.

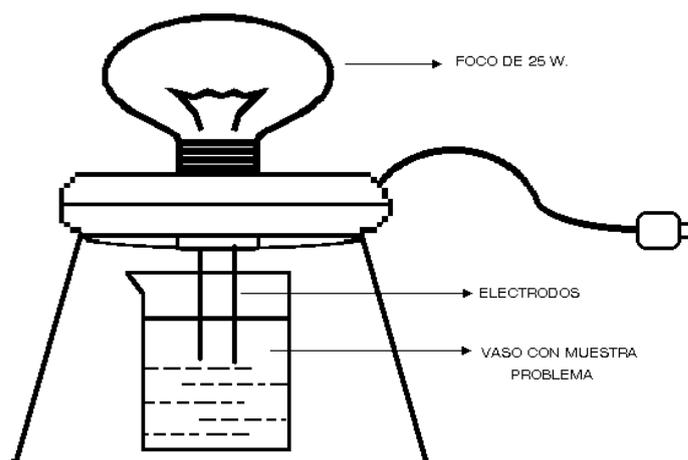
## **4.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:**

### **4.1 MATERIALES Y REACTIVO**

**Profesor:** espátula

NaCl ( s ) , sacarosa (s), aceite, vinagre ( solución de ácido acético), grafito, etanol, CuSO<sub>4</sub> ( s ) ,lámina de cobre, HCl 0,1 M

**Mesa:** vaso de precipitado de 150 mL , equipo de conductividad ( ver figura), pinza de madera, 5 tubos , gradilla, piceta con agua



## Experimento

### 1. Pruebas de solubilidad.

- Preparar una serie de 5 tubos de ensayo, conteniendo 1 mL de agua destilada.
- Agregar a cada tubo 2 cristales de muestra solida ( $\text{NaCl}$ ), azúcar,  $\text{CuSO}_4$ ) o 1 mL aproximadamente de muestra liquida (alcohol, aceite).

Observe la solubilidad en cada caso.

### 2. Pruebas de conductividad.

- Introducir los electrodos del equipo de conducción en un vaso de 100mL conteniendo la muestra líquida (20mL) proporcionada por el profesor.
- Cuando la muestra es sólida ( $\text{Cu}$ , grafito) con la ayuda de una pinza aislante conecte directamente la muestra a los electrodos cerrando el circuito.

¿Anote las observaciones en cada caso?

Anote sus conclusiones de cada experiencia en el siguiente cuadro.

<b>MUESTRAS</b>	<b>SOLVENTE</b>	<b>SOLUBILIDAD</b>	<b>CONDUCTIVIDAD</b>	<b>TIPO DE ENLACE</b>
H <sub>2</sub> O potable	-----			
H <sub>2</sub> O destilada	-----			
NaCl ( s )				
Sacarosa ( s )				
Aceite				
Alcohol				
CuSO <sub>4</sub> (s)				
HCl (ac )				
Vinagre				
C (s, grafito)	-----			
Cu (s)	-----			

# DETERMINACION DE LA FÓRMULA DE UNA SAL HIDRATADA

## 1.- OBJETIVO

- Determinar el número de moléculas de agua de cristalización y con ello, deducir su fórmula respectiva.
- Verificar la ley de las proporciones definidas.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Para evitar quemaduras, use pinza al manipular el crisol calentado.
- Evite los cambios bruscos de temperatura del crisol.
- El residuo del sulfato de cobre anhidro verter en un frasco de reciclaje.

## 3.- PRINCIPIOS TEÓRICOS

Por lo general, las sales y algunas sustancias al cristalizar incluyen una o varias moléculas de agua dentro de la red cristalina, la que se conoce como agua de cristalización, y al producto final como HIDRATO (sal hidratada)

Ejemplo:  $\text{Cu SO}_{4(ac)} + 5 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Un compuesto dado a menudo forma más de un hidrato, por ejemplo, la hidratación del sulfato de sodio puede dar  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (decahidratado) ó  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (monohidratado).

En las fórmulas de hidratos o sales hidratadas, la presencia de moléculas de agua está indicada convencionalmente por un punto que separa al compuesto y al número de moléculas de agua.

El agua de hidratación se elimina por calentamiento, quedando el compuesto anhidro, él mismo que si permanece en una atmósfera húmeda, al enfriarse, absorbe nuevamente agua del medio ambiente.

## 4.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

### 4.1 Materiales y reactivos:

**Profesor** : espátula, balanza.

**Reactivo**: Sulfato de cobre hidratado

**Mesa**: crisol seco , pinzas para crisol , bagueta

## 4.2 Experimento

- 1.- Pesar el crisol limpio y seco.
- 2.- Agregar aproximadamente 1 g de cristales de la sal hidratada, y volvera pesar (por diferencia encontrará el peso de la muestra).
- 3.- Llevar el crisol a la llama y calentar suavemente, hasta desaparición del color azul (mover con la bagueta, teniendo cuidado de no retirar muestra).
- 4.- Esperar a que enfríe el crisol.
- 5.- Finalmente pesar el crisol; la diferencia entre pesadas nos dará el contenido de agua.

*NOTA: Antes de cada pesado, calibrar la balanza.*

## 4.3 CÁLCULOS

- 1.- Masa del crisol seco y limpio..... g.
- 2.- Masa del crisol más la sal hidratada ..... g.
- 3.- Masa del crisol más la sal anhidra ..... g.
- 4.- Masa del agua..... g.
- 5.- Masa de la sal anhidra ..... g.
- 6.- Moles del agua..... moles.
- 7.- Moles del  $\text{CuSO}_4$ :..... moles.
- 8.- X (moles de agua) en la fórmula de la sal hidratada...

El valor de " X "se aproxima al entero más próximo:



# ESTEQUIOMETRÍA: RELACIÓN PESO-PESO

## 1 OBJETIVOS

- Verificar la relación de peso – peso, de las sustancias que participan en una reacción química haciendo uso de los cálculos estequiométricos.
- Verificar la Ley de la conservación de la materia.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Para evitar quemaduras, use pinza de tubos de ensayo y evite cambios bruscos de temperatura.
- El residuo del  $KCl$  verter en un frasco de reciclaje.

## 3 FUNDAMENTOS TEORICOS

### 3.1. DEFINICIÓN

Se denomina "**ESTEQUIOMETRÍA**" al conjunto de cálculos aplicados a las fórmulas y ecuaciones químicas balanceadas.

### 3.2. CONCEPTOS Y LEYES

La Estequiometría estudia las leyes de las combinaciones y se ocupa del cálculo de la cantidad de cada sustancia que interviene en una reacción. Para el cálculo de esas cantidades es preciso balancear la ecuación química y después establecer las correspondientes relaciones.

Se llamas "cantidades estequiométricas" a las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química.

### 3.3. LAS LEYES DE COMBINACIÓN QUÍMICA

Son cuatro leyes ponderales: ley de la conservación de la materia, ley de las proporciones definidas, ley de proporciones múltiples, ley de las proporciones recíprocas. También se conoce una Ley volumétrica que relaciona volúmenes de combinación entre gases.

#### 2.3.1 Ley De La Conservación de la Materia

La suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción.

### 3.4 La relación que existe entre los pesos de las sustancias reaccionantes y de



#### 4.1 Materiales y reactivos

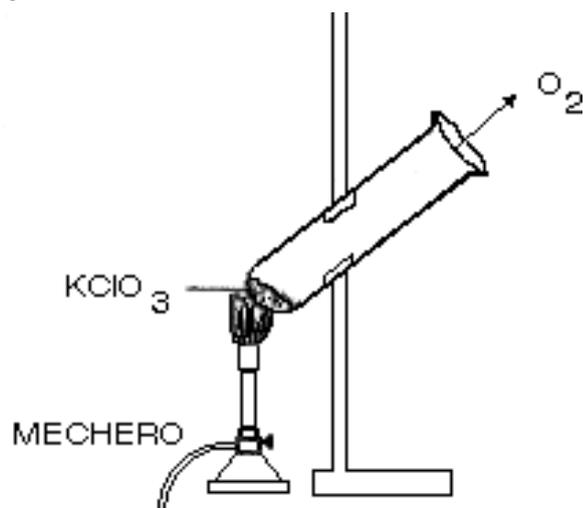
**Profesor:**, balanza de precisión o analítica, 2 espátulas

- Clorato de Potasio,  $\text{KClO}_3$
- Muestra: Mezcla de  $\text{KClO}_3$  (Clorato de potasio) y  $\text{KCl}$  (Cloruro de potasio)

**Mesa** : 2 tubos de ensayo limpio y secos, gradilla, pinza de tres dedos

#### 4.2 Procedimiento.

##### Ensayo N°1



**Muestra:**  $\text{KClO}_3$  puro.

- Pesar un tubo de ensayo seco
- A este tubo agregue aproximadamente 1,0 g de clorato de potasio y vuelva a pesar con la misma aproximación.
- Ajuste el tubo al soporte de metal, tal como lo muestra el esquema. Entre el extremo inferior del tubo y la boca del mechero debe haber una distancia aproximada de 6 cm.
- Comience a calentar suavemente el tubo de ensayo; esto significa pasar el mechero lentamente debajo del tubo varias veces hasta que el tubo se caliente un poco; después el calentamiento es continuo.
- El clorato de potasio se funde y libera burbujas de oxígeno. El tubo se calienta hasta que se haya terminado la producción de este gas.
- Luego, el mechero se retira y se deja enfriar el tubo.
- Pese el tubo frío con la misma aproximación y anote resultados.

**OBSERVACION:** La diferencia del peso del tubo antes y después de calentar, es igual al peso del oxígeno liberado.

## Ensayo N°2

Muestra: Mezcla de  $\text{KClO}_3$  y  $\text{KCl}$ . Siga el mismo procedimiento de la parte "1", usando alrededor de 1 g de la mezcla.

### 4.3 RESULTADOS DE ENSAYO 1

1. Peso del tubo solo : .....
2. Peso del tubo más  $\text{KClO}_3$  : .....
3. Peso del tubo más residuo : .....
4. Peso del  $\text{KClO}_3$  : .....
5. Peso del oxígeno liberado : .....
6. Peso del residuo ( $\text{KCl}$ ) : .....
7. Moles del oxígeno liberado : .....
8. Moles del  $\text{KClO}_3$  : .....
9. Moles de  $\text{KCl}$  formado : .....

### 4.4 RESULTADOS DE ENSAYO 2

1. Peso del tubo vacío : .....
2. Peso del tubo más mezcla : .....
3. Peso del tubo más residuo : .....
4. Peso de mezcla : .....
5. Peso de oxígeno liberado : .....

(calculo estequiométrico con el peso de  $\text{O}_2$  liberado)

6. Peso de  $\text{KClO}_3$  en la mezcla : .....
7. Peso de  $\text{KCl}$  en la mezcla : .....
8. % de  $\text{KClO}_3$  en la mezcla : .....
9. % de  $\text{KCl}$  en la mezcla : .....

# LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

## 1.-OBJETIVOS

Comprobar el comportamiento de los gases de acuerdo a la ley de Boyle y Mariotte.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Para evitar rotura de material de vidrio. Como bureta y pera de bromo use las pinzas adecuadas.

## 2.-FUNDAMENTO TEÓRICO

**2.1. Ley de Boyle Mariotte.-** A temperatura constante el volumen de una determinada masa gaseosa es inversamente proporcional a la presión.

Matemáticamente la relación se expresa:

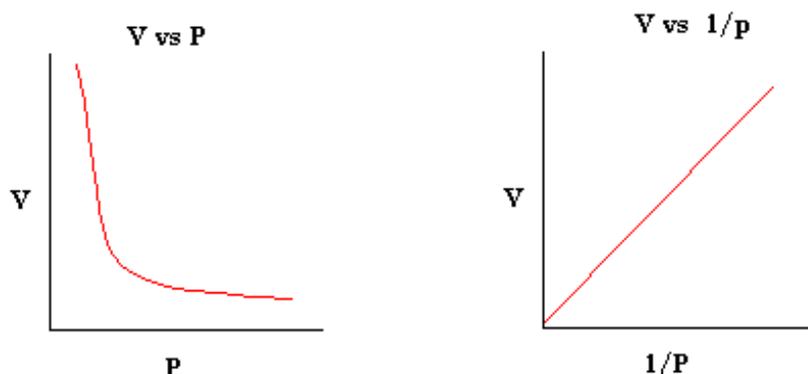
$$\boxed{V = K / P} \quad \text{ó} \quad \boxed{P V = K}$$

Donde  $V$  = volumen  
 $P$  = presión  
 $K$  = constante, depende de la temperatura y la cantidad de gas

Para una muestra de gas sometida a diferentes condiciones de presión y volumen la ley de Boyle se puede escribir como:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Representación Gráfica de la ley de Boyle



## 2.2 Medida de la presión

Para medir la presión de un gas se hace uso del manómetro ( tubo en forma de U), para trabajar en el laboratorio este instrumento se va armar con

una bureta invertida , y una pera de decantación unidas por un trozo de manguera flexible ( fig. 1).

Para medir la presión se procede de la siguiente manera:

- a.- Por la pera de decantación se introduce agua y se deja abierta la parte superior, expuesta a la presión atmosférica.
- b.- La bureta va a contener como gas al aire, al cual se le va a determinar la presión y el volumen.
- c.- Cuando el nivel del agua en la pera está más arriba que el nivel del agua en la bureta, la presión del gas es mayor que la presión atmosférica (fig. 3). Entonces la presión del gas es igual a la presión atmosférica más la diferencia de altura entre los niveles de agua. **(Tener en cuenta que, como se está trabajando con un manómetro de agua, la diferencia de alturas, mide directamente la presión en cm.H<sub>2</sub>O).**

$$P(\text{gas}) = P \text{ atmosférica.} + h \text{ (diferencia de altura entre los niveles de agua en cm H}_2\text{O)}$$

### 3.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

#### 3.1- Materiales y reactivo

**Mesa :** bureta, pera de decantación, un vaso de precipitado de 150mL conexiones de goma, dos reglas, pinza tipo mariposa, pinza de tres dedos, soporte, probeta de 10 mL

#### 3.2- Experimento

- a.- Medir el volumen muerto (  $V_m$ ) de la bureta , ( corresponde a la parte inferior no graduada de la bureta ,( ver fig. N° 1), para esto agregar agua potable a la bureta, sólo a la zona no graduada y luego trasvasar el agua a una probeta. Anotar el volumen muerto ( $V_m$ ).
- b.- Armar el equipo según la figura N° 1.
- c.- Abrir la llave de la bureta y la pera, con un vaso de 150 mL, agregar agua potable a la pera, hasta que llegue al nivel 10 en la bureta.
- d.- Asegúrese que en las conexiones no existan burbujas de aire y no haya escape de aire en el sistema.
- e.- Colocar la pera de tal manera que se nivele el agua de la pera y de la bureta, este nivel debe ser 10 en la bureta,

f.- Cierre la llave de la bureta y no la vuelva abrir hasta terminar la experiencia.

g.- Determine el volumen inicial ( $V_0$ ) del gas. ( figura 2 )

$$V_0 = \text{Volumen de la bureta} - 10 + V_m$$

h.- Elevar la pera , de tal manera que el nivel del agua en la bureta esté por encima de 10. Anotar

$$\Delta V_1 = \text{Variación del volumen del gas}$$

$$h_1 = \text{Diferencia de altura entre los niveles de agua en cm. H}_2\text{O, convertir a mmHg}$$

$$\text{Datos: } 100 \text{ cm.H}_2\text{O} = 73,5 \text{ mmHg}$$

CÁLCULOS

$$V_1 = V_0 - \Delta V_1$$

$$P_1 = P (\text{atmosférica}) + h_1 (\text{ mmHg})$$

j.- Volver a elevar la pera un poco más anotar y hacer los cálculos

$$\begin{aligned} \Delta V_2 &= \\ h_2 &= \text{ mmHg} \end{aligned}$$

k.- Bajar la pera , de tal manera que el nivel del agua en la bureta esté por debajo de 10 ( fig 4). Anotar

$$\begin{aligned} \Delta V_3 &= \\ h_3 &= \text{ mmHg} \end{aligned}$$

CÁLCULOS

$$V_3 = V_0 + \Delta V_3$$

$$P_3 = P (\text{atmosférica}) - h_3 (\text{ mm.Hg})$$

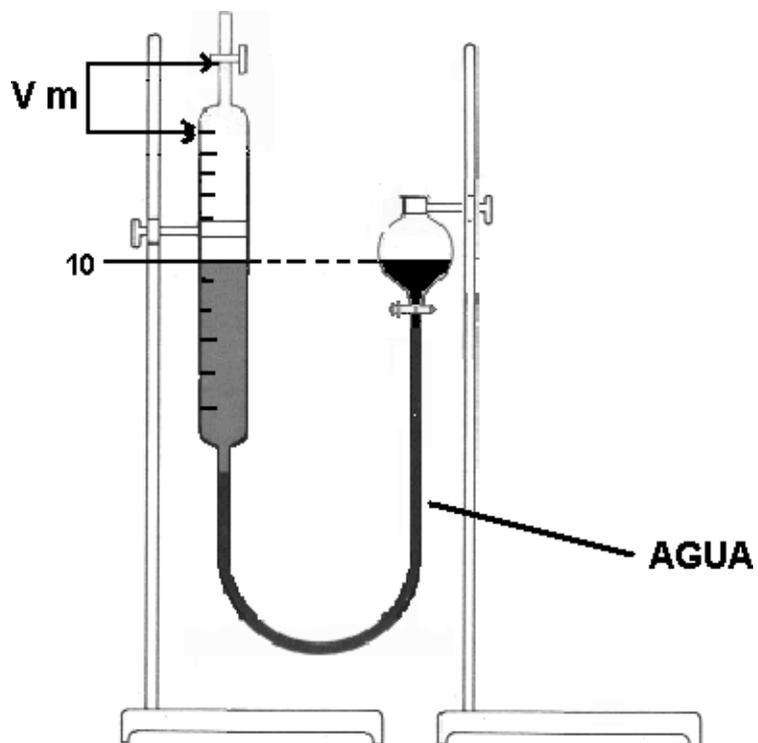
l.- Volver a bajar la pera un poco más, anotar y hacer los cálculos.

$$\begin{aligned} \Delta V_4 &= \\ h_4 &= \text{ mmHg} \end{aligned}$$

Realizar los cálculos correspondientes

### CUADRO DE DATOS

V (mL )	P ( mmHg )	P V = K



**FIGURA 1**

$$V_o = V_{\text{bureta}} - 10 + V_m$$

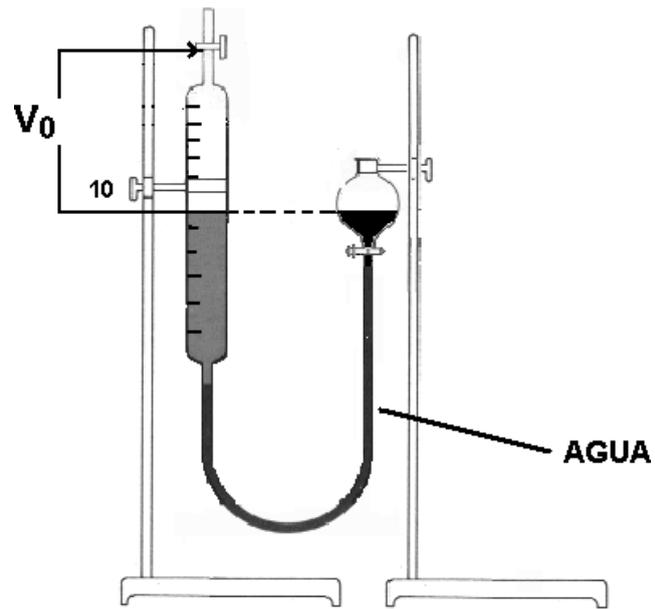
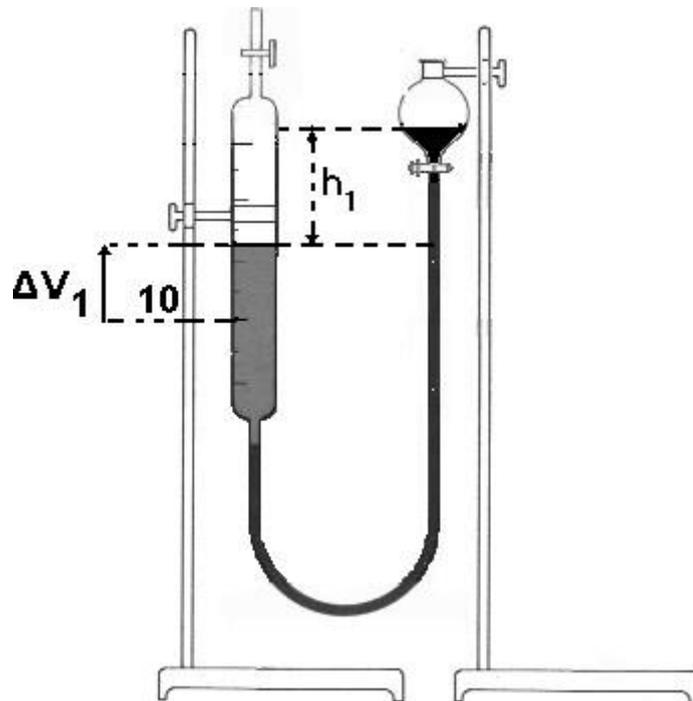
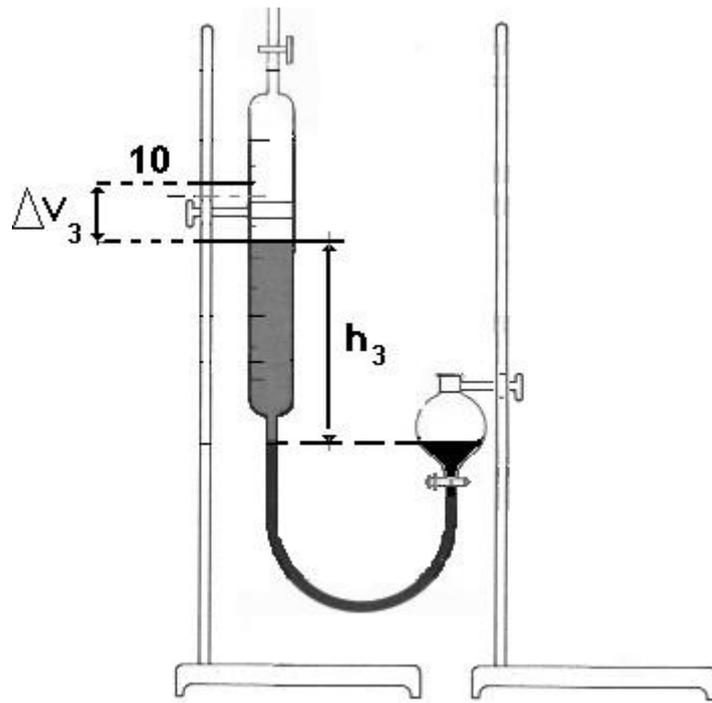


FIGURA 2

B) Al subir la pera



Al bajar la pera de bromo



# VOLUMEN MOLAR

## 1. OBJETIVOS

Determinar el volumen molar de un gas (oxígeno), utilizando un método indirecto.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Evite quemaduras, usando pinza al manipular el tubo de ensayo calentado.
- Respete las cantidades de las sustancias, indicadas en la sección del procedimiento experimental, para evitar reacciones no controladas.
- El residuo del HCl verter en un frasco de reciclaje.

## 3. FUNDAMENTOS TEORICOS

La solubilidad de los gases en los líquidos varía en proporción directa a la presión parcial del gas que se solubiliza.

Algunos gases son solubles en agua por ejemplo el CO<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>. Otros son insolubles en agua o escasamente solubles como el oxígeno, nitrógeno e hidrógeno y debido a esto sus volúmenes pondrán ser determinados experimentalmente midiendo la cantidad de agua que se desplaza en una reacción.

El volumen ocupado por un mol se conoce como volumen molar. Se ha determinado que a condiciones normales el volumen molar para cualquier gas, es de 22,4 litros.

En esta experiencia se determinará el volumen molar del oxígeno, el cual se obtendrá por descomposición del KClO<sub>3</sub>, (Clorato de Potasio) usando como catalizador al MnO<sub>2</sub> (Bióxido de Manganeso).



## 4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### 4.1 Materiales, instrumentos y reactivos

**Profesor:** 2 espátulas, balanza, probeta de 500mL, termómetro.

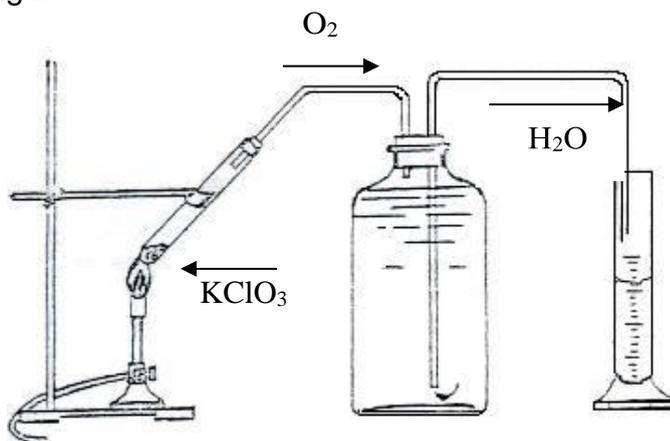
KClO<sub>3(s)</sub>, MnO<sub>2(s)</sub>

**Mesa:** 1 tubo de ensayo seco, gradilla, 1 equipo generador de gas, un frasco de 500mL, pinza de tres dedos, pinza para tubo de ensayo.

## 4.2 Experimento:

- A. Montar el equipo de acuerdo a la figura No. 1
- B. Pesar en el tubo de ensayo, aproximadamente 1 gramo de mezcla de  $\text{KClO}_3$  y  $\text{MnO}_2$  (aproximadamente la cantidad de  $\text{MnO}_2$  debe ser 0,1g)
- C. Llene el frasco con agua hasta el tope y coloque el tapón de jebebihoradado, conectando la manguera de salida a otro recipiente donde se recogerá el agua desplazada (tener cuidado que no haya burbujas de aire en la manguera).
- D. Conectar el tubo con la mezcla, al frasco y calentarlo suavemente, hasta la descomposición completa del  $\text{KClO}_3$ , lo cual se sabrá cuando deje de salir agua. Desconectar el tubo y enfriarlo.
- E. Medir el volumen de agua desalojada con una probeta de 500 mL, este volumen corresponde al volumen de  $\text{O}_2$  liberado en la reacción. Medir la temperatura del agua.
- F. Pesar el tubo con residuo.

Figura 1



## CÁLCULOS

1. Peso del tubo +  $\text{KClO}_3$  +  $\text{MnO}_2$  = .....
2. Peso del tubo +  $\text{KCl}$  +  $\text{MnO}_2$  = .....
3. Peso del  $\text{O}_2$  experimental ( $W_{\text{O}_2}$ ) .....
4.  $T_1$  (temperatura del laboratorio en grados Kelvin) .....

- Presión de vapor de agua a  $T_1$ ..... mmHg
5. Presión atmosférica ( total) = .....
  6. Presión del gas seco ( $P_1$ ) =  $P_{\text{atmosférica}} - P_{\text{vapor}}$ .....
  7. Volumen de  $O_2$  saturado con vapor de agua ( $V_1$ ) .....mL..... Litros
  8. Volumen de  $O_2$  seco a C.N ( $V_2$ ).....

Condiciones normales

$$P_2 = 760 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = 273 \text{ K}$$

1 = condiciones de laboratorio

2 = condiciones normales

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Por lo tanto el volumen del gas seco a condiciones normales es:

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \dots\dots\dots \text{Litros}$$

9. Una mol de  $O_2$  pesa 32 gramos, por lo tanto su volumen molar a C.N. se determina

$$W_{O_2} \dots\dots\dots V_2 \text{ ( litros)}$$

$$32 \text{ g} \dots\dots\dots V \text{ molar.} \dots\dots\dots \text{Litros}$$

10. Porcentaje de error.

$$\%E = \frac{(\text{Valor teórico} - \text{Valor experimental})}{\text{Valor teórico}} \times 100$$

**Presión de vapor de agua a varias temperaturas**

°C	mmHg	°C	mmHg	°C	mmHg	°C	mmHg
12	10,5	17	14,5	22	19,8	27	26,5
13	11,2	18	15,5	23	21,1	28	28,1
14	12,0	19	16,5	24	22,4	29	29,8
15	12,8	20	17,5	25	23,8	30	31,8
16	13,6	21	18,7	26	25,2	31	33,8

# ANÁLISIS DE AGUA

## 1. OBJETIVO

Determinar cualitativamente y cuantitativamente la presencia de los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  como indicador de la dureza de agua.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Para evitar reacciones no controladas, use las cantidades de las sustancias, indicadas en la sección del procedimiento experimental.
- Los residuos líquidos de la titulación verter a un frasco de reciclaje.

## 3.- FUNDAMENTO TEORICO

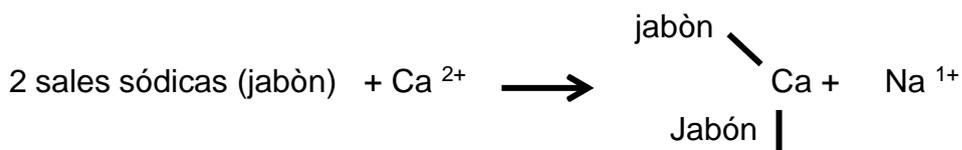
La dureza de agua se debe a la presencia de iones Calcio y Magnesio bajo la forma de sales disueltas en agua

La dureza se debe mayormente al contacto del agua con el suelo y rocas.

La dureza del agua se expresa como mg de carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) por litro de agua (ppm)

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de } (\text{CaCO}_3)}{\text{Volumen de agua en litros}}$$

Las sales mas comunes en el agua dura son sulfatos, carbonatos, bicarbonatos y cloruros de calcio, magnesio, etc , las cuales se pueden determinar cualitativamente por la reacción con el jabón, dando lugar a un precipitado y formación de espuma, de acuerdo a la dureza



### Algunos iones causantes de la Dureza

Cationes  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$

Aniones :  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$

### **Tipos de Dureza**

A.- Dureza temporal o dureza de carbonatos ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) .- constituida por carbonato ácido de calcio o magnesio. Estos precipitan cuando se calienta el agua transformándose en carbonatos insolubles.

B.-Dureza permanente: debida a la presencia de sulfatos ( $\text{SO}_4^{-2}$ ), nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ) y cloruros de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) y magnesio ( $\text{MgCl}_2$ ). Esas sales no precipitan por ebullición.

C.-Dureza total.- es la suma de ambas durezas

La dureza es un problema doméstico e industrial . Por ejemplo, cuando se hierve agua en un recipiente metálico de uso diario se genera un depósito indeseable en las paredes del recipiente.

En la industria se producen incrustaciones en las tuberías de agua caliente, calentadores y calderos.

Estas costras e incrustaciones son malas conductoras del calor y por consiguiente el hervido de las aguas demora cada vez más, consumiendo mayor cantidad de energía.

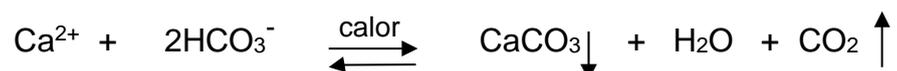
Por estas razones y los ejemplos propuestos, es conveniente el ablandamiento de las aguas duras.

### **Ablandamiento del Agua**

Se conoce por ablandamiento del agua a la eliminación por reacción química u otros procedimientos de ciertos iones indeseables del agua dura.

Para ablandar el agua, existen varios métodos:

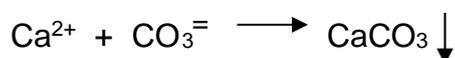
**A) Hervido del agua.-** al hervir el agua unos minutos se reduce la dureza pero no desaparece totalmente. Esta parte de la dureza que se reduce se llama **dureza temporal** y su reducción se debe a la presencia de iones bicarbonato,  $\text{HCO}_3^-$  que se transforma en iones  $\text{CO}_3^{=}$  y producción de  $\text{CO}_2$  por efecto del calor. Estos iones reaccionan de inmediato con los iones  $\text{Ca}^{2+}$  ó  $\text{Mg}^{2+}$ , de acuerdo a la reacción:



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



**B) Uso de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.**- Este método se basa en la precipitación completa de los iones Ca<sup>2+</sup> y Mg<sup>2+</sup> mediante la adición de carbonato de sodio.



Produciéndose un precipitado insoluble de carbonato de calcio ó magnesio.

**C) Destilación de Agua Dura.**- El método más riguroso para ablandar el agua, y también la eliminación de todo Ion presente en el agua es por destilación. Lamentablemente este método no es práctico por lo caro. Requiere considerable energía.

**D) Intercambio Iónico.**- El procedimiento más ingenioso para ablandar el agua consiste en sustituir los iones perjudiciales de Ca<sup>2+</sup>y Mg<sup>2+</sup> por el Na<sup>+</sup> ó H<sup>+</sup>. 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( -SO<sub>3</sub>H) enlazados repetida y covalentemente. Cuando pasa una solución que contiene iones metálicos M<sup>2+</sup>por este intercambiador o Ablandador, 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<sup>++</sup> 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<sup>++</sup>, y así sucesivamente.

## Determinación Cuantitativa de la Dureza del Agua con EDTA

Los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  reaccionan completamente con el ácido **etilendiaminotetracético (EDTA)** formando iones complejos quelados estables de **Ca (EDTA)<sup>2-</sup>** y **Mg (EDTA)<sup>2-</sup>**, por tal motivo la dureza del agua se puede determinar por titulación de ella con el EDTA, usando como indicador **negro de eriocromo T**.

**El negro de eriocromo T** añadido a una solución que contiene iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Mg}^{2+}$  en medio de una solución reguladora (buffer) de **pH 10** muestra un color vino rojo.

Cuando esta solución se titula con **EDTA** hasta que todos los iones formen el complejo, observaremos el final de la titulación por el viraje a color azul.

Para realizar los cálculos tomamos en cuenta la siguiente relación  
1 mol de **EDTA** acompleja 1 mol de  $\text{Mg}^{2+}$  ó  $\text{Ca}^{2+}$ ).

Un mol de  $\text{Ca}^{2+}$  ó  $\text{Mg}^{2+}$  corresponde a 1 mol ó 100g de  $\text{CaCO}_3$ .

1 mol EDTA	—————	1 mol $\text{CaCO}_3$	
0,01 M EDTA	—————	0,01M $\text{CaCO}_3$	—— 1 g/L $\text{CaCO}_3$
1 ml EDTA 0,01M	—————	0,001g $\text{CaCO}_3$	—— 1 mg $\text{CaCO}_3$

## 4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

### 4.1 Material y Reactivos

**Profesor:** pipeta de 10 mL, bombilla para pipeta, 2 tubos de ensayo, gradilla.

Solución de jabón castilla 1% en peso, solución EDTA 0,01 M, solución buffer de pH 10, agua hervida, agua destilada (ambas aguas deben estar recién preparadas) y deben conservarse en recipientes herméticos para evitar su endurecimiento con  $\text{CO}_2$  presentes en el aire.

Solución  $\text{HCl}$  0,1M, solución  $\text{NaOH}$  0,1M

**Mesa:** 1 matraz erlenmeyer de 125 mL, vaso de 150 mL, bureta, 6 tubos de ensayo, gradilla, pinza tipo mariposa, probeta de 100 mL

, indicador negro de eriocromo T al 0,1 % en peso y azul de bromotimol,

### 4.2 Procedimiento

Se analizará la dureza en 3 tipos de agua.

A.- Agua potable ó de caño.

B.- Agua hervida (recién preparada) o agua ablandada con carbonato de sodio.

C.- Agua destilada en el laboratorio (recién preparada)

#### 4.2.1 Análisis Cualitativo.-

Preparar dos series de 3 tubos de ensayo agregando a cada tubo 3 mL de un tipo de agua.

##### Primera Serie

Agregar 10 gotas de solución de jabón castilla al 1% a cada tubo. Agite los tubos tapando con el dedo pulgar. Deje reposar y observa la permanencia de la espuma y turbidez. Explique lo que observa.

	Agua destilada	Agua hervida	Agua potable
Espuma			
Turbidez			

##### Segunda Serie

Agregar 3 gotas de indicador azul de bromotimol a cada uno de los tubos que contienen los diferentes tipos de agua a analizar..

Observar el color .

Color amarillo si el pH = 6 ó menor que 6.

Color azul si el pH = 7,6 ó mayor de 7,6.

Color verde (mezcla de azul y de amarillo) para un pH =  $\pm 6,8$

	Agua destilada	Agua hervida	Agua potable
color			
pH aprox.			

#### 4.2.2 Análisis Cuantitativo

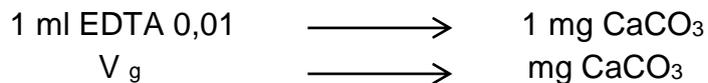
Se analizará la dureza de agua: agua potable .

Agregar 50 mL. de agua potable en un matraz de 250 mL, adicionar 5 mL de solución buffer para mantener el pH = 10. Añadir 3 gotas del indicador **negro de eriocromo T**.

Agregar con un vaso de 150 mL una solución **EDTA** 0,01 M en la bureta hasta enrazar en cero.

**Titulación:** Dejar caer gota a gota la solución EDTA contenida en la bureta a la muestra de agua contenida en el matraz hasta que el color de la solución cambie de color vino rojo al azul, que indica el total acomplejamiento del EDTA con los iones  $Mg^{2+}$  y  $Ca^{2+}$ . Anote el consumo de solución EDTA gastado ( $V_g$ ) y calcule la dureza del agua expresado en miligramos de  $CaCO_3$  por litro, o partes por millón (ppm).

Calculos



$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de CaCO}_3}{\text{litros de H}_2\text{O}}$$

# TITULACIÓN ÁCIDO – BASE

## 1. OBJETIVO:

Determinar la concentración de soluciones por titulación ácido - base.

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Para evitar reacciones no controladas, use las cantidades de las sustancias indicadas en la sección del procedimiento experimental.
- Los residuos líquidos de la titulación verter a un frasco de reciclaje.

## 3. FUNDAMENTOS TEÓRICOS

### 2.1 Indicadores

Son ciertas sustancias orgánicas de carácter ácido (o básico) débil, que tienen la propiedad de cambiar de color con ácidos, bases y soluciones neutras.

Ejemplo:

INDICADOR	COLOR (MEDIO ÁCIDO)	RANGO DE pH	COLOR (MEDIO BÁSICO)
Anaranjado de metilo	Rojo	3 – 4,5	Amarillo

### 2.2 Soluciones normales

La normalidad se mide y se expresa como el número de equivalentes gramo de una sustancia por volumen de la solución, expresado en litros, es decir:

$$N = \frac{\# \text{ Eq - gr}}{V \text{ (litros)}}$$

$$\# \text{ Eq - gr} = \frac{W \text{ (g)}}{P_{\text{eq}}}$$

$$P_{\text{eq}} \text{ de un ácido} = \text{PM ácido} / \# \text{ H}^+$$

$$P_{\text{eq}} \text{ de una base} = \text{PM base} / \# \text{ OH}^-$$

### 3.3 Titulación

Es la determinación de la normalidad de una base o de un ácido, por medio de un ácido o base de normalidad conocida (standard), respectivamente.

En toda neutralización ácido-base, el número de equivalentes gramo del ácido es igual al número de equivalentes gramo de la base. Luego, es válida la siguiente expresión:

$$N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$$

a = ácido

b = base

En consecuencia, si se trata de hallar la concentración de una base haciendo uso de un ácido de concentración conocida (solución standard), bastará medir los volúmenes del ácido y de la base necesaria para su neutralización y así obtener:

$$N_b = \frac{N_a \cdot V_a}{V_b}$$

Para saber que se llegó al punto de neutralización en una titulación es necesario hacer uso de un indicador.

## 3. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### 3.1 Materiales y reactivos

**Profesor**: espátula chica, balanza, pipeta de 10 mL, bombilla para pipeta solución de NaOH, solución de HCl, carbonato de sodio anhidro o biftalato de potasio

**Mesa**: erlenmeyer, bureta, pinza tipo mariposa, piceta con agua destilada, vaso de precipitado 150 mL, probeta de 10 ml  
Indicador anaranjado de metilo.

### 3.2 Procedimiento

#### 4.2.1 Titulación de la solución de HCl

- Pesar  $\pm$  0,05 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  y colocarlo en un erlenmeyer, agregar aproximadamente 10 mililitros de agua destilada y agitar hasta que se disuelva completamente. Posteriormente adicionar 3 gotas de anaranjado de metilo y volver a agitar.
- En una bureta limpia y seca agregar el  $\text{HCl}$  cuya concentración se va a determinar, enrasar y proceder a la titulación, dejando caer gota a gota el  $\text{HCl}$  hasta que se observe el cambio a color de amarillo a anaranjado. Anotar el volumen de ácido gastado y determinar la normalidad del  $\text{HCl}$ .

#### 4.2.2 Titulación de la solución de $\text{NaOH}$

- Medir 10 mL de la solución de  $\text{NaOH}$ , cuya concentración se va a determinar, y colocarlo en un erlenmeyer. Luego agregar 2 ó 3 gotas de anaranjado de metilo.
- Desde la bureta que contiene una solución de  $\text{HCl}$  titulado anteriormente, dejar caer gota a gota al erlenmeyer, hasta que se observe un cambio de coloración de amarillo a anaranjado.
  - Anotar el volumen gastado de  $\text{HCl}$  y determinar la normalidad del  $\text{NaOH}$ .

### 4.3 CÁLCULOS

#### 4.3.1 Normalidad del $\text{HCl}$

$W_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \dots\dots\dots\text{g}$

P.eq del  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \dots\dots\dots$

Volumen de  $\text{HCl}$  gastado, ( V )=  $\dots\dots\dots\text{mL} = \dots\dots\dots\text{L}$

$$N_{\text{HCl}} = \frac{\frac{W_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{\text{Peq}_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}}{V_{\text{HCl}}}$$

#### 4.3.2 Normalidad del $\text{NaOH}$

$N_{\text{HCl}} = \dots\dots\dots$  (hallado en 3.3.1)

$V_{\text{HCl}} = \dots\dots\dots\text{mL}$

$V_{\text{NaOH}} = 10\text{ mL}$

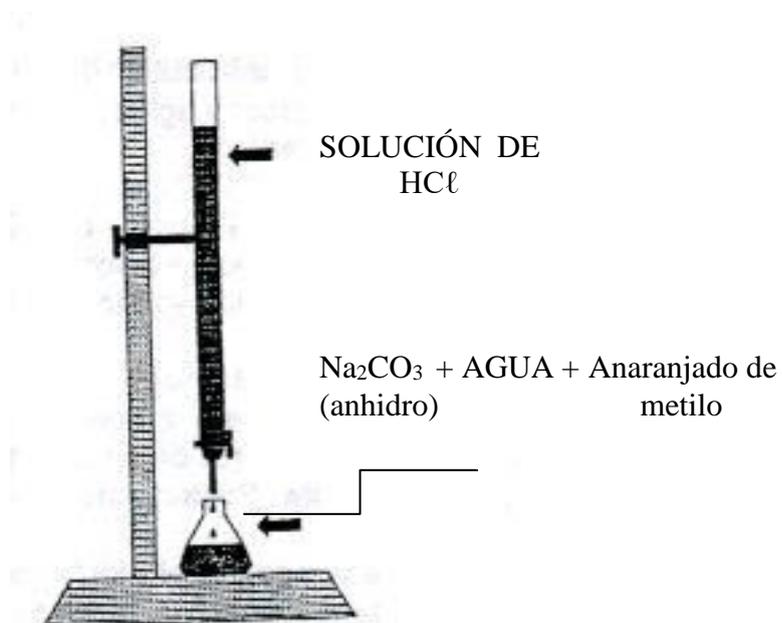
Luego, aplicar la ecuación

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

$V_{\text{NaOH}}$

**Alternativa:**

En lugar del carbonato de sodio, puede usarse el biftalato de potasio (aproximadamente 0,2 g). En este caso, seguir las instrucciones del profesor.



# ELECTROQUÍMICA

## 1.- OBJETIVOS:

Conocer el funcionamiento de celdas galvánicas, determinando algunos potenciales de celda.

Estudiar el funcionamiento de una celda electrolítica

## 2. MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL EXPERIMENTO Y MEDIO AMBIENTE

- Para evitar reacciones no controladas, use las cantidades de las sustancias, indicadas en la sección del procedimiento experimental.
- Al finalizar el experimento regresar al empaque original las soluciones químicas empleadas en la práctica de laboratorio.

## 3.- FUNDAMENTO TEÓRICO:

La electroquímica estudia.

a.- Los cambios originados por la presencia de la corriente eléctrica.

b.- Los cambios químicos que producen corriente eléctrica.

\* La transferencia de electrones (desplazamiento de electrones), se llama corriente eléctrica.

\* La cantidad de corriente transferida, es igual a la intensidad eléctrica por el tiempo que dura la transferencia.

\* La diferencia de potencial que existe entre dos puntos de un conductor es la causa de la transferencia de electrones y depende de sus dimensiones, temperatura y calidad de material.

**ELECTRÓLISIS:** es el fenómeno de la descomposición química, producido por el paso de la corriente eléctrica a través de soluciones iónicas, la descomposición casi siempre va acompañada de desprendimiento de calor.

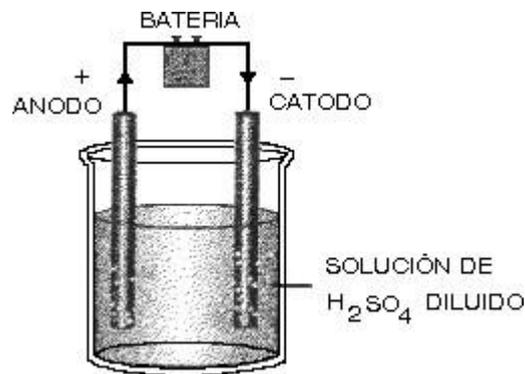
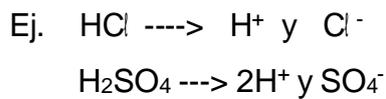
La relación entre la cantidad de sustancia depositada en cada electrodo como consecuencia de la descomposición del electrolito y la cantidad de electricidad que pasa a través de la disolución, están dadas por las leyes de Faraday.

Elementos de una electrólisis son:

a.- **Electrolito.** - sustancia iónica que cuando está en solución se descompone al paso de la corriente eléctrica Ej. ácidos, bases y sales.

Se descomponen las sustancias cuyas moléculas son iónicas; no se descomponen las sustancias cuyas moléculas son covalentes.

- b.- **Electrodos.**- conductores metálicos que están sumergidos en la solución.
- c.- **Ánodo.**- es el electrodo positivo, porque hacia él son atraídos los aniones de carga negativa
- d.- **Cátodo.**- es el electrodo negativo, porque hacia él son atraídos los cationes de carga positiva.
- e.- **Celda Electroquímica.**- recipiente que contiene la solución y los electrodos.
- f.- **Iones.**- Son los pares en que el electrolito se descompone y según la teoría confiere propiedades distintas al de los cuerpos simples.



**FIGURA N°. 1**

Oxidación	Reducción
$2\text{H}_2\text{O} (l) \longrightarrow \text{O}_2 (g) + 4\text{H}^+ (aq) + 4e^-$	$4\text{H}^+ (aq) + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2 (g)$

**LEYES DE FARADAY**

1<sup>ra</sup>.- La masa de toda sustancia liberada o depositada en un electrodo es proporcional a la cantidad de corriente eléctrica (coulombios o faraday) que pasa a través de una solución electrolítica.

$$W = \alpha q$$

q = Cantidad de corriente eléctrica que fluye a través de la solución.

$$q = I \times t$$

I = intensidad de corriente (amperios)

t = tiempo (segundos)

w = Peso de la sustancia que ha sido depositada en un electrodo por la corriente (q)

$$\alpha = \text{Constante de proporcionalidad} \left( \frac{\text{Peq}}{96\,500} \right)$$

Por lo tanto:

$$W = \frac{I \times t \times \text{Peq}}{96\,500}$$

2<sup>da</sup>.- Las masas de diferentes sustancias liberadas o depositadas en procesos distintos, por la misma cantidad de electricidad (misma cantidad de coulombio o faradios), son proporcionales a sus pesos equivalentes.

$$\frac{W_a}{W_b} = \frac{\text{Peq}_a}{\text{Peq}_b} .$$

Peq = peso equivalente

Ejemplo:  $\text{Peq Cu}^{++} = 63,4/2 = 31,7\text{g/Eq-g}$

**Faraday.-** Un Faraday es la cantidad de electricidad que libera 1 eq-gr de sustancia.

$$1 \text{ Faraday} = 9,65 \times 10^4 \text{ coulombio.}$$

### Algunas unidades Eléctricas

### A.- Unidad de masa eléctrica:

- Coulombio.- es la cantidad de masa eléctrica ( $6,28 \times 10^{18}$  electrones) que al pasar a través de una solución electrolítica de  $\text{AgNO}_3$  deposita 0,001118 g de Ag en el cátodo.

- Faraday.- es igual a 96500 coulombios y es la cantidad de masa eléctrica ( $6,023 \times 10^{23}$  electrones) que al pasar a través de una solución electrolítica deposita 1 Eq-g de un elemento de cada uno de los electrodos.

1 Faraday deposita 1 Eq- g de elemento.

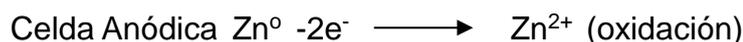
### B.- Unidad de Intensidad:

- Amperio.- es la cantidad de corriente suministrada por el paso de un coulombio en 1 segundo.

$$\text{Amperio} = \frac{\text{coulombio}}{\text{segundo}}$$

## CELDA GALVÁNICAS O VOLTAICAS

En la siguiente celda  $\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$  ocurre la conversión de energía química en eléctrica. Por ej. (ver figura No.2), una lámina de cinc sumergida en una solución de  $\text{ZnSO}_4$  se oxida en un tiempo determinado, mientras la lámina de cobre sumergida en una solución de  $\text{CuSO}_4$  aumentará de peso y la solución irá disminuyendo de color, debido a que los iones  $\text{Cu}^{2+}$  se reducen depositándose en la lámina de cobre, llamándose celda catódica.



Si colocamos un voltímetro intercalado entre el ánodo y el cátodo, éste marcará 1,10 voltios. Es decir la celda galvánica genera un potencial standard de  $E^0 = 1,10$  voltios, el cual se puede calcular con la ecuación: Zn/Cu

$$E^0 = E^0 \text{ oxidación} + E^0 \text{ reducción}$$

Ejemplo

$$E^0 = E^0 \text{ Zn}^0/\text{Zn}^{2+} + E^0 \text{ Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 \quad 1.10 \text{ voltios}$$

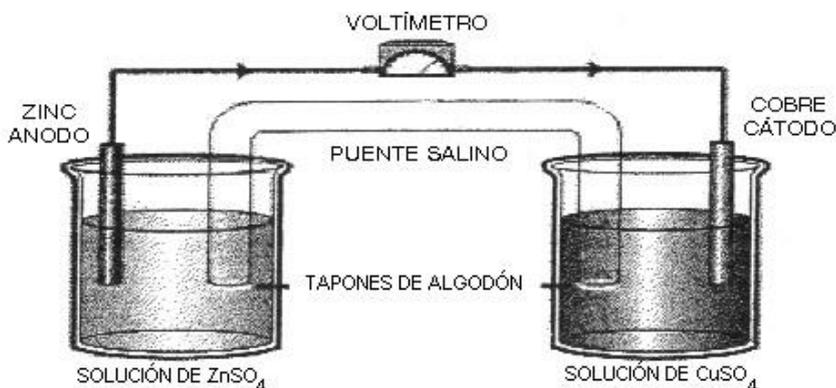




FIGURA No. 2

#### 4.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

##### 4.1 Materiales y reactivos

**Profesor :** una lámina metálica para cobrear , fuente de poder, una batería compuesta de una solución de CuSO<sub>4</sub> al 5 % para celda electrolítica.

**Mesa :** puente salino, multitester, cables banana cocodrilo, 1 batería compuesta de soluciones 1 M de Pb (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; CuSO<sub>4</sub> , AlCl<sub>3</sub> y ZnSO<sub>4</sub> para celdas galvánicas, electrodos de Cu, Al, Pb, Zn ,

##### 4.2 Experimento

**4.2.1 Celdas Galvánicas** Instalar el equipo tal como se muestra en la fig. No.2

Medir el voltaje de las siguientes pilas.

CUADRO No.1

PILA	E° (Voltios) EXPERIM simulador	E°, ( Voltios) TEÓRICO	% EFICIENCIA
Zn <sup>0</sup> /Zn <sup>2+</sup> //Cu <sup>2+</sup> /Cu <sup>0</sup>			
Ag/Cu			
Ag/Zn			

- 1.- Escribir las reacciones electroquímicas para cada pila.
- 2.- Calcular el voltaje teórico y completar el cuadro No.1

#### 4.4 CELDAS ELECTROLÍTICAS

- a) Aquí se van a producir cambios químicos por acción de la corriente eléctrica.

Seguir los siguientes pasos:

Lavar, secar y pesar el electrodo que va en el cátodo (placa que se va a cobrear) con la finalidad de obtener un peso real.

- b) Instalar el equipo como se muestra en la fig. No. 3
- c) Suspender los electrodos y conectarlos a la fuente de poder, identificando siempre el ánodo (punto rojo) (cobre) y el cátodo (punto negro) (placa).
- d) Al iniciar el experimento trabaje con un voltaje asignado por el profesor (2,4 ó 6 voltios) y anotar su amperaje para el respectivo voltaje.
- e) Paralelamente controle el tiempo asignado por el profesor (90", 120", etc.)
- f) Retirar la lámina cobreada y secarla en la estufa.
- g) Pesar la placa cobreada.
- h) Desconectar la fuente de poder y devolver las soluciones a sus respectivos envases.
- i) Completar el cuadro No. 2

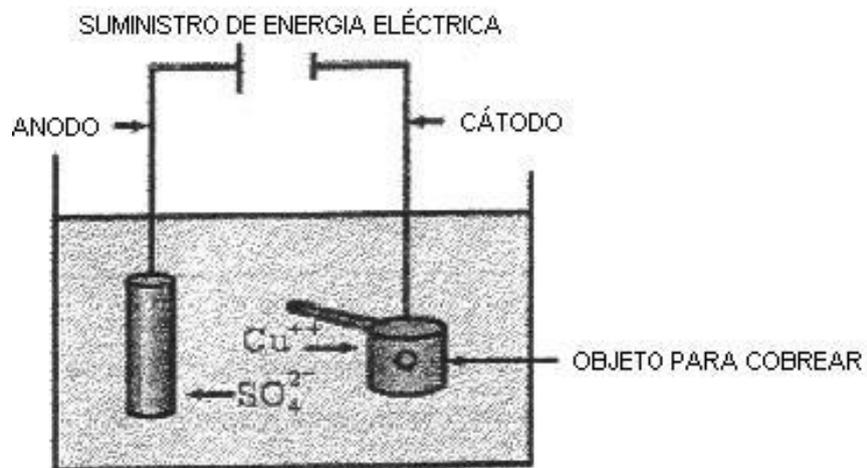


FIGURA No.3

CUADRO No.2

<b>E°</b> (voltios)	<b>I</b> (amperios)	<b>t</b> (segundos)	<b>W metal</b> <b>experimen</b> <b>tal,</b> <b>(gramos)</b> <b>W<sub>e</sub></b>	<b>W metal</b> <b>Teórico,</b> <b>(gramos)</b> <b>W<sub>t</sub></b>	<b>% de</b> <b>eficiencia</b>

$$W_t = \frac{I \cdot t \cdot P_{eq}}{96\,500}$$

$$\text{Porcentaje de eficiencia:} \quad \% \text{ de eficiencia} = \frac{W_e}{W_t} \times 100$$

$E^0$  = Voltaje,

$I$  = Intensidad, Amperios

$t$  = Tiempo, segundos

Escribir las reacciones electroquímicas que ocurren en el ánodo y cátodo durante la electrólisis.

% de rendimiento de la celda electrolítica

## TABLA DE POTENCIALES NORMALES DE REDUCCIÓN A 25 °C

SEMIREACCIÓN	E <sup>0</sup> , VOLTIOS
$\text{Au}^{3+}_{(ac)} + 3e^- \longrightarrow \text{Au}_{(s)}$	+1,50
$\text{Cl}_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-_{(ac)}$	+1,36
$2\text{Hg}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Hg}_{2}^{2+}_{(ac)}$	+0,92
$\text{Hg}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow 2\text{Hg}_{(l)}$	+0,85
$\text{Ag}^+_{(ac)} + e^- \longrightarrow \text{Ag}_{(s)}$	+0,80
$\text{Fe}^{3+}_{(ac)} + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}_{(ac)}$	+0,77
$\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{2(ac)}$	+0,68
$\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-_{(ac)}$	+0,40
$\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}_{(s)}$	+0,34
$\text{AgCl}_{(s)} + e^- \longrightarrow \text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^-_{(ac)}$	+0,22
$\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + e^- \longrightarrow \text{Cu}^+_{(ac)}$	+0,15
$\text{Sn}^{4+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}_{(ac)}$	+0,13
$2\text{H}^+_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{H}_{2(g)}$	0,00
$\text{Pb}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}_{(s)}$	-0,13
$\text{Sn}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}_{(s)}$	-0,14
$\text{Ni}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Ni}_{(s)}$	-0,25
$\text{Co}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Co}_{(s)}$	-0,28
$\text{PbSO}_{4(s)} + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}_{(s)} + \text{SO}_4^{2-}_{(ac)}$	-0,31
$\text{Cd}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}_{(s)}$	-0,40
$\text{Fe}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}_{(s)}$	-0,44
$\text{Cr}^{3+}_{(ac)} + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}_{(s)}$	-0,74
$\text{Zn}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}_{(s)}$	-0,76
$\text{Al}^{3+}_{(ac)} + 3e^- \longrightarrow \text{Al}_{(s)}$	-1,66
$\text{Sr}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow \text{Sr}_{(s)}$	-2,89

Elemento	Simbolo	Nº Atómico	Peso Atómico	Elemento	Simbolo	Nº Atómico	Peso Atómico
Actinio	Ac	89	-227	Magnesio	Mg	12	24,305
Aluminio	Al	13	26,981539	Manganeso	Mn	25	54,93805
Americio	Am	95	-243	Mendelevio	Md	101	-258
Antimonio	Sb	51	121,75	Mercurio	Hg	80	200,59
Argon	Ar	18	39,948	Molibdeno	Mo	42	95,94
Arsenico	As	33	74,92159	Neodimio	Nd	60	144,24
Astatino	At	85	-210	Neon	Ne	10	20,1797
Azufre	S	16	32,066	Neptunio	Np	93	-237
Bario	Ba	56	137,237	Niobio	Nb	41	92,90638
Berilio	Be	4	9,012182	Niquel	Ni	28	58,69
Berkelio	Bk	97	-247	Nitrogeno	N	7	14,00674
Bismuto	Bi	83	208,98037	Nobelio	No	102	-259
Boro	B	5	10,811	Oro	Au	79	196,96654
Bromo	Br	35	79,904	Osmio	Os	76	190,2
Cadmio	Cd	48	112,411	Oxigeno	O	8	15,9994
Calcio	Ca	20	40,078	Paladio	Pd	46	106,42
Californio	Cf	98	-251	Plata	Ag	47	107,8682
Carbono	C	6	12,011	Platino	Pt	78	159,08
Cerio	Ce	58	140,115	Plomo	Pb	82	207,2
Cesio	Cs	55	132,90543	Plutonio	Pu	94	-244
Cloro	Cl	17	35,4527	Polonio	Po	84	-209
Cobalto	Co	27	58,9332	Potasio	K	19	39,0983
Cobre	Cu	29	63,546	Praseodimio	Pr	59	140,90765
Cromo	Cr	24	51,9961	Promecio	Pm	61	-145
Curio	Cm	96	-247	Protactinio	Pa	91	231,03588
Disproso	Dy	66	162,5	Radio	Ra	88	-226
Einsteinio	Es	99	-252	Radon	Rn	86	-222
Erbio	Er	68	167,26	Rhenio	Re	75	186,207
Escandio	Sc	21	44,95591	Rhodio	Rh	45	102,9055
Estaño	Sn	50	118,71	Rubidio	Rb	37	85,4678
Estroncio	Sr	38	87,62	Ruthenio	Ru	44	101,07
Europio	Eu	63	151,965	Samario	Sm	62	150,36
Fermio	Fm	100	-257	Selenio	Se	34	78,96
Fluor	F	9	18,9984032	Silicio	Si	14	28,0855
Fosforo	P	15	30,973762	Sodio	Na	11	22,989768
Francio	Fr	87	-223	Talio	Tl	81	204,3833
Gadolinio	Gd	64	157,25	Tantalo	Ta	73	180,9479
Galio	Ga	31	69,723	Tecneco	Tc	43	-98
Germanio	Ge	32	72,61	Telurio	Te	52	127,6
Hafnio	Hf	72	178,49	Terbio	Tb	65	158,92534
Helio	He	2	4,002602	Titanio	Ti	22	47,88
Hidrogeno	H	1	1,00794	Torio	Th	90	232,0381
Hierro	Fe	26	55,847	Tulio	Tm	69	168,93421
Holmio	Ho	67	164,93032	Tungsteno	W	74	183,85
Indio	In	49	114,82	Unnilcuadio	Unq	104	-261
Iridio	Ir	77	192,22	Unnilhexio	Unh	106	-263
Iterbio	Yb	70	173,04	Unnilpentio	Unp	105	-262
Itrio	Y	39	88,90585	Unnilseptio	Uns	107	-262
Krypton	Kr	36	83,8	Uranio	U	92	238,0289
Lantano	La	57	138,9055	Vanadio	V	23	50,9415
Laurencio	Lr	103	-260	Xenon	Xe	54	131,29
Litio	Li	3	6,941	Yodo	I	53	126,90447
Lutecio	Lu	71	174,967	Zinc	Zn	30	65,39
				Zirconio	Zr	40	91,224

## BIBLIOGRAFÍA

- Brown Theodore - Lemay Eugene, 2009 Química de la Ciencia Central, , Edicion 11 Editorial Pearson
- Chang Raymond, Química, 2007, Edición 7 Editorial McGraw-Hill.
- Atkins Peter Química Inorgánica, 2008, Edit. MCGraw-Hill
- Wodfield, 2009. Laboratorio Virtual de Química General. Edición 3 Editorial Pearson.