

077584

UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR *Ex. 2*

T
540
V335p
1964
F. CC. 00

FACULTAD DE CIENCIAS QUIMICAS

PRACTICAS DE QUIMICA GENERAL

TESIS

PRESENTADA POR

OVIDIO VASQUEZ GIL

COMO ACTO PREVIO PARA OBTENER EL TITULO DE

DOCTOR EN QUIMICA INDUSTRIAL

Y

FARMACIA

DICIEMBRE DE 1964

SAN SALVADOR

REPUBLICA DE EL SALVADOR

CENTRO AMERICA



UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR

RECTOR:

Dr. Fabio Castillo Figueroa

SECRETARIO:

Dr. Mario Flores Macall

FACULTAD DE CIENCIAS QUIMICAS

DECANO:

Dr. Víctor Alejandro Berdugo

SECRETARIA:

Dra. Leticia C. v. de Romero Hernández



J U R A D O S

PRIMER EXAMEN DE DOCTORAMIENTO PRIVADO

Presidente: Dr. Rafael Arauz Rodríguez
Secretario: Dr. Francisco Flores González
Vocal: Dr. Carlos Mata Gavidia

SEGUNDO EXAMEN DE DOCTORAMIENTO PRIVADO

Presidente: Dr. Francisco Hernández Roque
Secretario: Dr. Miguel Ángel Anaya
Vocal: Dr. Elías Alvarado Cornejo

TERCER EXAMEN DE DOCTORAMIENTO PRIVADO

Presidente: Ing. Ena Viale Chavarría
Secretario: Ing. Enrique Sol Meza
Vocal: Ing. César Buitrago

EXAMEN DE DOCTORAMIENTO PUBLICO

Presidente: Dr. Julio César Morán Ramírez
Secretario: Lic. Oscar Orlando Cuéllar
Vocal: Dr. Rafael Araúz Rodríguez

ACTO QUE DEDICO:

A mis Padres:

Dr. Rafael A. Vásquez

y

Doña Antonia Gil de Vásquez

Por sus sabias enseñanzas y espero
no haberlos defraudado.

A mis hermanos:

Juan Rafael

Hernón

René Pompilio

María Guadalupe

María Antonieta

Con cariño

A mis Compañeros de Promoción:

Por el esfuerzo en la lucha.

LA INTELIGENCIA HUMANA HA DESCUBIERTO MUCHAS
COSAS PRODIGIOSAS EN LA NATURALEZA, Y DESCUBRIRA -
AUN MAS, AUMENTANDO DE ESTE MODO SU PODER SOBRE --
ELLA, PERO ESO NO QUIERE DECIR QUE LA NATURALEZA -
SEA UNA CREACION DE NUESTRO ESPIRITU O DE UN ESP~~I~~-
RITU ABSTRACTO.....

OBJETIVOS:

Esta obra va dirigida a los estudiantes y trata de proporcionar una idea clara de los conocimientos fundamentales del trabajo de Laboratorio de Química General. En el se encuentra la experiencia adquirida en dos años que tuve la oportunidad de trabajar como profesor de prácticas de Laboratorio.

Para facilitar la enseñanza de la Química General, el ordenamiento seguido en este trabajo de tesis está basado en el desarrollo histórico de la materia, que más adelante explico, en el Capítulo que trata sobre Discusión del Ordenamiento de Tesis.

Es mi intención que con esta clase de trabajos, tengan los estudiantes de esta materia una guía para el aprendizaje de la Química General, puesto que en él encontrarán una exposición detallada de las prácticas de Laboratorio. Tal vez sea esta una idea demasiado ambiciosa, pero creo que con esta clase de Tesis Doctorales podrían ser de alguna utilidad, para los estudiantes, principalmente para aquellos que se dedican al estudio de la Química.

A continuación expongo el índice del trabajo y que corresponde al desarrollo histórico de la materia.

INDICE DEL TRABAJO.

Primera parte:

- 1) Propiedades generales de la materia.
- 2) Estudio de las partículas elementales.
- 3) Estudio del núcleo.
- 4) Estudio de la estructura del átomo.
- 5) Estudio de la molécula.

SEGUNDA PARTE

- 1) Los estados de la materia en general. Los cambios de estado.
- 2) Estado gaseoso y las leyes de los gases.
- 3) Estado líquido
- 4) Estado sólido
- 5) Soluciones
- 6) Cinética Química
- 7) Equilibrio Químico
- 8) Electroquímica.

DISCUSION DEL ORDENAMIENTO DE LA TESIS;

Nos rodea una cantidad innumerable de cuerpos dotados de las mas diversas propiedades. Unos figuran entre los seres vivos, otros no tienen signo de vida; unos son sólidos, otros blandos o fluídos; unos infinitamente pequeños, otros de gigantescas proporciones o inconcebiblemente pesados; algunos están cargados de electricidad otros no, etc. Todo este conjunto de seres forman lo que llamamos naturaleza.

Al estudiar la naturaleza, el hombre contaba en un principio solamente con sus manos y sus órganos sensoriales. De aquí que inicialmente, ante él se abriese únicamente el mundo de las medidas proporcionales a su cuerpo: EL MACROCOSMOS, en el que las longitudes se miden en centímetros o kilómetros y el tiempo en segundos o en años.

Pero el progreso de la técnica permitió al hombre superar el límite de este mundo. Y dirigió sus investigaciones en dos sentidos diametralmente opuestos. Por una parte, el hombre aprendió a estimar longitudes de una billonésima de centímetro, y por otra, a medir longitudes de un billón de kilómetros. El hombre aprendió a calcular una billonésima de segundo y, al --

mismo tiempo, a tener en cuenta intervalos de millones de años. Aprendió a distinguir velocidades millones de veces más pequeñas que la velocidad del caracol y otras que superan en muchos millones a la de un avión.

Puede decirse que la actividad cotidiana del hombre se halla situada casi en el centro de estos dos mundos. El mundo de los electrones -MICROCOSMOS- y el de las nebulosas más allá de la galaxia -MEGACOSMOS.

Este es el camino seguido por el hombre para el conocimiento de la materia y que se conoce con el nombre de desarrollo lógico del conocimiento humano. El hombre en un principio conoció los cuerpos del macrocosmos y a medida que los progresos científicos fueron siendo mayores, se fue adentrando en el estudio de las moléculas, átomos hasta las partículas elementales, y también comenzó a conocer el espacio sideral y las nebulosas del universo.

El desarrollo histórico de la materia sigue un camino inverso que el del desarrollo lógico del conocimiento humano. La materia en el sector del universo que nos rodea, fue desarrollándose de lo simple a lo complejo, al pasar de las partículas elementales, a los átomos, moléculas y cuerpos macroscópicos. Es bastante difícil definir los conceptos de simple y complejo, pese a la aparente claridad, ya que su significación es relativa y no absoluta. Lo simple no es simple por sí mismo, sino con relación a algo más complejo. Debemos subrayar que nuestras representaciones subjetivas de los cuerpos sobre el grado de complejidad de los mismos, no coincide siempre, con la complejidad objetiva real de los cuerpos con sus relaciones recíprocas. Así en el pensamiento corriente los átomos y las partículas elementales nos parecen más difíciles de com

prender que los cuerpos macroscópicos, a pesar de que estos últimos, objetivamente, son mucho más complejos que los primeros, ya que poseen todas las propiedades de las micropartículas, y además otras que le son propias.

La clase de materia más simple conocida hasta la actualidad la constituyen las partículas elementales; los núcleos son más complejos que las partículas elementales, porque hay que considerar la relación que existe entre las partículas elementales que los forman, o sea cómo están constituidos los núcleos; los átomos son más complejos que los núcleos atómicos, porque en éstos hay que considerar la relación que existe entre el núcleo y la nube electrónica; las moléculas más complejas que los átomos, porque hay que considerar la relación entre los átomos que forman dichas moléculas; los cuerpos macroscópicos más complejos que las simples moléculas porque son asociaciones moleculares y así sucesivamente hasta llegar a los cuerpos dotados de vida que son más complejos que los cuerpos inorgánicos. Este es el desarrollo histórico de la materia conocida hasta la actualidad por el avance que ha tenido la ciencia.

Partiendo de lo dicho anteriormente en el trabajo de tesis presentado hoy, he seguido el desarrollo histórico de la materia; dicho trabajo fue desarrollado en este ordenamiento durante el tiempo que trabajé en la Universidad en el período lectivo 1963 - 1964.

Como hemos visto anteriormente en el índice del trabajo de tesis, se divide en dos partes:

PRIMERA PARTE.

1) Propiedades generales de la materia.

Se estudia: la energía, masa, densidad, peso.

Se hacen las siguientes prácticas:

Energía.

Determinación de densidades.

Fenómeno físico y fenómeno químico.

2) Estudio de las partículas elementales

No se hace ningún experimento.

3) Estudio del núcleo

Se estudia la constitución del núcleo. Las propiedades que dependen de la estructura nuclear, etc.

Se hace la siguiente práctica:

Manejo del contador Geiger y sus aplicaciones en blindaje. Este experimento es demostrativo para los alumnos.

4) Estudio de la estructura del átomo.

Se estudia: Distribución de los electrones en la nube electrónica, números cuánticos, propiedades que dependen de la estructura extra-nuclear, como son: Paramagnetismo y diamagnetismo, Potencial de ionización, electronegatividad, Tabla periódica, valencia, enlace iónico, enlace covalente, etc.

Se hacen los siguientes experimentos:

Color de los iones en solución.

Paramagnetismo y diamagnetismo.

El contraste entre los compuestos iónicos y los covalentes.

5) Estudio de la molécula.

Se estudia: Formas de moléculas, carácter iónico parcial de los enlaces covalentes, Resonancia, Híbrido de resonancia, Puente de hidrógeno, Enlace metálico, Propiedades del agua como disolvente polar, Ácidos y bases en el sistema agua, Bases según el sistema periódico, Sales, Hidrólisis de las sales, - Oxidación reducción, Equivalente químico de un elemento, Equivalente gramo de un ácido, Equivalente gramo de una base, etc.

Se hacen los siguientes experimentos:

Estudio del agua (Se hace este experimento para que los alumnos sepan que el agua tiene que purificarse cuando se emplea en el laboratorio).

El agua como disolvente polar.

Acidos y bases en el sistema agua (En este experimento - nosotros estudiamos, la fuerza de los ácidos y las bases, lo que nos interesa es ver la cantidad de amperaje que marcan las soluciones cuando se colocan en el aparato de electrólisis).

Hidrólisis de las sales.

Clasificación de los elementos según la situación en la Tabla Periódica, conforme el comportamiento de sus combinaciones oxihidrogenadas.

Oxidación reducción.

Segunda Parte.

- 1) Los estados de la materia. Generalidades. Cambios de estado.

Se hace el experimento:

Determinación de puntos de fusión y puntos de ebullición.

- 2) El estado gaseoso.

Se hacen los experimentos:

Determinación del volumen molar.

Ley de Graham. Difusión de los gases.

- 3) El estado líquido.

Se estudia: Tensión de vapor, Tensión superficial, Punto de ebullición normal de un líquido.

No se hacen experimentos debido a que estudiamos cuestiones puramente físicas.

- 4) Estado sólido.

Se estudia: Sistemas de cristalización. Tipos de cristales según los enlaces de las partículas que los forman

(Cristales iónicos, cristales atómicos y cristales moleculares).

No se hace ningún experimento porque estos se hacen en Mineralogía.

5) Soluciones.

Se estudia: Dispersiones, Tipos de soluciones, Manera de expresar la concentración en las soluciones, Factores que influyen en la solubilidad, Propiedades coligativas de las soluciones, etc.

Se hacen los siguientes experimentos:

Diferencia entre sustancias puras y mezclas. Se hace este experimento debido a que aquí se estudian los estados dispersos para dar a conocer al alumno de que las dispersiones no tienen propiedades fijas y constantes como en las sustancias puras.

Soluciones.

Valoración.

Determinación del Peso molecular por el método del punto de ebullición.

6) Cinética Química.

Se hacen los siguientes experimentos:

Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.

Efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción.

Efecto de los catalizadores sobre la velocidad de reacción.

7) Equilibrio Químico.

Se hacen los siguientes experimentos:

Equilibrio químico.

Determinación de pH por métodos colorimétricos.

8) Electroquímica

Se hacen los siguientes experimentos:

Serie de las fuerzas electromotrices.

Serie de desplazamiento de los metales.

Comprobación de las leyes de Faraday.

" I N D I C E G E N E R A L "

Prevención de accidentes de Laboratorio.
Instrucciones a los estudiantes
Precauciones de Seguridad.
Primeros auxilios.
Experimento No. 1
Conocimiento del material y equipo de Laboratorio.
Experimento No. 2
Mechero de Bunsen y manipulación con tubos de vidrio.
Experimento No. 3
Técnicas y manipulaciones del trabajo de Laboratorio.
Experimento No. 4
Energía.
Experimento No. 5
Manejo de la balanza analítica clásica.
Experimento No. 6
Determinación de densidades.
Experimento No. 7
Fenómenos físico y fenómeno químico.
Experimento No. 8
Radioactividad. El uso del Contador Geiger-Müeller y sus aplicaciones en el estudio del blindaje.
Experimento No. 9
Paramagnetismo y Diamagnetismo.
Experimento No. 10
Color de los iones en soluciones acuosas.
Experimento No. 11
El contraste entre los compuestos iónicos y los covalentes
Experimento No. 12
Estudio del agua

Experimento No. 13

El agua como disolvente polar.

Experimento No. 14

Acidos y bases en el sistema agua

Experimento No. 15

Hidrólisis de las sales

Experimento No. 16

Clasificación de los elementos según la situación en la tabla periódica. Conforme al comportamiento de sus combinaciones oxihidrogenadas al cambiar el medio.

Experimento No. 17

Oxidación reducción

Experimento No. 18

Determinación de puntos de fusión y puntos de ebullición

Experimento No. 19

Determinación del volumen molar

Experimento No. 20

Ley de Graham. Difusión de los gases.

Experimento No. 21

Diferencias de sustancias puras y mezclas

Experimento No. 22

Soluciones

Experimento No. 23

Valoración

Experimento No. 24

Determinación del peso molecular por el método del punto de ebullición

Experimento No. 25

Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.

Experimento No. 26

Efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción.

Experimento No. 27

Efecto de los catalizadores sobre la velocidad de reacción.

Experimento No. 28

Equilibrio químico

Experimento No. 29

Determinación del pH por métodos colorimétricos

Experimento No. 30

Serie de las fuerzas electromotrices de los elementos

Experimento No. 31

Serie del desplazamiento de los metales

Experimento No. 32

Comprobación de las leyes de Faraday

PREVENCIÓN DE ACCIDENTES DE LABORATORIO

La seguridad personal en un laboratorio es una cuestión esencialmente práctica, de gran importancia tanto para el individuo aislado, como para el personal colaborador o asistente.- Se debe procurar todo el esfuerzo posible, para que el laboratorio funcione con el máximo rendimiento, mediante relaciones armoniosas de su personal, bajo una adecuada y eficiente dirección técnica.

Los Jefes de más experiencia, deben de tomar personal interés por las personas que colaboran con ello, estimulando sus buenas cualidades en el trabajo y corrigiendo con la debida -- prudencia y trato adecuado, aquellas fallas que pudieran de-- terminar hábitos erróneos. No ocultar al alumno los detalles -- y conocimientos fundamentales que puedan servirle de guía en -- sus faenas cotidianas o en sus inquietudes de investigación.

Estos son requisitos fundamentales que deben existir previamente para garantizar una seguridad deseable y una buena administración. Seguridad personal y buena administración son elementos inseparables, cuyo funcionamiento tendrá que determinar un verdadero éxito en un laboratorio, especialmente en el aspecto docente que es el objetivo primordial.

En un laboratorio bien ordenado que llene los requisitos-- apuntados, debe procurarse que no hayan fragmentos de vi-- drio por el suelo, así como ningún objeto que obstaculice el mo-- vimiento de las personas y nunca usar recipientes de vidrio ro-- tos. Con estas pocas prevenciones hay la seguridad de que se pueden evitar riesgos personales y materiales de grandes conse-- cuencias.

La limpieza y pulimento de las mesas tiene lugar durante-- los ratos perdidos, que siempre se presentan en las marchas de las operaciones que no requieren atención permanente.

En todo laboratorio es esencial que todos los frascos se pongan en los estantes inmediatamente después de ser usados y con las etiquetas en la parte de adelante. Esto mejora apreciablemente el aspecto general del laboratorio.

La distribución de los frascos se hará en una forma ordenada. Los que tienen líquidos inflamables, se señalan con claridad, y los frascos pequeños tendrán una advertencia: "No acercarse a llamas desnudas".

Se instruirá a todo el personal en lo que respecta a realizar los montajes de aparatos con toda pulcritud, pues ello lleva aparejada la eficiencia de los mismos. No se dejará sobre la mesa absolutamente nada que no sea necesario, dejando así libre, mayor espacio de trabajo. Este efecto lógrase también cuando hay que trabajar con muchos vasos en filas procurando mantenerlos apartados lo más posible en la mesa.

Se han de tener precauciones cuando los aparatos hayan de permanecer en el laboratorio. Se deben construir cajas con paredes de vidrio que aseguren la protección contra el polvo. Las balanzas ordinarias se protegen mediante cajas de vidrio en la parte delantera con una asa en la parte superior y se mantienen cubiertas a menos que se estén empleando. El resultado es que el aparato se conserva nuevo durante años.

Pasemos ahora a cuestiones de seguridad que sean aplicables a cualquier laboratorio, cualquiera que sea su función química específica, y en esto también, no propongo discutir sobre máscaras y vitrinas y el resto de aparatos necesarios para que el trabajo sea seguro, sino tratar de aquellos otros aspectos sencillos de equipo, que siendo sencillos contribuyen apreciablemente a dar seguridad en el trabajo.

Cuando se trabaja con líquidos inflamables en condiciones tales que exijan el trabajo sin llamas en absoluto, es necesario de disponer de una serie de pequeños carteles que ad-

viertan: "NO ACERCAR LLAMA", para situarlos ante las distintas partes del aparato y llamar la atención para que nadie acerque llamas al aparato en cuestión.

Los experimentos con gases tóxicos se han de hacer en vitrinas de gases. Si esto es imposible se podrán realizar en el laboratorio siempre y cuando se procure que esté muy bien ventilado, que el aparato no tenga fugas y que la salida sea hasta el medio aéreo externo.

Los gases que constituyen un peligro grande como el ácido cianhídrico (CNH) o el fosgeno (Cl₂CO) nunca deben quedar en libertad en el laboratorio, sino en una vitrina bien ventilada y con las debidas precauciones. Cuando las operaciones suponen un riesgo especial, lo mejor es de disponer advertencias impresas que se colocan en cuadros junto al aparato.

Ahora, diremos algo sobre el equipo eléctrico. Aún cuando las instalaciones eléctricas de un laboratorio suelen confiarse a un técnico electricista y en ningún caso las reparaciones deben realizarse por miembros del laboratorio, es evidente que hay muchos casos que deben de ser tenidos en cuenta por los miembros del equipo del personal del laboratorio.

Procúrese que todas las conexiones eléctricas sean tan cortas como sea posible. Cuando se trata de equipo móvil, que tengan cables largos, procúrese que el exceso de éste quede arrollado, perfectamente atado. No se permita nunca que un cable entre en contacto con una superficie caliente, que quemaría el aislador y causaría un cortocircuito, si es que no llegase a producir un incendio. El corto circuito puede establecer contacto con otras partes metálicas, con riesgo de accidentes para el operador. Asegúrese que los grifos y las conexiones mediante tubos de caucho en las conducciones de agua, estén colocadas en tal posición con respecto a las líneas eléctricas, que una fuga de agua no pueda llegar hasta los en-

chufles e interruptores, lo que podía dar origen a un incendio.

Consideremos finalmente el equipo contra incendios. Todo laboratorio debe estar equipado con recipientes con arena y extinguidores de tetra cloruro de carbono. Si en el laboratorio hay cierta cantidad de líquidos inflamables, es necesario de disponer de extinguidores de anhídrido carbónico y debe dedicarse considerable atención a que su colocación en el laboratorio sea lo más adecuada. Cuando se usen extinguidores de tetracloruro de carbono en un local cerrado, no olvidar nunca, que pueden producirse cantidades pequeñas de fósforo y que incluso es peligroso respirar cantidades apreciables de tetracloruro de carbono. Un extinguidor de tetracloruro de carbono no debe usarse nunca en un incendio provocado en presencia de metales alcalinos y alcalinotérreos, pues en estos casos se pueden producir explosiones considerables por formación de cloruro metálico y carbón. Los incendios producidos por disolventes orgánicos deben combatirse siempre al principio con arena, y acto seguido mediante la acción de extinguidores de anhídrido carbónico si es necesario. Los fuegos de origen eléctrico se pueden extinguir con tetracloruro de carbono o anhídrido carbónico líquido. Es de suma importancia comprobar que la arena de los recipientes anti-fuego se encuentre seca y exenta de materias extrañas, concretamente de materiales combustibles. Los recipientes con arena, deben tener el orificio de salida suficientemente amplio para que la arena pueda ser derramada con facilidad sobre el material inflamado por cualquier miembro del laboratorio.

Espero que este resumen breve, de lo que se debe hacer en el laboratorio sea de utilidad.

Los accidentes frecuentemente son consecuencia de la ignorancia, o de la falta de cuidado, pero también algunas veces la falta de cuidado es consecuencia del fallo de los encargados de la labor de supervisión, por no realizarla apropiadamente.

Son pocos los accidentes de los que no pueda darse una explicación.

Según mi experiencia los miembros más afectados con frecuencia por accidentes son los más jóvenes. En un laboratorio es fácil encontrar muchachos de 16 a 17 años de edad, procedentes de las escuelas de segunda enseñanza, y finalmente graduados jóvenes de la Universidad.

Hay varias razones que explican que los que sufren accidentes con más frecuencia son los más jóvenes de edad. En primer lugar el deficiente control de sus movimientos, estados emocionales, y falta de experiencia que se obtienen con los años. Son capaces de dejar caer con fuerza los aparatos de vidrio sobre las mesas rompiéndolos, y cuando rucven algo siempre lo hacen más allá de lo que se esperaba y golpea con otras cosas. Rompen las llaves de las buretas. Tienen que ser vigilados a causa de su rudeza, y se necesita paciencia con ellos. Han aprendido algo de química, pero con frecuencia nada de manejar equipo de laboratorio, y su ignorancia los hace particularmente vulnerable a los accidentes. Suelen ser entusiastas y desean agradar en su primer trabajo, y algunas veces cuando no han entendido por completo unas instrucciones, en lugar de cerciorarse bien, suponen que saben lo que se les quería decir y van corriendo a hacerle y lo hacen al revés. Siempre es conveniente dar instrucciones cuidadosamente y asegurarse de que han sido comprendidos. Esto es esencial cuando se está trabajando con gente joven y se quiere realizar un trabajo seguro.

Los graduados de la Universidad tienen muchos más conocimientos que los mencionados anteriormente, pero con mucha frecuencia tienen cierta tendencia a creerse que saben mucho más de lo que en realidad saben. Algunas veces son inaguantables, vanidosos y están convencidos de que deberían pasar inmediata-

mente a realizar trabajos de investigación. De nuevo, en este caso, se necesita toda la paciencia, y aquel que esté encargado de vigilarles no debe permitirse creer que porque tengan -- más conocimientos que los salidos de la escuela de segunda enseñanza, son menos capaces de cegarse, sufrir accidentes en sus propias personas en cualquiera que esté presente.

Finalmente tengo que apoyar la sugerencia de que la técnica de laboratorio debería enseñarse más a fondo en los centros de enseñanza por medio de profesores de práctica. Como antiguo alumno debo rendir agradecimientos a la forma en que el fallecido Dr. León Trujillo y Ortíz ayudado por sus asistentes, se encontraba siempre en el laboratorio indicando a sus alumnos la forma como debían trabajar.

INSTRUCCIONES A LOS ESTUDIANTES

El laboratorio es el taller de observación de usted mismo; muchos ejemplos de cambios físicos y químicos se llevan a cabo al combinarse elementos y compuestos. Muchos de estas -- sustancias son venenosas y peligrosas, por lo cual deben de ser manipuladas correctamente y con cuidado.

La seguridad de usted y sus compañeros restantes depende en gran parte del cuidado y la atención que usted tenga y de ser fiel a las instrucciones y sugerencias necesarias para verificar su trabajo.

Debemos de ser prudentes y previsores al realizar una práctica, pues la tenacidad y el arrojo imprudente pueden ser causa de lamentables accidentes; por lo tanto el alumno no debe de realizar ningún ensayo original que no tenga la garan--tía de la más absoluta seguridad de su manipulación.

Así, como un carpintero puede conocer los nombres, usos y propiedades de cada una de sus herramientas, usted pronto va a poder al igual que un carpintero conocer, los nombres, usos y propiedades de los reactivos químicos y aparatos en el orden que los experimentos se hacen.

El laboratorio es parte muy importante del curso de Química General y es obligatorio para todos los estudiantes.

Es necesario tener presente lo siguiente:

1o.) Estudie previamente, y mantenga en su mente con todo género de detalles, antes de llegar al laboratorio, la experiencia a realizar, a fin de que pueda sacar el mayor rendimiento posible a la práctica, esforzándose así mismo en dar solución a las dificultades que puedan surgir durante los experimentos y ensayos.

2o.) Aunque los métodos de laboratorio son específicos-- y en muchos casos rígidos en su proceso y desarrollo, siem--

pre existe alguna posibilidad de utilizar el propio ingenio y el sentido común para imprimir a los métodos y procedimientos alguna originalidad propia, ya sea para simplificar o ampliar los resultados de la práctica. No sea nunca rutinario ni imitador, se puede crear con la ayuda de la lógica y de la imaginación. En muchos casos usted puede construir su propio instrumento o aparato de trabajo.

3o.) Antes de iniciar la práctica el estudiante debe esperar en el aula que se le indique, para recibir las instrucciones del caso, sobre el experimento y para hacer un examen corto, escrito u oral, cuando lo indique el profesor.

4o.) Sea cuidadoso y ordenado en la conservación del material de trabajo y trate de ser económico en el uso de algunas sustancias, que resultan extraordinariamente costosas.

5o.) Haga uso de dibujos y esquemas en la preparación de muchos experimentos, pues en muchos casos, ellos son instrumentos valiosos que proporcionan cierta idea para enfocar los trabajos prácticos.

6o.) Trabaje con cuidado y limpieza desde que comienza -- hasta que termina la práctica, con la seguridad de que obtendrá un mayor rendimiento con resultados más precisos. Y de ser posible trabaje sólo, sin la ayuda de nadie. De este modo está trabajando usted mismo, empleando a plena capacidad su espíritu investigador con todas las probabilidades de un mayor éxito.

REGLAS DE LABORATORIO

1o.) Al terminar su práctica de cada día, deje las mesas y aparatos limpios y ordenados. El estudiante debe de estar dispuesto a tomar la esponja y el paño para limpiar y secar los utensilios después de cada operación.

2o.) Los sólidos deben de ser echados en el cesto de papeles. Nunca eche fósforos, papel de tornasol o cualquiera otra sustancia sólida dentro del fregadero.

3o.) Los frascos reactivos que están en los estantes, nunca deben ponerse sobre la mesa de trabajo cuando se van a usar. Se deben tomar pequeñas cantidades en tubos de ensayo o vasos de precipitación bien limpios si se trata de reactivos en solución; y en vidrios de reloj o papel de filtro si son sustancias sólidas.

4o.) Lea la etiqueta dos veces antes de usar el contenido de un frasco, así evitará confusiones.

5o.) Use la cantidad necesaria de reactivos para hacer sus experimentos. Siempre que tome un exceso de reactivo no lo devuelva al frasco original, es mejor votarlo porque si lo devuelve corre peligro de contaminar el reactivo.

6o.) Reuna los aparatos y equipo que le dará el instructor. Guarde todo libro o cuaderno excepto su manual de laboratorio.

7o.) No introduzca su gotero dentro de los frascos con reactivos. Ponga un poco de reactivo en un tubo de ensayo y luego tómelo con el gotero, este cuidado evita contaminar el reactivo del frasco con otras sustancias.

8o.) No ponga el tapón de los frascos reactivos que usted abra hacia abajo, sobre la mesa, pues puede tomar impurezas y contaminar la solución reactiva cuando usted vuelva a tapar el frasco. Lo correcto es sujetarlo entre los dedos co-

mo indicará su profesor.

9o.) Las probetas graduadas no deben calentarse en la llama porque se rompen fácilmente. Los tubos de ensayo también pueden romperse si se calientan rápidamente, para evitarlo debe aplicar la llama intermitentemente, hasta que el tubo se caliente.

10o.) Los materiales deben ser pesados cuidadosamente, sin prisa, las prisas en Química equivalen a malograr el tiempo.

PRECAUCIONES DE SEGURIDAD

Las precauciones mínimas que deben observarse con cuidado son las siguientes:

1a.) Al calentar una solución en un tubo de ensayo, nunca dirija la boca de el tubo hacia su compañero o hacia usted mismo. Una rápida formación de vapores puede proyectar el contenido con violencia hacia su amigo o hacia usted y producirle quemaduras graves.

2a.) Cuando disuelva ácidos en agua tenga el cuidado de echar el ácido lenta y cuidadosamente dentro del agua, agitando constantemente, y nunca añada agua al ácido, el calor liberado en la disolución es tan grande que puede proyectarse con violencia quemando al operador.

3a.) Cuando se respira gas, cloro o bromo deben hacerse-- inhalaciones con amoníaco muy diluído o bien con alcohol muy diluido.

Si el gas que se respira es sulfuroso, debe respirarse -- aire puro y tomar solución alcalina muy diluída.

Si es sulfhídrico respire aire puro e ingiera agua clorada.

Si son vapores nitrosos, respire aire puro y tome cada -- diez minutos un vaso de agua con tres gotas de cloroformo.

4a.) Cuando se quiera introducir un tubo de vidrio en un tapón de goma perforado, debe humedecerse el tapón y el tubo-- con agua primero, y luego sujetar el tapón con un paño y coger el tubo cerca del extremo que va a ser insertado, haciendo un movimiento de rotación. Si usted lo sujeta por el extremo opuesto a la parte que se introduce, puede romperse.

5a.) Nunca pruebe una solución directamente, pueden citarse casos de accidentes graves. Las sustancias se reconocen por medio de sus reacciones químicas.

6a.) Para percibir los olores de las soluciones que en caliente emiten vapores, no ponga su cara directamente sobre la boca del tubo de ensayo o vaso de precipitación que lo contiene, basta acercarse, y pasar la mano por encima como quien ~~aparta~~ algún estorbo, mover los vapores o gases que se desprenden, con lo cual, fácilmente llegan al olfato y podemos percibir su olor.

7a.) Si en alguna experiencia se producen vapores venenosos, realice la operación debajo de una vitrina para extraer gases, con el fin de evitar que se llene el laboratorio de esos gases.

8a.) Use siempre gabacha para trabajar en el laboratorio, así protegerá sus ropas de manchas y de sustancias corrosivas.

PRIMEROS AUXILIOS

La gravedad de los peligros de los accidentes de laboratorio pueden ser grandemente reducidos cuando están a mano los materiales necesarios para primeros auxilios y conocer además cual de ellos se usa en cada tipo de accidente.

MATERIALES PARA PRIMEROS AUXILIOS

Drogas:

Alcohol:

70%

95%

Agua de cal

Leche de magnesia

Vaselina o parafina sólida

Pomada de Butesín

Aceite mineral o aceite de oliva

Bicarbonato de sodio

Soluciones:

Acido acético al 1%

" " " 5%

amoníaco al 5%

Acido Bórico al 4%

Bicarbonato de sodio al 2%

Tintura de yodo al 2%

Antídoto Universal:(1)

Carbón vegetal dos partes

Oxido de magnesio 1 "

Acido tánico 1 "

Otros materiales para uso de emergencias:

Algodón absorbente

Curitas

Venda de 2 pulgadas de ancho

Manta

Copa de ojos

gotero

tijeras

(1) El antídoto universal se usa en envenenamientos por causas desconocidas. Una cucharada disuelta en un vaso de agua se administra.

CONTROL Y PREVENCIÓN DE INCENDIOS

Los extinguidores deben de estar colocados en un lugar -- que sean fácilmente manejados hacia el lugar del incendio. Cuando se usa un extinguidor el líquido debe de caer directamente en la base de la llama.

Una manta grande y pesada debe de estar disponible en caso de quemaduras en la ropa. Esta se colocará alrededor del individuo cuyas ropas están ardiendo.

Los incendios de pequeñas proporciones de líquidos volátiles, como éter y alcohol, pueden ser apagados con una manta, toalla o trapo.

Los incendios con aceites pueden extinguirse con carbonato de sodio sólido.

PRIMEROS AUXILIOS

Quemaduras:

Según la gravedad de las quemaduras así será el tratamiento que se le haga al accidentado, si es una quemadura generalizada, el paciente debe trasladarse a una clínica para que reciba tratamiento médico.

El tratamiento que daremos a continuación únicamente es conveniente para quemaduras de poca proporción.

Aplique vaselina sólida estéril o pomada de Butesín.

Acidos derramados sobre la piel o la ropa:

Lavado prolongado con agua, después de esto neutralizado con solución de amoníaco al 5%.

Alcalis derramados sobre la piel o la ropa:

Lavarse con bastante agua, y después neutralizar la acción del álcali con solución de ácido Bórico al 4%, o solución de ácido acético al 5%.

Lesiones químicas en los ojos:

Cualquier cuerpo extraño que entre en un ojo causa irritación inmediata y hace verter abundantes lágrimas. Esta indicación de la Naturaleza para resolver la situación de emergencia que nos orienta en lo que debemos de hacer en nuestros primeros auxilios: Riego abundante con mucha agua. Si el cuerpo extraño no puede localizarse y extraerse con ayuda de un pincel de pelo -

de camello mojado con parafina líquida estéril, deberá instilar se unas gotas de parafina líquida estéril, tapar con una cubierta y vendaje firme y esperar el tratamiento médico.

Los reactivos químicos que entran en los ojos son inmediata y particularmente peligrosos. La cura de urgencia se ha de hacer sin ningún retraso. Los ácidos y los álcalis concentrados son los más peligrosos. Los álcalis causan más daño que los ácidos a concentraciones bajas como consecuencia de la mayor permeabilidad de los tejidos frente a ellos. Deben tenerse en cuenta los siguientes aspectos:

I - Las personas que no tengan experiencia no deben intentar ningún tratamiento que sobrepase la irrigación o lavado de ojo, inmediato y continuado simplemente con agua o con una disolución salina normal, estéril, por lo menos durante cinco minutos. No es efectivo el tratar de lograr la neutralización de un ácido o de una base con disoluciones débilmente alcalinas o ácidas respectivamente. Los tejidos ya han sido lesionados y el tratamiento con estas disoluciones pueden contribuir a aumentar las lesiones. Hay que impedir que el paciente se frote los ojos.

II - Después del lavado debe procederse en cuanto sea posible al traslado del paciente a una clínica oftalmológica.

III- Los ungüentos y aplicaciones análogas son innecesarias. A lo sumo instilar una gota de parafina líquida estéril o un aceite semejante con el fin de aliviar el dolor.

IV - Si el paciente se queja de cualquier perturbación de la visión, si no ve, o ve turbio, o tiene visión doble o ceguera parcial, debe buscarse la ayuda inmediata de un oftalmólogo.

Heridas:

Ramueva la suciedad y otros materiales extraños de la herida.

Lave la herida con alcohol a 70%, usando compresas humedecidas con el alcohol.

Después de lavado, aplicar solución al 2% de tintura de yodo.

Acidos concentrados dentro de la boca:

Evacuar el ácido y enjuagar bien con agua, seguidamente lavarse con solución al 5% de Bicarbonato de Sodio.

Bases concentradas dentro de la boca:

Evacuar la boca y después enjuagarse bien la boca con agua, enseguida neutralizar la base con solución al 4% de ácido-acético.

Sustancias minerales y ácidos inorgánicos que han sido tragados:

Cuando una sustancia mineral o un ácido inorgánico es tragado, hay que evitar por todos los medios posibles que se introduzca al tubo digestivo, dándole al paciente eméticos o carbonatos.

Administrar leche de magnesia o agua de cal inmediatamente después.

Alcalis concentrados que han sido tragados:

Cuando un álcali concentrado ha sido tragado hay que evitar por todos los medios posibles que llegue al tubo digestivo, para ello se le dan al paciente eméticos fuertes.

Administrar inmediatamente después vinagre o solución al 5% de ácido acético o jugo de limón.

Administrar 250 ml. de aceite mineral o aceite de oliva.

Inducir al vómito tomando agua tibia.

EXPERIMENTO No. 1

CONOCIMIENTO DEL MATERIAL Y EQUIPO DE LABORATORIO

El conocimiento del nombre y uso del equipo de laboratorio es necesario para una mejor comprensión y exactitud con que se ejecutan los experimentos.

MATERIAL DE VIDRIO

El vidrio es una sustancia ideal para muchos utensilios y aparatos que se usan, puesto que es químicamente inactivo con muchos de los reactivos que se usan en el laboratorio. Además la cristalería que se usa en el laboratorio de química se emplea constantemente, y es deseable y recomendable que el equipo de vidrio sea de fabricación de vidrios resistentes, tales como el llamado "PIREX".

A) MATERIAL DE VIDRIO QUE SE EMPLEA PARA MEDIR VOLUMENES

1) PROBETAS GRADUADAS

Son cilindros huecos de vidrio cerrados por uno de sus extremos, y abierto de su extremo superior, de fondo plano. Se usan para medir líquidos, tales como agua destilada, soluciones, etc. Llevan una escala graduada en milímetros; cada raya o división puede corresponder a 1 ml. o fracción, o a dos, o a cinco, etc., según su tamaño.

Los tamaños que más se emplean en un laboratorio de química son: 5 ml., 10 ml., 25 ml. y 100 ml.

2) PIPETAS VOLUMETRICAS.

Son tubos cilíndricos con un ensanchamiento hacia la mitad de su longitud, y el extremo inferior es fino, casi capilar, y por el otro se hace succión hasta llegar a una marca, que nos indica la cantidad de líquido que se quiere medir, y se encuentra por encima de el ensanchamiento. Sirven para medir con exactitud pequeños volúmenes de líquidos, los más frecuentes son: 10 ml., 20 ml., o 25 ml.

3) BURETAS

Son tubos de cristal de poco diámetro y bastante longitud, bien calibrados y graduados en ml. y fracciones. Pueden ser de dos tipos: una de LLAVE, llamada así por tener en su extremo inferior una llave de cristal; otra llamada de MOHR, que tiene en el extremo inferior un gotero corto y estrecho, separado del anterior por un pequeño trozo de tubo de goma en el cual se adapta una pinza especial, llamada pinza de MOHR.

Hay de las siguientes capacidades: 5 ml., 10 ml., 25 ml., 50 ml., y 100 ml. Se emplean para valoraciones volumétricas.

4) PIPETAS CORRIENTES o llamada también PIPETA DE MOHR.

Son tubos de cristal de poco diámetro y poca longitud, bien calibrados y graduados en ml. o fracciones; sirven para medir pequeños volúmenes de líquidos.

Hay de las capacidades siguientes: 2 ml., 3ml., 5 ml., 10 ml. y 25 ml.

5) COPAS GRADUADAS.

Tienen forma de cono invertido y el mismo objeto que las probetas graduadas y con idéntica escala; su uso más general es para medir volúmenes de agua, soluciones. Las hay de 5, 10, 25, 50, 100, 500, y 1000 ml.

6) FRASCO VOLUMETRICO O MATRAZ AFORADO.

Son recipientes de vidrio constituidos por una esfera a la cual se le adapta un cuello largo, y reciben el nombre de matraces cuando tienen el fondo plano. Los hay de diferentes capacidades. Son muy útiles para medir volúmenes y llevan una marca de aforo en el cuello, señalando su capacidad. Pueden calentarse al fuego directo.

B) MATERIAL DE VIDRIO QUE TIENE DIVERSOS USOS EN QUIMICA

1) VASO DE PRECIPITADO

Son vasos cilíndricos de vidrio delgado, dotados casi siempre de un pico para facilitar el trasvase. Los hay de diversas

capacidades y pueden ser sometidos a la acción del calor sobre una tela metálica. Se usan los vasos de precipitado para disolver, mezclar; y es recomendable usarlos cuando se hacen grandes cantidades de soluciones por medio de el calor; también se usan en distintas operaciones analíticas.

2) FRASCO LAVADOR.

Consiste el frasco lavador en un matraz o erlenmeyer al cual se le adapta un tapón de goma bihorado y dos tubos doblados en una disposición especial, que permite el empleo muy cómodo del agua destilada. Vea el dibujo del frasco lavador.

Se usa el frasco lavador para facilitar el lavado de material de vidrio y para disolver sustancias químicas.

3) FRASCO ERLLENMEYER.

Son recipientes de vidrio de forma cónica que tienen la ventaja de presentar al fuego una gran superficie en relación a su capacidad; además de cuello estrecho y largo evita que los líquidos que en él se calientan se proyecten al exterior. Algunos destinados a operaciones de filtración con ayuda de succión, tienen paredes reforzadas y un pequeño tubo lateral, recibiendo el nombre de KITASATO.

Se usa el frasco erlenmeyer para agitar líquidos, y para calentar soluciones que en un futuro experimento nos pueden servir, tapándolo con un tapón de corcho bien ajustado para prevenir la evaporación y contaminación. Hay de varias capacidades.

4) MATRACES.

Son recipientes de vidrio contruídos por una esfera a la cual se le adapta un cuello largo, y tienen el fondo plano. Los hay de diversas capacidades. Sirven para hacer soluciones y para calentar líquidos.

5) BALONES O FRASCOS DE FLORENCIA.

Son iguales a los matraces pero se diferencian de ellos en que no tienen el fondo plano. Hay de diversas capacidades.

Sirven para muchos experimentos de química orgánica.

6) EMBUDOS.

Son recipientes de vidrio o porcelana de forma cónica y abiertos en su parte ensanchada mientras su parte más estrecha se prolonga en un tubo recto y largo de pequeño diámetro que se llama pico. Se emplean principalmente en las operaciones de filtración o sea para la separación de sustancias sólidas de líquidas.

7) TUBOS DE ENSAYO

Son tubos de paredes delgadas, cerrados por uno de sus extremos. Los tubos de ensayo son quizá los que más se usan en el laboratorio de química, sirven para mezclar, disolver, y calentar soluciones y para observar cambios químicos.

8) RETORTAS.

Son recipientes de vidrio o de porcelana, caracterizados por su forma típica de pipa de fumar. Soportan fuertes temperaturas y deben de ser calentados sobre rejillas o baño de arena.

Se emplean en la destilación:

9) EMBUDOS DE SEPARACION O AMPOLLAS DE BROMO

Dotados de una llave de paso, sirven para separar líquidos no miscibles y también para contener líquidos corrosivos, como el bromo si se desea verterlos gota a gota.

10) EMBUDO DE BUCHNER.

Para filtrar al vacío por medio de la trompa de agua se emplean embudos con placa central en criba. Dicho embudo va ajustado por un tapón de goma, a un frasco resistente con tubuladura lateral (llamado KITASATO), unido a la trompa de agua.

11) VIDRIOS DE RELOJ.

Son como su nombre indica, delgados casquetes esféricos de vidrio. Se usa el vidrio de reloj en la evaporación de pequeños volúmenes de líquidos o para la observación de cambios químicos.

También se usan para cubrir los vasos de precipitado, para evitar la evaporación y contaminación cuando se guarda un líquido para usos futuros.

12) AGITADORES DE VIDRIO.

Son varillas sólidas de vidrio que sirven sobre todo para remover líquidos.

Si los agitadores llevan en su parte inferior una porción de caucho reciben el nombre de GENDARME.

C) MATERIAL DE VIDRIO O DE OTRO MATERIAL QUE TIENE USO ESPECIFICO.

1) FRASCO DE BOCA ANCHA.

Son frascos de vidrio grueso que en su parte superior -- tienen la boca.

Se usan los frascos de boca ancha para recolectar gases-- debajo de agua, y con un tapón de corcho bien ajustado, para-- prevenir la evaporación, o para guardar soluciones para usos-- futuros.

2) REFRIGERANTES O CONDENSADORES.

Tienen por objeto enfriar los vapores que circulan a tra-- vez de ellos, de manera que produzcan condensación. Son dos -- tubos concéntricos e independientes, por el tubo interior cir-- culan los gases, rodeados del otro tubo exterior, por donde -- circula constantemente agua fresca, enfriando los gases que -- salen al exterior condensados.

Según la forma que tenga el tubo interior así es el nom-- bre que reciben: si el tubo interior es recto recibe el nombre de REFRIGERANTE DE LIEBIG. Si el tubo interior es enrollado en forma de serpiente recibe el nombre de REFRIGERANTE DE SERPEN-- TIN. Y si la forma es de unas esferas entrelazadas recibe el -- nombre de REFRIGERANTE DE ROSARIO o también llamado REFRIGERAN-- TE DE ALLIHN.

3) TUBOS DE SEGURIDAD.

Son tubos unas veces enteramente rectos y terminados con un ensanchamiento o pequeño embudo y otras veces portando en su trayecto una o más bolas y una vuelta en forma de S.

Son útiles para evitar los efectos de las observaciones gaseosas bruscas, así como para prevenir explosiones de los aparatos, que podrían producirse como consecuencia de súbitos desprendimientos gaseosos.

4) TUBOS DESECADORES.

Son tubos casi siempre en forma de U o rectos, con un ensanchamiento en su parte baja, llenos de cloruro de calcio, que es el agente desecador, Pueden tener otra forma. Tienen su uso cuando se trata de obtener gases libres de humedad, como por ejemplo el cloruro de hidrógeno y otros gases, también se pueden emplear para otros usos.

5) DESECADORES.

Son dispositivos para eliminar la humedad de aquellas sustancias que se quieren desecar, gracias a la avidéz que otras sustancias tienen por el agua.

Son recipientes cilíndricos de bastante capacidad, se estrechan hacia su tercio inferior para montar sobre el estrechamiento una placa de losa agujereada, dejando debajo una cámara donde se coloca el agente desecante que puede ser: ácido sulfúrico, cloruro de calcio, etc. Una tapa esmerilada que ajusta perfectamente por medio de una grasa, cierra el desecador.

6) FRASCO GOTERO.

Sirven para guardar pequeñas cantidades de líquidos que no se quieren contaminar.

7) GOTEROS.

Su uso es similar al gotero medicinal, para la transferencia de pequeñas cantidades de líquidos.

8) PESA FILTRO.

Frasquito con su tapa que sirve para poner el precipitado

con el papel filtro, después de haber sido desecado en la estufa para eliminar la humedad, con el fin de pesarlo.

9) FRASCO DE WOULF O FRASCO DE DOS O TRES BOCAS.

Los de dos bocas sirven para obtener ciertos gases como el anhídrido carbónico y el ácido sulfúrico, en cuya obtención no es necesaria la acción del calor, y los de tres bocas se emplean generalmente como frasco lavador de gases.

10) LAMINAS DE VIDRIO.

Son láminas cuadradas de vidrio resistente y grueso que se emplean para la observación de cambios químicos.

D) MATERIAL QUE PUEDE SER DE VIDRIO O DE OTRO MATERIAL RESISTENTE DE USO POCO COMUN EN EL LABORATORIO.

1) CRISTALIZADORA.

Recipiente circular de poca altura que se emplea para obtener cristales, por evaporación del agua que tiene disuelta la sustancia cristalizable. Las hay de diferentes tamaños.

2) TROMPA DE AGUA.

Son de los primeros aparatos que se emplearon para hacer el vacío y acelerar la filtración, cuyo funcionamiento se funda en una columna de agua que desciende por un tubo, desde cierta altura, arrastrando el aire de un tubo lateral debidamente colocado. Esta clase de aspirador se utiliza cuando se dispone de presión de agua.

3) CAPSULA DE EVAPORACION O CAPSULA DE PORCELANA.

Son verdaderos casquetes esféricos, dotados de pico o sin él. Muy útiles para la vaporización de líquidos, mediante calentamiento o fuego directo.

4) MORTERO Y PISTILO.

Los morteros son utensilios que sirven para pulverizar los cuerpos y disponerlos mejor a la acción de los reactivos o los disolventes.

Se pulveriza con la ayuda de una maza llamada pistilo o mano de mortero.

5) ESPATULA.

Sirve para comprimir los cuerpos granulientos reduciéndolos a forma pulverulente. También sirve para extraer de un frasco de boca ancha un polvo. Se construyen de acero, de porcelana o de vaquelita.

6) CRISOLES.

Tienen la forma de cono invertido, truncado con el vértice; están destinados a calcinaciones y son hechos de sustancias refractarias al calor como arcilla, Porcelana, hierro, etc. y al calor de los reactivos químicos, como los de platino. Se usan con tapa o sin ella.

7) TRIANGULO DE TIERRA REFRACTARIA O SOPORTE DE CRISOLES.

Son soportes de cuarzo o de tierra refractaria, en forma de triángulo que se usan para calentar crisoles o cápsulas o fuego directo.

EQUIPO DE METAL EN QUE SE EMPLEA CALOR.

1) MECHERO DE BUNSEN.

El mechero de Bunsen es un aparato indispensable en el laboratorio de química, se usa para calentar líquidos y sólidos e incineración de ciertas sustancias.

2) MARIPOSA PARA ADAPTAR AL MECHERO DE BUNSEN.

Pieza que se coloca en el extremo superior del tubo quemador del mechero para estrechar la llama en el doblado de tubos de vidrio.

3) ARO METALICO O ANILLO METALICO.

Se une el aro metálico al soporte universal por medio de una grapa que ya tiene él, y ya unido se coloca sobre el anillo la malla metálica y así en esa forma se usa para calentar vasos de precipitado y otros objetos que necesitan calentarse con la llama. El anillo metálico también se emplea para colocar embudos en operaciones de filtración.

4) TELA METALICA O TELA METALICA CON ASBESTO.

En lugar de la tela metálica sola se puede emplear malla

metálica con asbesto que protege la superficie de los objetos, que se calientan con la llama directa.

5) SOPORTE UNIVERSAL.

El soporte universal consta de una base rectangular que puede ser de porcelana o de hierro y sobre ella lleva atornillada una varilla metálica, donde se coloca el aro metálico, la grapa para sostener tubos de ensayo, o la GRAPA para sostener buretas.

6) GRAPA PARA SOSTENER TUBOS DE ENSAYO EN EL SOPORTE UNIVERSAL.

Se emplean cuando se van a calentar tubos de ensayo.

7) PINZA PARA CRISOLES.

Es una pinza de metal que tiene la forma de una tijera. Se usa para coger objetos que han sido expuestos al calor.

8) PINZA PARA TUBOS DE ENSAYO.

Se emplean cuando se calientan tubos de ensayo a fuego directo. Pueden tener diversas formas.

9) ALAMBRE DE PLATINO O ALAMBRE DE NIQUEL CROMO.

Podazo de alambre de platino insertado en un tubo de vidrio, se usan para formar perlas, calcinar sustancias y ver coloraciones a la llama.

10) TRIPODE.

Dispositivo de tres pies para sostener el recipiente que se calienta.

EQUIPO VARIO DE METAL

1) PINZA para sostener buretas.

Pinzas especiales recubiertas de caucho en la parte donde se coloca las buretas.

2) GRADILLA para tubos de ensayo.

Son soportes especiales para los tubos de ensayo casi siempre de madera.

3) PERFORADOR DE TAPONES.

Los taladradores de tapones son un equipo individual, hecho de latón que tiene un par de alas en la parte superior para sujetarlos con la mano y están soldados al tubo principal. Los tubos son fabricados de un latón especialmente duro y cada uno de ellos tiene su número escrito en la parte superior para identificarlos con facilidad. Cada número dado corresponde a un diámetro dado.

También traen una varilla de metal para remover el corcho o el caucho que queda adherido al tubo.

4) AFILADOR DE EL PERFORADOR DE TAPONES.

Es fabricado de un latón resistente; sirve para afilar los taladradores de tapones.

5) CUBA HIDRONEUMÁTICA.

Es un recipiente de bastante superficie y fondo, de forma cilíndrica o rectangular, utilizado para recoger gases insolubles en el agua. Generalmente el frasco en que se recoge el gas descansa, en un puente que lleva la cuba, aunque esto no es indispensable para recoger el gas.

6) PINZA DE MOHR.

7) PINZA DE TUBO DE GOMA

8) PINZA DE HOFFMAN

9) TAPONES DE CORCHO O DE HULE.

F) INSTRUMENTOS PARA PESAR.

En los laboratorios bien equipados se necesitan las siguientes balanzas:

1) BALANZA DE ROBERVAL.

La balanza ordinaria de Roberval, cuya sensibilidad es aproximadamente de 0.1 gramo, se usa en los trabajos en los cuales no se necesita una gran precisión.

2) BALANZA DE MOHR-WESPHAL.

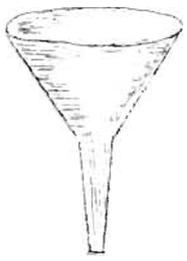
Basada en el principio de Arquímedes. Sirve para la determinación de las densidades de los líquidos.

3) BALANZA ANALITICA.

De esta balanza daremos una explicación más amplia, en la parte descriptiva de su manejo.

4) CAJAS DE PESAS.

Son utensilios que sirven para comparar la masa de un cuerpo dado. De ellas daremos una explicación más adelante.



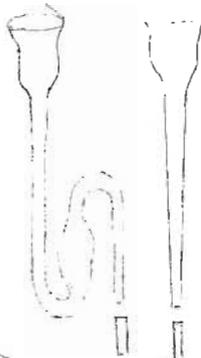
Embudo



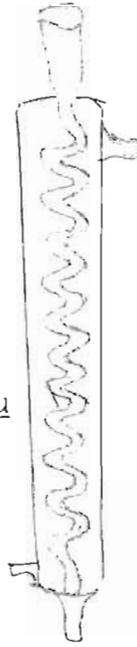
Tubo de ensayo



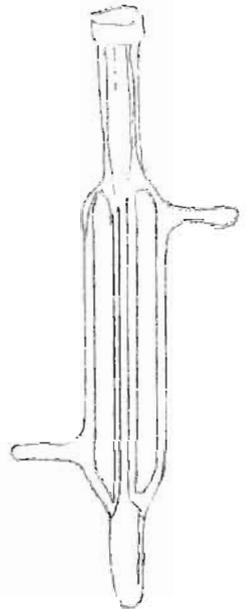
Beaker



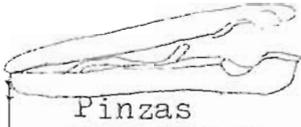
Tubos de seguridad



Condensador Granham



Condensador Liebig



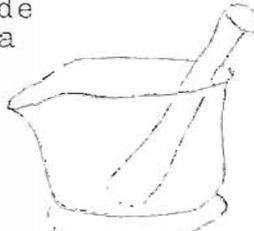
Pinzas



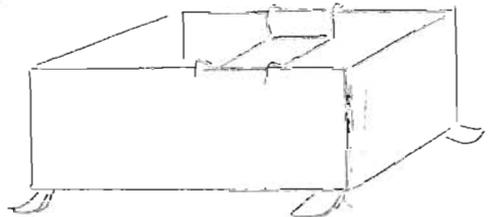
Cápsula de porcelana



Cristalizadora



Mortero



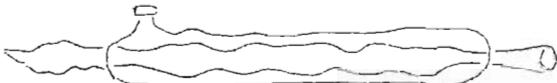
Cuba Hidroneumatica



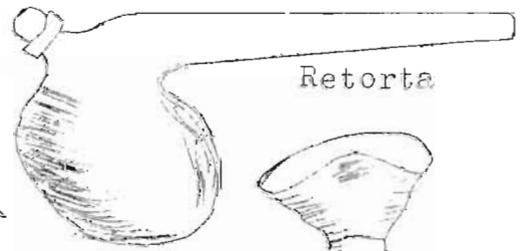
Frasco lavador



Balon



Condensador Allihn



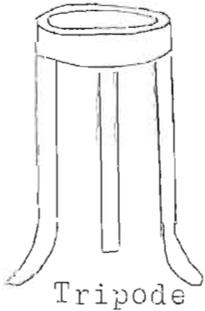
Retorta



Funnels Stoppered



Mariposa



Tripode



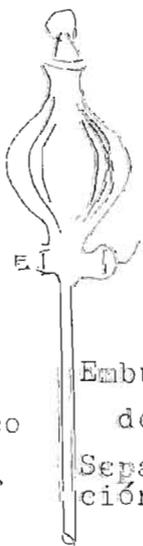
Cucharilla de Combustión



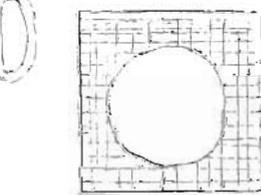
Escobilla



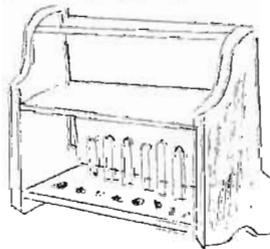
Frasco de Woolf



Embudo de Separación



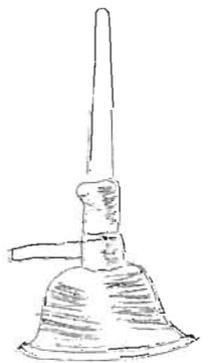
Tela Metálica



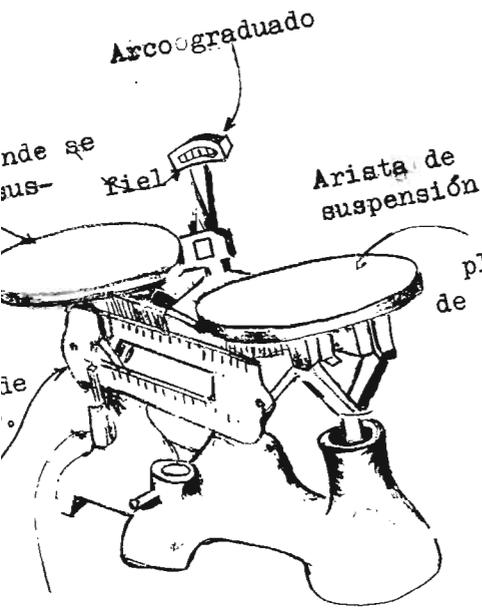
Gradilla



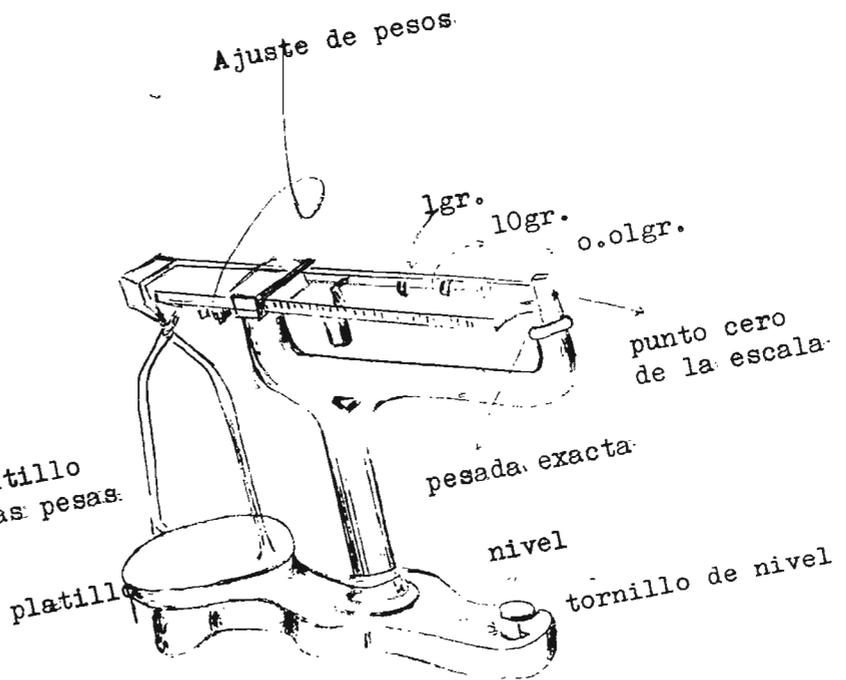
Crisol



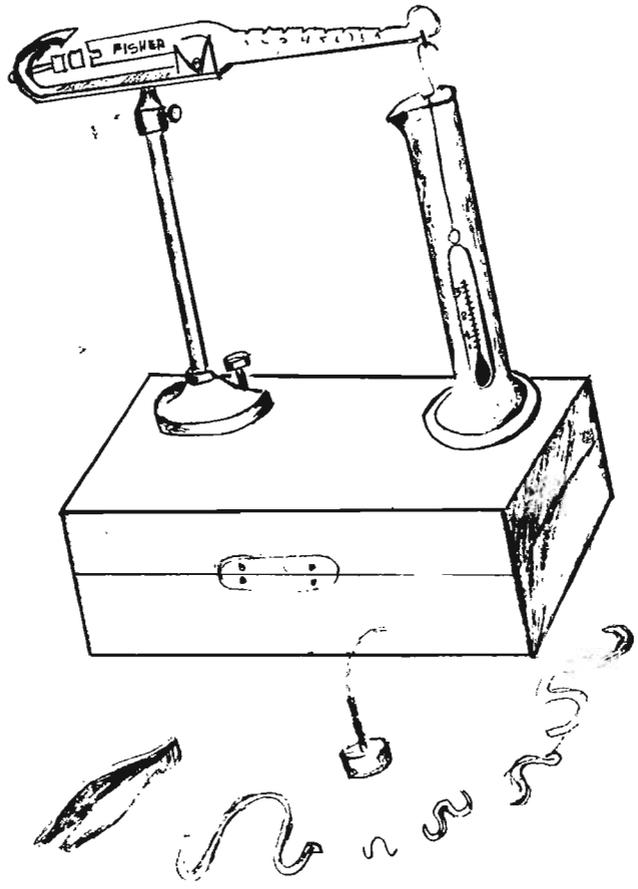
Mechero Bunsen



Balanza de Roberval



Balanza de un sólo platillo



Balanza Westphal

EXPERIMENTO No. 2

MECHERO DE BUNSEN Y MANIPULACION CON TUBOS DE VIDRIO

MATERIALES REQUERIDOS:

Reactivos químicos:

MATERIALES VARIOS

Astillas de madera.

EQUIPO

1 Mechero de Bunsen

1 Mariposa

1 Lámina de Asbesto y amianto

1 Varilla de vidrio grande

Desperdicios de tubos de vidrio para que los empleen en la manipulación del doblado, estirado o hacer goteros..

SUGERENCIAS:

Debe hacerse hincapié en el empleo de el Mechero de Bunsen sobre todo en el conocimiento de los tipos de llama, pues es un utensilio que se emplea constantemente en el laboratorio.

Si el mechero presenta ciertas modificaciones al descrito en el experimento el Docente estará obligado a dar las aclaraciones de el caso al estudiante.

Las peritas de goma que se emplean para construir los goteros podrían ser proporcionados por los estudiantes.

EXPERIMENTO No. 2

MECHERO DE BUNSEN Y MANIPULACIONES CON TUBOS DE VIDRIO

A) MECHERO DE BUNSEN.- SU MANEJO.-

El primer dispositivo acertado para utilizarlo debidamente con fines de calefacción fue el mechero de Bunsen desarrollado por Robert Von Bunsen.- Consta de:

1o.) Un tubo vertical llamado chimenea enroscado por abajo en un pie.- Dicho tubo presenta en la parte inferior dos aberturas por donde penetra el aire.

2o.) Un aro metálico móvil, que cubre el tubo vertical con dos orificios laterales diametralmente opuestos que pueden abrirse o cerrarse a voluntad, con lo cual se puede regular la entrada del aire, para que se mezcle con el gas dentro del tubo.

3o.) El gas entra en el tubo de el mechero por un tubito muy corto de diámetro reducido situado en la base del mechero.

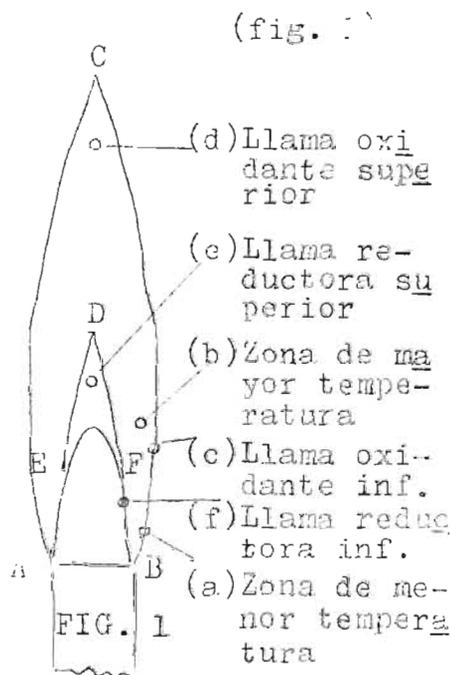
Al subir rápidamente las moléculas del gas dentro del tubo, se aspira aire a través de los orificios de su entrada. La proporción conveniente entre aire y gas se mantiene regulando dichos orificios mediante el aro metálico móvil.

ESTUDIO DE LA LLAMA

Para que se comprenda mejor el estudio del mechero de Bunsen es necesario poseer cierto conocimiento de la llama no luminosa de Bunsen.- La llama no luminosa de Bunsen se compone de tres partes: I- Un cono interno azul ADB constituido en su mayor parte de gas no quemado.

II- Una punta luminosa D

III- Una zona de menor temperatura

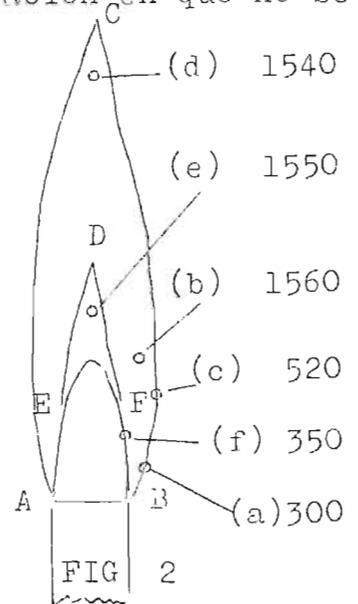


que es solamente visible cuando las aberturas para el aire están casi cerradas.

III) Una capa externa ACEDA en la que se produce la combustión completa del gas. Las partes principales de la llama de acuerdo con Bunsen están claramente indicadas en la figura 1.

La temperatura más baja está en la base de la llama (a) - se emplea para ensayar sustancias volátiles con el fin de investigar si colorean la llama.- La parte más caliente de la llama es la zona de fusión (b) que se encuentra a una tercera parte de la altura de la llama y aproximadamente de los límites anterior y exterior de la zona externa; se le emplea para ensayar la fusibilidad de las sustancias.- La zona oxidante inferior (c) está situada sobre el borde externo (b) y se emplea para los ensayos de coloración a la llama.- La zona oxidante superior (d) es el extremo no luminoso de la llama; hay presente un gran exceso de oxígeno y la llama no es tan caliente como en (c).- Se usa en todas las operaciones de oxidación en que no se requiere una temperatura muy alta.

La zona reductora superior e) está en el extremo de la zona azul interna y es rica en carbón incandescente. La zona reductora inferior (f) está situada en el límite interior de la zona próxima al cono azul y es donde los gases reductores se mezclan con el oxígeno del aire; es una zona



de menor poder reductor que (e) y se emplea para la reducción de las perlas fundidas.

Las temperaturas de la llama se ilustran en la Fig. 2.-

CLASE DE LLAMA.-

La llama es el efecto de la combustión de la masa gaseosa. Puede ser brillante oscura o no luminosa.

Es brillante cuando tiene durante la combustión partículas sólidas en incandescencia.- Por el contrario, cuando la combustión es únicamente de gases, la llama es oscura; se vuelve brillante si se introduce en ella un sólido y llega a la incandescencia.

El brillo desaparece de la llama de Bunsen, con la entrada de aire; porque con ello aumenta la oxidación, la cual impide la existencia de las partículas sólidas de carbón por formarse con el oxígeno y el combustible CO y CO_2 .

Cuando el aire que entra en el mechero es insuficiente la descomposición del gas produce pequeñas partículas de carbón (hollín), que se calientan a incandescencia, originando entonces una llama luminosa. Si la presión del gas es baja, la mezcla de gas y aire puede arder tan aprisa que no sale por el tubo, y la llama retrocede entonces por dentro hasta el orificio de la base, donde se produce una combustión incompleta y el mechero se cala. De este modo se forman productos gaseosos de olor desagradable y frecuentemente tóxicos. Al mismo tiempo la base del mechero se calienta fuertemente, llegando en ocasiones a fundir el tubo de goma.

Aunque la causa habitual de la luminosidad son las partículas incandescentes, no por ello son esenciales. Se obtiene una llama luminosa quemando hidrógeno a presión.

Las reacciones que ocurren en la llama del mechero cuando se usa propano como gas combustible se pueden representar por las siguientes ecuaciones:



Llama amarilla

Esto se calienta demasiado

Si la llama es como esta apague y encienda otra vez



Violeta

Ausencia de azul

Si la llama es como esta, abra el regulador de aire

Zona de oxidación Violeta pálido

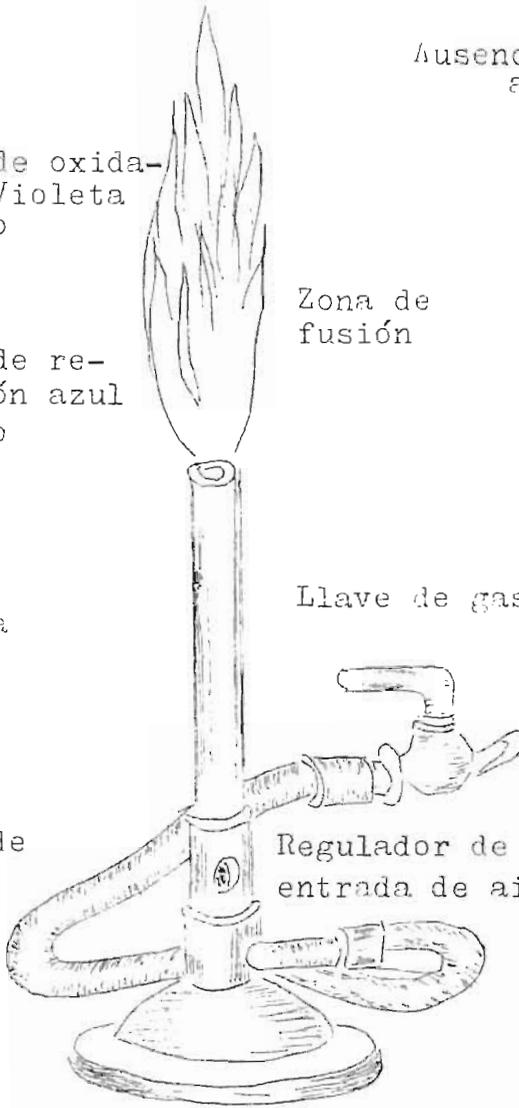
Zona de reducción azul pálido

Zona de fusión

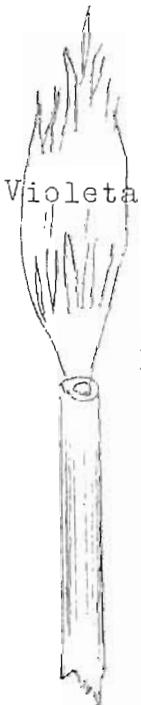
Llave de gas

tubo de goma

Regulador de la entrada de aire



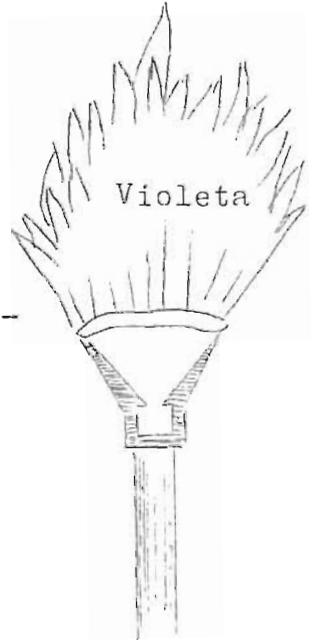
Mechero de Bunsen con llama correcta



Violeta

La llama se separa del mechero

Si la llama es como esta disminuya la entrada de gas



Violeta

Azul pálido

Llama ensanchada por la mariposa.



En donde las dos primeras predominan cuando el mechero funciona correctamente y la última cuando funciona incorrectamente.

PROCEDIMIENTO.-

1o.) Desarme el mechero y observe sus distintas partes, por ejemplo: la entrada de aire, tamaño y forma del tubo de entrada de gas, si la entrada de gas está por encima o por debajo de la entrada de aire.

2o.) Forma correcta de encender un mechero de Bunsen:

- a) Conecte el mechero a la llave de gas por medio de un tubo de hule.
- b) Encienda un fósforo e inmediatamente después abra la llave del gas completamente y espere dos segundos -- hasta que el gas desplace al aire del tubo de hule y de la chimenea. Enseguida acerque el fósforo encendido a la parte superior de la chimenea. Esta es la -- propia técnica a seguir cuando se va a encender un mechero de Bunsen.
- c) Dele vuelta de una sola vez y vuélvalo a encender, si la llama está en la base en vez de estar en la parte superior de la chimenea del mechero; en este caso se sobrecalienta la chimenea.

3o.) Llama limpia y llama de carbón.

Cuando se usa un mechero Bunsen la entrada de aire se regula de modo que se produzca una llama limpia, caliente y azul en vez de una llama con hollín

- a) Abra la entrada de aire y de gas totalmente, una llama azul nos indica la buena admisión de oxígeno.

b) Abra la entrada de aire un poco y la entrada de gas bastante.

Una llama amarilla nos indica la presencia de hollín.

4o.) Localización de la parte más caliente de la llama.

Enciende el mechero con una llama como la parte (a) anterior. Coloque una astilla de madera en la parte superior de la chimenea del mechero, es decir en la base de la llama. Observe y anote sus resultados.

Coloque la astilla en la parte más alta de la llama. Observe si se quema rápidamente y anote sus resultados.

Coloque otra astilla en el extremo de color azul de la parte oculta del cono interno de la llama.. Anote su resultado.

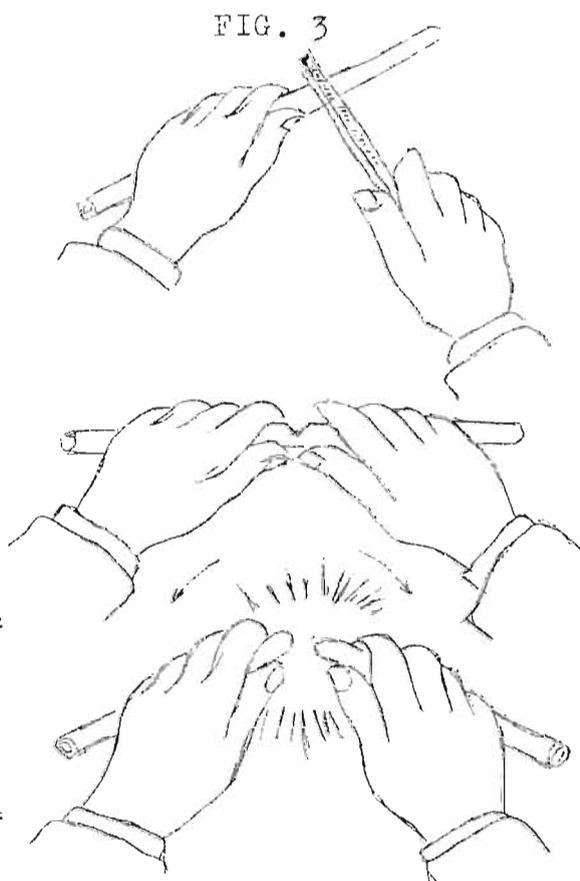
B) MANIPULACION CON TUBOS DE VIDRIO

En el laboratorio químico son constantemente utilizados diversos accesorios de vidrios, tales como tubos rectos, tubos doblados en ángulo, etc., planteándose con frecuencia la necesidad de acortarlos o estirarlos con el objeto de adaptarlos convenientemente a los utensilios usados en la preparación de aparatos.

PROCEDIMIENTO:

1o.) Como cortar tubos de vidrio:

Para ello se usa una lima triangular. Hasta, en los tubos delgados hacer una marca o incisión de 3 o 4 mm. de largo, de dirección transversal a la generatriz del largo; seguidamente se sujeta el tubo con ambas manos, con la marca o rayadura hacia arriba, se apoyan los pulgares juntos bajo la marca y se hace una presión creciente hacia abajo. De este modo el tubo partirá regularmente y sin dificultad. (ver fig. 3)



20.) Como redondear los bordes del tubo:

Una vez realizado el corte, conviene redondear los bordes y aristas cortantes, lo que se realiza calentándolos en la zona oxidante de la llama de un mechero de Bunsen. Para ello sostenga el tubo de un extremo, inclínelo en un ángulo de 45° ., introduzca el otro extremo, en la llama haciéndolo girar lentamente, sin cesar, hasta que la arista se redondee por haber sufrido un principio de fusión. Después de esto sepárelo de la llama y déjelo enfriar sobre la lámina de amianto. (Ver fig. 4).

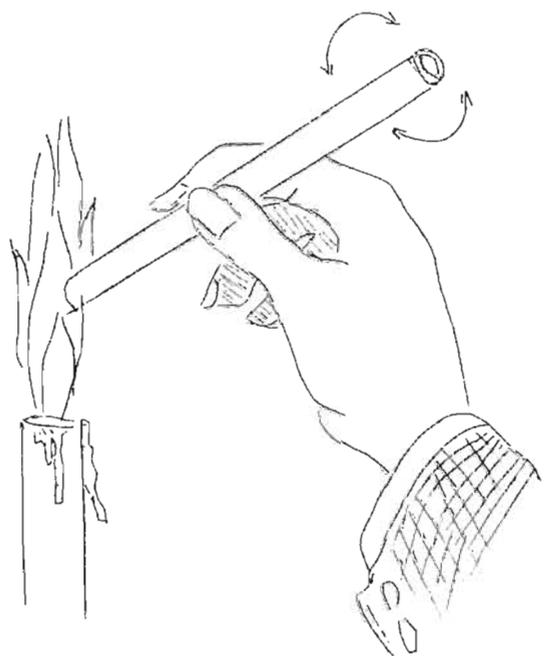


FIG. 4

30. Obtención de un agitador.

Si el trabajo de redondear los bordes a la llama se prolonga demasiado, el tubo se cierra, y éste, es precisamente, el modo de obtener las varillas que sirven de agitadores.

40. Como doblar tubos de vidrio:

En esta operación es necesario el empleo de la mariposa para lograr una zona de llama más alargada. Además hay que usar una lámina de amianto para doblar sobre ella los tubos, pues de ser doblados en el aire sobre la llama o fuera de ella, suelen quedar mal formados. La lámina de amianto debe tener marcados a lápiz los ángulos bajo los cuales se habrá de doblar el tubo. El tubo debe colocarse sobre la mariposa y en dirección de su abertura, nunca transversalmente a ella, pues el buen doblado requiere ya lo hemos dicho, antes, una zona larga de alta temperatura.

A veces la llama de la mariposa es demasiado larga para trabajar; en este caso debe cerrarse la llave de gas hasta lograr un buen largo de la llama, aproximadamente de 5 a 6 cms. Una vez colocado el tubo sobre la llama debe mantenerse en continua rotación sobre su eje. Tan pronto como el vidrio comienza a reblandecerse se mantiene unos instantes más sobre la llama y entonces se le lleva a la placa de amianto donde se dobla en ángulo deseado. (ver Fig. 5)

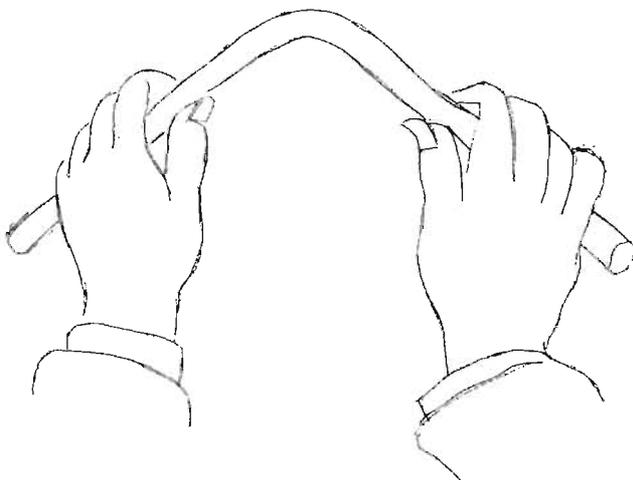


FIG. 5

El alumno debe acostumbrarse a la técnica del doblado, de tal modo que la domine a perfección. Para ello debe practicar con fragmentos de deshecho de varillas de vidrio, hasta trabajar satisfactoriamente. Entonces podrá doblar tubos de 15 cms. que se le dan para la práctica en ángulos de 30° , 45° , 60° y 75° .

50.) Como estirar los tubos:

El alumno ensayará esta operación con los pedazos de tubo de deshecho que se le entreguen hasta lograr hacer un buen capilar.

El estiramiento se verifica después de un reblandecimiento logrado de igual modo al explicado con anterioridad para el doblado de tubos, aunque ahora no se usa la mariposa en el mechero.

Será preciso como antes una distribución uniforme del calor sobre la zona calentada, para lo cual se hace girar el tu

bo continuamente dentro de la llama.

Cuando el vidrio está suficientemente reblandecido, lo cual se conoce fácilmente cuando se tenga un poco de práctica, separarlo de la llama y estirarlo rápidamente. De este modo se pueden obtener fácilmente tubos cuyo diámetro sea tan fino como se quiera llegando a conseguirse del grueso de un cabello (tubos capilares). Ver figura.

6a.) Construcción de goteros:

Tome un pedazo de tubo de vidrio de unos 20 cms. de longitud y siguiendo la técnica usada en el estirado de tubos, caliéntelo aproximadamente a la mitad y estírelo. Después de frío, corte con la lima las porciones más estrechas, obteniéndose de esta forma dos segmentos que pueden utilizarse para construir dos goteros. Ver figura.



Por el extremo que no está estirado debemos adaptarle una perita de goma, pero antes es necesario hacerle un reborde al tubo, lo que se consigue calentándole ese extremo en la llama de oxidación hasta que comience la fusión apoyándolo rápidamente sobre la lámina de amianto.

Póngale la perita de goma y guarde los goteros que usará en las prácticas siguientes.

7a.) Perforación de tapones:

a) Tapones de corcho: Se elije un taladrador de tamaño conveniente y se clava en el corcho con movimiento de rotación a medida que penetra pero sin apretar demasiado. El mejor procedimiento para hacer agujeros bien centrados en un tapón, consiste en perforar por los dos extremos hasta que las perforaciones se encuentren en el interior. Por último se limpia el taladro ha

ciendo penetrar en el mismo, otro de menor tamaño o la varilla de latón que le acompaña.

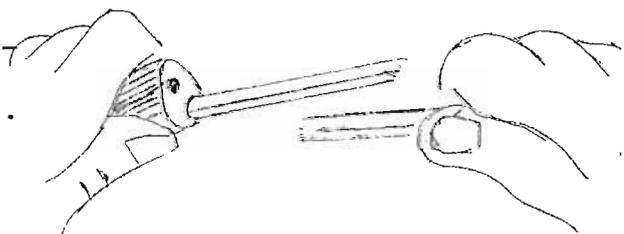
b) Perforación de tapones de caucho: Se elige un perforador muy bien afilado, un poco mayor que el agujero que se ha de hacer y se moja con glicerina, o parafina líquida. Se hace el agujero como para los tapones de corcho sin hacer demasiada presión.

En ambos casos siempre es preferible colocar la parte más gruesa del tapón sobre la mesa y el taladrador sobre la más delgada.

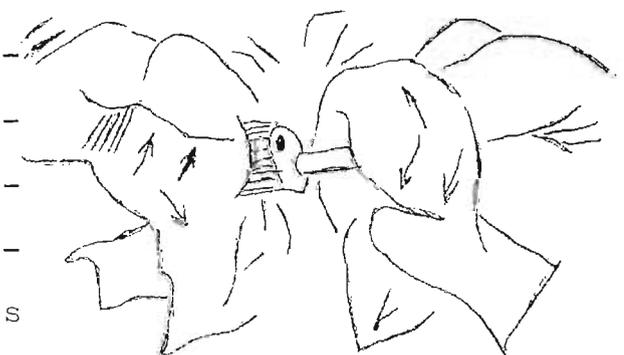
8o.) Inserción de tubos de vidrio en los tapones:

Esta operación es la causa más frecuente de accidentes y a veces son de importancia. Hay que humedecer el tapón y el tubo con agua o untar el tubo con un poco de vaselina líquida. Se envuelve la mano en un paño y se coge el tubo cerca del extremo en que se ha de introducir en el tapón. Se introduce por medio de ligeros empujes con rotación, separados por pausas de unos cuantos segundos. No se debe empujar fuertemente. Si se coge el tubo a distancia considerable del tapón y se empuja de modo continuo, es muy probable que se rompa y que lastime la mano del operador. Ver figura:

Método incorrecto



Método correcto



9o.) Construcción de un frasco lavador:

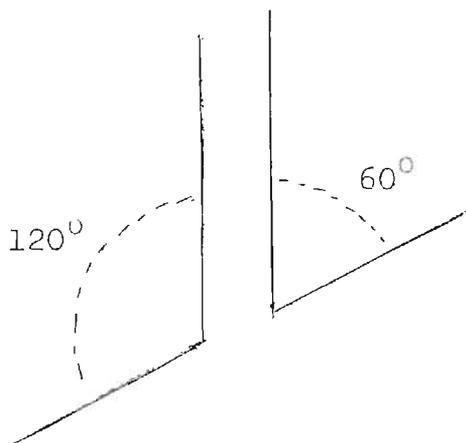
Corte dos tubos de vidrio de 12 y 16 cms. de longitud respectivamente.

A los 8 cms. de uno de los extremos del tubo más corto y siguiendo las técnicas del doblado de tubos, forme un ángulo obtuso de 120° , para lo cual se debe de tener dibujado en su

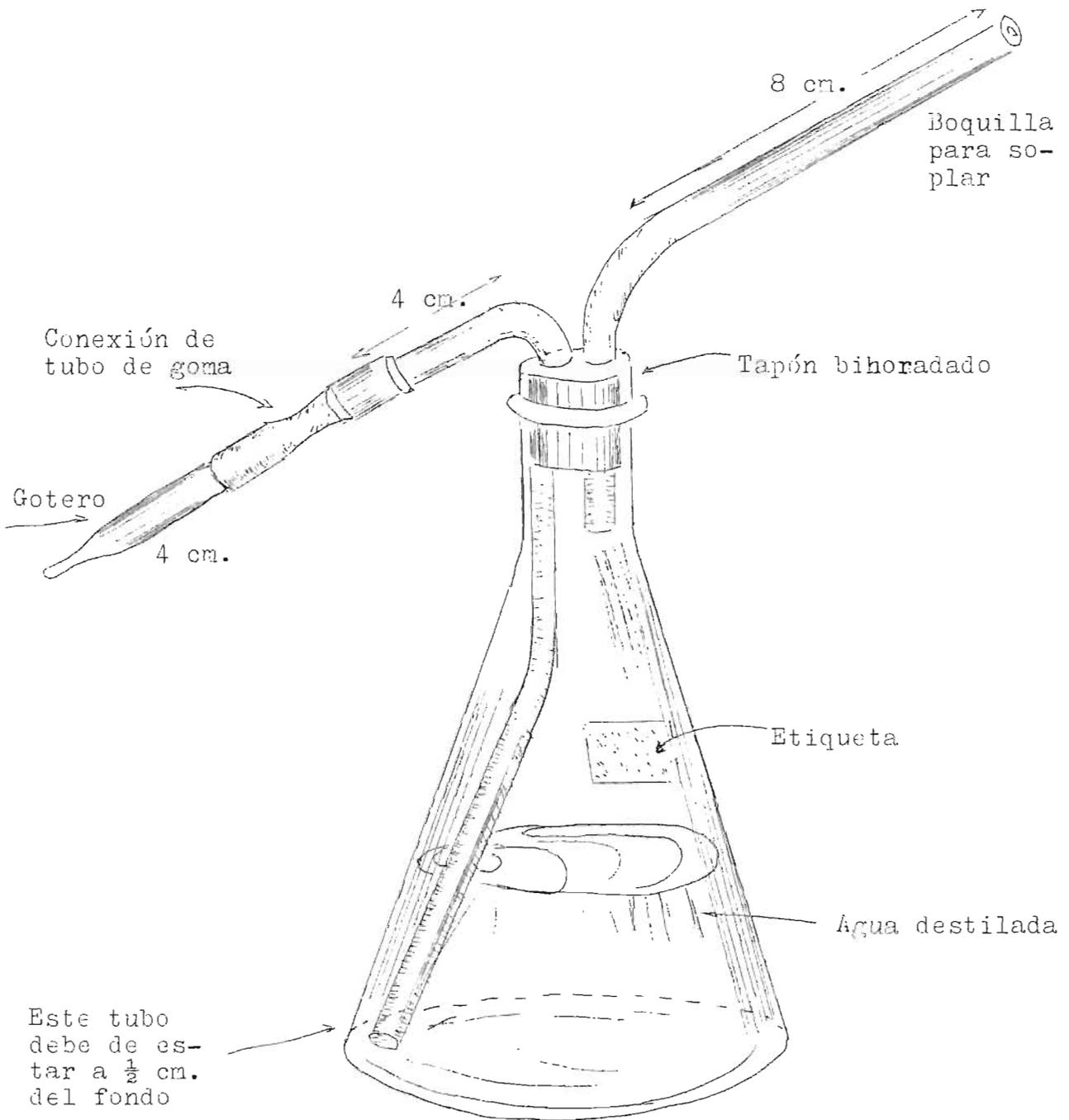
lámina de amianto dicho ángulo. En el tubo de 16 cms. se debe calentar la región comprendida, entre 3 a 5 cms. de uno de los extremos y doblarlo sobre la lámina en la cual se ha dibujado un ángulo de 60° , el otro extremo más largo del tubo doblado ligeramente como indica la figura del frasco lavador.

Las dos ramas dobladas de los dos tubos deben quedar en línea recta, y es por eso que se dibujan los ángulos en la lámina de amianto como lo muestra la figura siguiente.

En el extremo del tubo con ángulo de 60° conecte por medio de un pedacito de tubo de goma, previamente mojado con agua, un gotero de 4 cms. de longitud fabricado por usted. Introduzca los dos tubos en un tapón bihorado, el cual debe de estar humedecido en agua para facilitar el deslizamiento de los tubos, y ajuste el tapón a un frasco erlenmeyer de 250 ml. de capacidad. Monte así su propio frasco lavador.



FRASCO LAVADOR



HOJA DE REPORTER
MECHERO DE BUNSEN. SU MANEJO.

EXPERIMENTO No. 2

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota:

- 10.) Haga un esquema del mechero de Bunsen indicando sus partes.
- 20.) ¿Qué gas se ocupa en el laboratorio?
- 30.) ¿Cuál es la composición aproximada del aire?
- 40.) ¿De qué color están pintados los tubos que conducen gas?
- 50.) ¿Qué reacción ocurre cuando la llama es amarilla?
- 60.) ¿Qué reacción ocurre cuando la combustión es completa?
- 70.) ¿Cuál es la diferencia entre un mechero de Bunsen y un Meker?
- 80.) Dé ejemplos de otros combustibles gaseosos.
- 90.) Dé ejemplos de combustibles líquidos.
- 100) Dé ejemplos de combustibles sólidos.
- 110) ¿Cuál es la causa de que la llama retroceda y de que el gas arda en la base del mechero?
- 120) ¿Por qué una llama es luminosa cuando se corta la entrada de aire?
- 130) ¿A qué se le llama combustible?

Profesor: _____

HOJA DE REPORTER

MANIPULACIONES CON TUBOS DE VIDRIO

EXPERIMENTO No. 2

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota:

- 10.) ¿Qué otras formas de cortar vidrio conoce usted?
- 20.) ¿Qué es el vidrio ordinario?
- 30.) ¿Qué es el vidrio PIREX?
- 40.) ¿Con qué fin se utiliza la mariposa en el doblado de vidrio?
- 50.) ¿Por qué se redondean los bordes de los tubos al someterlos al calor de la llama?

Profesor: _____

EXPERIMENTO No. 3

TECNICAS Y MANIPULACIONES DEL TRABAJO DE LABORATORIO.

MATERIALES REQUERIDOS:

REACTIVOS QUIMICOS

Sustancias Sólidas:

Sulfato de Cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Arena.

Sustancias líquidas:

Eter Etílico (1)

Soluciones:

Solución al 10% de Cloruro de Bario

Solución al 10% de Sulfato de Sodio

Solución al 5% de Nitrato de Plomo

Solución al 5% de Yoduro de Potasio.

CUIDADO Y USO DE ciertos reactivos:

- (1) El éter etílico es inflamable. Se tiene que prevenir a los alumnos que no deben usar llama cuando se esté haciendo el experimento.

EQUIPO:

6 Vasos de precipitado, capacidad: 2 de 250 ml., 2 de 200 ml. y 2 de 100 ml.

1 Cápsula de evaporación

1 Embudo

1 Embudo de decantación

1 Mechero de Bunsen

1 Pinza para crisoles

1 Malla metálica

Materiales varios

Papel filtro, fósforos.

TECNICAS Y MANIPULACIONES DEL TRABAJO DE LABORATORIO

1o.) SOLUCION:

Se dice que una sustancia están en solución cuando el líquido está prácticamente claro, no necesariamente incoloro.

PROCEDIMIENTO:

Pese dos porciones de 0.50 gramos de Sulfato de cobre y pulverice una de esas porciones en un mortero, su instructor le dará las indicaciones de como se pulveriza, y colóquela en un vaso de precipitado de 250 ml. de capacidad. La otra porción que no ha sido pulverizada colóquela en otro vaso de precipitado. Agrégules a cada una de ellas 50 ml. de agua destilada y a gítelas con un agitador durante unos minutos (2 a 3 minutos).

Observe en cual de los dos vasos de precipitado se -- realiza más rápidamente la solución de sulfato de cobre.

2o.) EVAPORACION:

La evaporación consiste en hacer pasar un líquido al estado de vapor a temperatura ordinaria o más alta; si el líquido hierve se produce la VAPORIZACION.

PROCEDIMIENTO:

a) Coloque la solución de sulfato de cobre obtenida anteriormente por usted en una cápsula de porcelana.

Caliente cuidadosamente hasta evaporar casi a sequedad, evitando la ebullición. Si el residuo es blanco añada una cantidad poca de agua (2 ml.). Observe y anote los resultados.

b) En una cápsula evapore a sequedad 10 ml. de agua destilada y en otra 10 ml. de agua corriente. Observe los resultados.

Cuando una solución ha de ser evaporada "casi a sequedad", la última parte de la evaporación, se efectuará manteniendo la cápsula en movimiento sobre una llama pequeña, con el objeto de no sobrecalentar el residuo y evitar expulsiones. Cuando se indica "casi a sequedad" se quiere decir que la evaporación es interrumpida cuando todavía está húmedo el residuo;

cuando se dice a sequedad, la evaporación se continúa hasta - que el residuo esté seco.

3a) PRECIPITACION:

Es una operación química que se realiza mediante la mezcla de dos soluciones con producción de una tercera prácticamente-- insoluble.

PROCEDIMIENTO:

a) Tome 50 ml. de solución de Sulfato de Sodio (SO_4Na_2) en un vaso de precipitado y añádale 10 ml. de solución de Cloruro de Bario (Cl_2Ba); observará la formación de un polvo amorfo de Sulfato de Bario (BaSO_4) que recibe el nombre de precipitado. Consulte su hoja de Reporte.

Guarde el precipitado de BaSO_4 .

b) En un vaso de precipitado se ponen 10 ml. de una solución de Nitrato de Plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) a los que se le añaden otros 10 ml. de solución de Yoduro de Potasio y se agita fuertemente. Observe la formación de un precipitado.

Este precipitado es de Yoduro de Plomo (PbI_2). Guarde el-- precipitado.

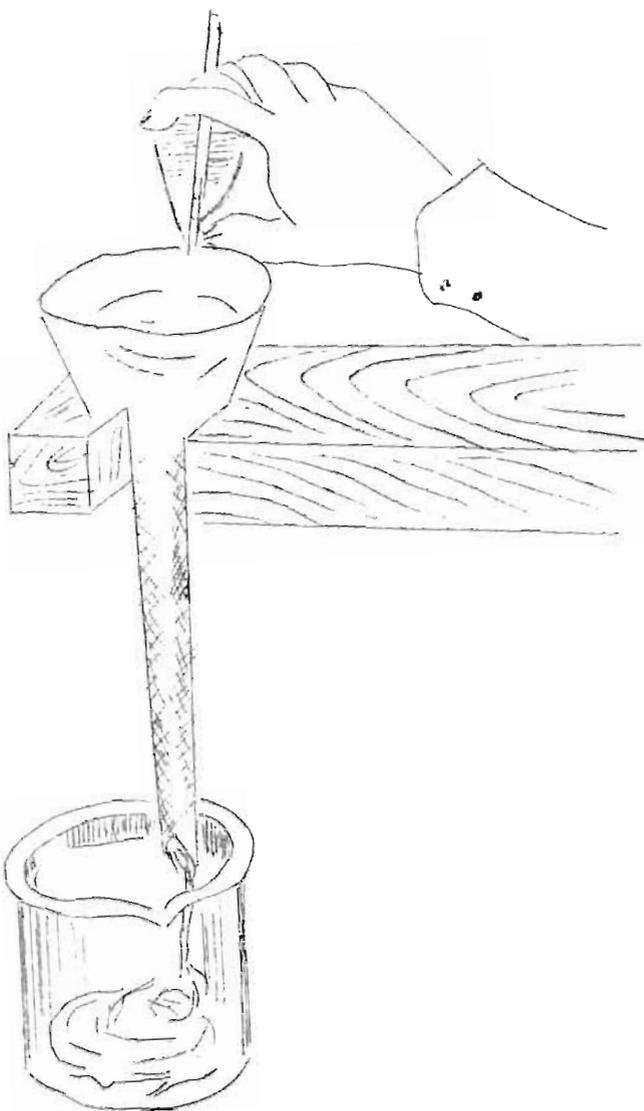
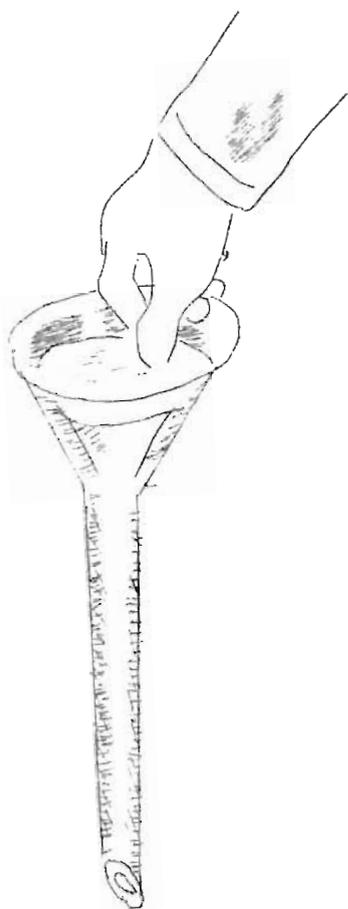
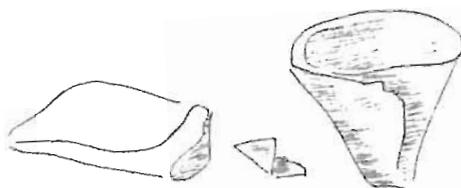
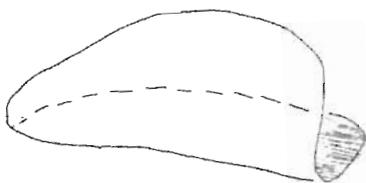
4o.) FILTRACION:

Tiene por objeto separar un sólido de un líquido a través de un papel filtro. El tamaño del papel de filtro que se emplea depende de la cantidad del precipitado y no del volumen de la - solución que se va a filtrar.

La técnica de la filtración se ilustra en página siguiente.

Los lavados del precipitado tienen por objeto eliminar del mismo las más pequeñas trazas de sustancias que lo impurifiquen.

Es más efectivo lavar muchas veces con pequeñas porciones de líquido, que lavar pocas veces con porciones mayores, aunque sea igual el volumen de agua empleado en ambos casos. Se debe - dejar escurrir cada una de las sucesivas porciones de líquido - del lavado antes de añadir una nueva porción.



Los precipitados se lavan mejor en el mismo recipiente -- donde se efectuó la precipitación que en el filtro.

Para la filtración de precipitados coloidales, líquidos aceitosos, jarabes o precipitados muy voluminosos es frecuente el uso de la filtración al vacío, para lo cual se emplea el embudo de Buchner.

La filtración al vacío debe hacerse en un erlenmeyer de pa redes gruesas y tubuladura lateral (Kitasato), empleando para su conexión un tubo de goma de paredes gruesas que conecte el kitasato a la trompa de agua.

PROCEDIMIENTO:

Separe por filtración el precipitado de BaSO_4 y el de PbI_2 .

DECANTACION:

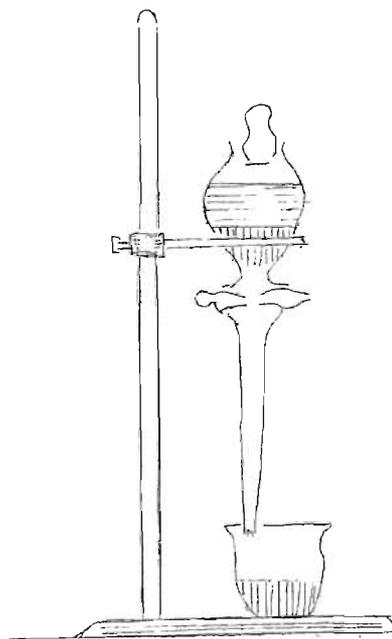
Es una operación que tiene por objeto separar mecánicamente un precipitado del líquido que se ha producido o de cualquier otro líquido en el cual se encuentra en contacto sin mezclarse. También la decantación es una operación que se usa para separar dos líquidos inmiscibles, es decir que no se mezclan.

PROCEDIMIENTO:

a) Añada 20 ml. de agua corriente a 1 gramo de arena contenido en un vaso de precipitado. Agite la mezcla con un agitador y déjela en reposo -- hasta que el sólido se deposite totalmente en el fondo y decante

El agua es entonces decantada y el sólido queda en el vaso de precipitado original.

b) Ponga 100 ml. de agua en un vaso de precipitado y agréguele 50 ml. de éter etílico.



Coloque la mezcla en un embudo de decantación. Separe la parte de agua que queda en la parte inferior. Su instructor le dará las explicaciones de cómo llevar a cabo la decantación.

HOJA DE REPORTER

TECNICAS Y MANIPULACIONES DE TRABAJO DE LABORATORIO.

EXPERIMENTO No. 3

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota:

- 1) a) Cuál ha tardado más en disolverse, el sulfato cúprico en polvo o en cristales?
b) A qué conclusiones llega usted en este experimento?
- 2) a) Al evaporar a sequedad el agua destilada y la de la pila, se obtiene igual resultado?
b) Cuál sustancia se separa cuando usted evapora casi a sequedad la solución de sulfato de cobre?
c) En qué se diferencia la evaporación a sequedad de la de casi a sequedad?
- 3) a) En qué consiste la precipitación?
b) Cuál es el aspecto que tiene el precipitado en la reacción realizada por usted?
c) Se sedimenta el precipitado rápidamente en el fondo?
- 4) a) Con qué fin humedece el papel de filtro empleando en la filtración?
b) Por qué al principio pasa el filtrado turbio?
c) Por qué la segunda vez pasa el filtrado en una forma más lenta?
d) Por qué una filtración repetida a través del mismo filtro, produce finalmente un filtrado claro?
e) Por qué en la filtración el embudo debe tocar las paredes del vaso de precipitado?
- 5) Con qué fin se usa la decantación?

Profesor: _____

EXPERIMENTO No. 4

ENERGIA

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Oxido de calcio

Hidróxido de Sodio

Tiosulfato de Sodio o Nitrato de Amonio

Sulfato de Cobre $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

Cinta de magnesio de 3 pulgadas de largo.

Soluciones:

Solución 0.5 Molar de Nitrato de Plata (1)

Solución 3 Normal de ácido clorhídrico.

EQUIPO:

Mortero y Pistilo

Balanza de Roberval

6 tubos de ensayo y su Gradilla

Embudo

1 Probeta de 100 ml.

Vasos de precipitado capacidad: uno de 100 ml, uno de 250 ml.

1 Termómetro

Materiales varios: Papel filtro.

SUGERENCIAS:

Nitrato de Plata: Esta solución se guarda en frascos de color oscuro de preferencia color ámbar pues se descomponen - por medio de la luz solar.

Conviene tener una solución de Tiosulfato de Sodio al 10% para quitar las manchas de Nitrato de Plata de las manos.

EXPERIMENTO No. 4

ENERGIA (1)

Todo lo que existe en la Naturaleza desde las partículas elementales, hasta los gigantescos planetas se hallan sujetos a cambio y movimiento. El movimiento no es un estado accidental de la materia sino una propiedad universal, eterna inseparable de ella. La medida de el movimiento de la materia es lo que se conoce con el nombre de "Energía". La energía es indisolublemente ligada de la materia y no podemos separarla de ella.

El movimiento no se reduce simplemente al desplazamiento mecánico de los cuerpos en el espacio, sino que se entiende -- por todo cambio en general.

La gran diversidad y variedad de fenómenos de la naturaleza corresponde también la existencia de una multitud de formas diversas del movimiento de la materia, así por ejemplo la forma química de movimientos corresponde una inmensa cantidad de reacciones químicas. El movimiento químico está regulado -- por leyes completamente distintas a los otros tipos de movimiento. No todos los cambios químicos son iguales, el modo de reaccionar los elementos entre sí es distinto para cada cuerpo simple, el modo de reaccionar las moléculas entre sí es distinto para cada tipo de moléculas.

El objeto de este experimento es darnos cuenta de algunos de los distintos tipos de energía química que hay. También veremos que la energía química la podemos transformar en otra -- clase de energía u otro tipo de energía lo transformamos en energía química.

PROCEDIMIENTO:

A) Transformación de ENERGIA MECANICA a ENERGIA QUIMICA

Ponga en un mortero con su pistilo 2 gramos de Yoduro de Potasio IK. Ponga igual cantidad de Cloruro Mercúrico $HgCl_2$. Mezcla las dos sustancias en el mortero y hágalo removiéndolo

rigurosamente (como se lo indicará su Profesor) hasta que en el pistilo se haya producido un color rojo. Observe y anote los resultados.

La energía mecánica que nosotros producimos cuando removemos rigurosamente el pistilo la transformamos en energía química.

B) Transformación de ENERGIA LUMINICA en ENERGIA QUIMICA

Ponga 5 ml. de solución de Nitrato de Plata en un tubo de ensayo. Después agréguele 5 ml. de solución de ácido clorhídrico. Observe y describa los resultados en su hoja de reporte.

Filtre el precipitado y después de esto coloque el embudo conteniendo el precipitado en un lugar que esté expuesto a la luz solar. Tiempo después notará un precipitado de color negro.

Cuando exponemos el Cloruro de Plata a la luz solar, la energía lumínica se transforma en energía química que hace posible que se descomponga el Cloruro de Plata en Plata metálica y Cloro libre.

1) Ver tesis doctoral del Dr. Raúl Arévalo A. "Consideraciones Generales de Química General" (la parte que estudia la Energía).

C) Transformación de ENERGIA CALORIFICA en ENERGIA QUIMICA y esta en ENERGIA LUMINICA.

Obtenga un pedazo de cinta de Magnesio de unas 3 pulgadas de largo, por medio de su instructor.

Describa las propiedades físicas del Magnesio en su hoja de reporte.

Caliente la cinta de Magnesio en la llama de un mechero de Bunsen durante unos segundos y después retírela. Observe y anote sus resultados.

Cuando nosotros calentamos el magnesio en la llama nosotros iniciamos la reacción porque la energía calorífica excita los átomos de Magnesio hasta que comienza la combustión, para que se forme el óxido de Magnesio, la energía química después de iniciada la reacción se transforma en energía calorífica y esta

en energía lumínica.

D) Transformación de ENERGIA QUIMICA EN ENERGIA CALORIFI-
CA (Reacción Exotérmica).

Mida en una probeta 50 ml. de agua destilada. Transfiera el agua a un vaso de precipitado de 100 ml. de capacidad, y -- mantenga el bulbo de Mercurio de un termómetro dentro de la su-
perficie del agua durante un minuto. Anote la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ Obtenga 2 gramos de Oxido de Calcio que su Instructor le entregará.

Mientras tenga el termómetro en el agua del vaso de preci-
pitado y agita constantemente, agréguele el óxido de calcio. -
Continúe agitando y observando la temperatura hasta que vea el
más alto aumento de ella.

Calcule el número de calorías liberadas como se indica en
su hoja de reporte.

Al poner en contacto el Oxido de Calcio en el agua se pro-
duce la reacción química, formándose hidróxido de Calcio, enton-
ces cierta cantidad de energía química se transforma en energía
calorífica.

E) Calor Exotermico de Solución

Mida exactamente 100 ml. de agua destilada y transfíeralo
a un vaso de precipitado de 250 ml. Anote la temperatura leída
en el agua con el termómetro en $^{\circ}\text{C}$ (Se sigue la misma --
técnica de el experimento anterior).

Rápidamente pese más o menos 1 gramo de hidróxido de So--
dio, sobre un vidrio de reloj, en una balanza de Roberval, no-
te que el hidróxido de Sodio es hidroscópico (Absorve la hume-
dad atmosférica).

Inmediatamente después, agregue el Hidróxido de Sodio al
vaso de precipitado con agua. Coloque enseguida el bulbo de el
termómetro dentro de el agua y agite constantemente con un agi-
tador, hasta que el Hidróxido de Sodio se disuelva completamen-
te.

Anote la temperatura más alta leída en °C.....

Calcule las calorías desprendidas en su hoja de reporte.

F) Calor Endotermico de Solución.

(Se puede usar en este experimento Tiosulfato de Sodio o una sal de Amonio).

Mida 25 ml. de agua destilada y transfíeralos a un vaso de precipitado de 100 ml. Anote la temperatura de el agua destilada leída por un termómetro en °C.....

Ahora agregue 2 gramos de Tiosulfato de Sodio que le entregará su Instructor. Mientras coloca el bulbo de Mercurio de el termómetro dentro de la superficie de el agua que contiene el Tiosulfato de Sodio agite bien con su agitador hasta que se disuelvan todos los cristales:

Anote la temperatura más baja leída en °C.....

Calcule en su hoja de reporte el número de calorías desarrolladas.

Cuando nosotros agregamos el Tiosulfato de Sodio el agua se disuelve, absorbiendo energía calorífica de los alrededores, que se transforma en energía química.

G) Calor de Cristalización.-

Tome 2 gramos de Sulfato de Cobre hidratado. $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (de color azul). Colóquelos en un tubo de ensayo limpio y caliéntelos en un mechero de Bunsen hasta que la sal se vuelva de color blanco. Observe el agua depositada sobre la parte -- fría de el tubo. Enfríe el tubo de ensayo gradualmente hasta la temperatura ambiente, manteniéndolo sobre un chorro de agua.

Tome 3 ml. de agua en otro tubo de ensayo. Averigüe la temperatura de el agua por medio de un termómetro y anote la temperatura en °C.....

Ahora transfiera el agua al tubo de ensayo que contiene el sulfato de Cobre anhidro de color blanco y anote la temperatura de el agua antes que los cristales adquieran color azul °C.....

Esta temperatura nos indica el cambio químico ocurrido cuando el Sulfato de Cobre Anhidro recobra su agua de cristalización.

Calcule el número de Calorías en su hoja de reporte.

HOJA DE REPORTE

ENERGIA

EXPERIMENTO No. 4

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota °:

Describa los resultados de cada uno de los experimentos.

A) Yoduro de Potasio y Cloruro Mercúrico;

B) Nitrato de Plata y ácido Clorhídrico:

C) Magnesio:

D) Cálculo de las calorías desarrolladas:

$$\frac{\text{Temperatura del agua al completar se la Reacción.}}{\text{Temperatura inicial del agua}} \times \frac{\text{ml. de agua usados}}{\text{ml. de agua usados}} = \text{calorías}$$

E) Calor positivo de Solución. Cálculos de las calorías liberadas. Use la fórmula anterior.

F) Calor negativo de Solución. Haga los cálculos como en la parte D.

G) Calor de Cristalización. Haga los cálculos como en la parte D.

Profesor _____

EXPERIMENTO No. 5

MANEJO DE LA BALANZA ANALITICA CLASICA.

Materiales requeridos:

Balanza analítica clásica.

Caja de pesas.

Vidrio de reloj.

Pinceles de pelo de Camello.

Sugerencias al profesor:

Todas las balanzas utilizadas en Química sirven para determinar masas de cuerpos y sistemas por medio de sus pesos normales. La operación se llama PESADA.

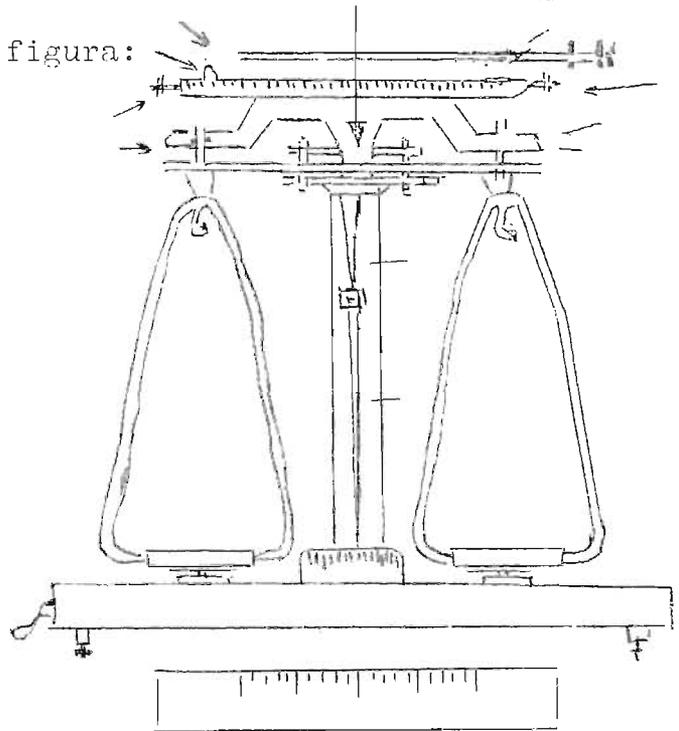
El profesor dará a conocer al estudiante la técnica de determinación del punto cero de la balanza y la forma de pesar, asegurándose que ha sido bien entendido.

Los alumnos estudiarán lo relativo a la determinación de las condiciones que debe de tener un balanza analítica. Se supone que ya han tenido idea de ella en su curso de Física.

DESCRIPCION DE LA BALANZA ANALITICA CLASICA.

En este experimento daremos una descripción detallada de la balanza analítica clásica, que es a mi modo de ver, con la que se debe de comenzar a enseñar al estudiante, pues si él sabe manejar esta balanza podrá después manejar cualquier tipo de balanzas más modernas.

Las partes esenciales de la balanza clásica se representa esquemáticamente en la figura:



La CRUZ que se construye lo más rígida y liviana que sea posible, tiene en su parte media una cuchilla prismática, de ágata o zafiro sintético (corindón) que se apoya, cuando la balanza se encuentra en funcionamiento, sobre una placa plana también de ágata o corindón, unida al soporte central de la balanza. Las dos cuchillas de los extremos son de ágata o de corindón, y se encuentran a igual distancia de la cuchilla central; en cada una de ellas se apoya una suspensión o estribo del que cuelga el platillo; los apoyos son placas planas, de ágata o de corindón, fijados a los estribos. Un fiel, largo, fijo en el centro de la cruz, cuyo extremo se desplaza delante de la escala, del pie de la columna, indica la deflexión de la cruz con respecto a la parte horizontal, cuando la balanza está oscilando.

La balanza se nivela mediante tornillos, y se observa una burbuja que se encuentra en su parte delantera. En la figura, la cruz está dividida en 100 partes iguales, de manera que se puede equilibrar fácilmente para valores menores de 10 mg., moviendo a lo largo de la cruz una pesa pequeña de alambre de platino o de oro, llamado jinetillo, mediante el gancho del porta jinetillo. Para una cruz graduada como la de la figura, se emplea un jinetillo de 5 mg.; en muchas balanzas, solo está graduado - el brazo de la derecha, y, entonces el jinetillo es de 10 mg. El fiel lleva un pequeño peso para modificar la posición del centro de gravedad de la cruz, y, en consecuencia, la sensibilidad de la balanza. Los tornillos de ajuste de los extremos de la cruz se emplean para modificar la posición del equilibrio del fiel, de manera que coincida con el centro de la escala, asegurándose así, que la cruz se encuentre horizontal cuando la balanza está sin carga.

Para proteger las cuchillas del desgaste innecesario o de cualquier deterioro, cuando se colocan y retiran las pesas y los cuerpos a pesar, la balanza está equipada con un dispositivo que permite elevar las partes móviles - de manera que las cuchillas queden separadas de los planos de apoyo- mediante un vástago largo colocado en la base de la balanza, en el centro y al frente, como en la figura y en otros casos está en el centro del costado izquierdo de la base.

El alumno debe reconocer frente a una balanza del tipo descrito, todas las partes señaladas y observar su funcionamiento y luego operar con el sistema de "arresto" y colocar el jinetillo en diversas posiciones sobre la escala graduada. Si la balanza de que dispone el alumno no es exactamente del tipo de la descrita, el docente a cargo de esta clase deberá explicar el modelo que se utilizará.

CUIDADO Y EMPLEO DE LA BALANZA ANALITICA CLASICA.

1o.) La balanza se debe de colocar sobre una base firme, aislada lo mejor posible de vibraciones. La base más conveniente es de hormigón apoyada sobre pilares de mampostería, con -- buenos cimientos que penetren bastante en el suelo o si esto -- último no es practicable, se toma como fundación de los pila-- res el contrapiso de hormigón. También se puede colocar la ba-- lanza sobre una mesa rígida y pesada, protegida cuando sea necesario, con un medio de absorber vibraciones: una plancha -- de corcho o una lámina de goma colocada sobre la mesa. Hay me-- sas para balanzas con dispositivos para absorber vibraciones.-- La balanza debe de estar en una habitación separada del labora-- torio, para evitar que pueda ser atacada por gases y vapores corrosivos, ubicada en forma tal que no hay diferente tempera-- tura entre ambos brazos, como ocurriría si estuviese con un -- costado próximo a una ventana, cerca de un desecador o venti-- lador, expuesta a los rayos solares, o sometida a corrientes de aire.

La balanza debe de estar nivelada. Este ajuste se afecta mediante los tornillos para nivelar.

2o.) Cuando la balanza no está en funcionamiento, la -- cruz y los soportes de los platillos se deben subir para pro-- teger las cuchillas y los planos de apoyo de ágata. Las puertas de la balanza deben permanecer cerradas, abriéndola sólo para introducir o retirar pesas o cuerpos.

3o.) Al desarrestar la balanza (es decir al abrir el bo-- tón de funcionamiento), la cruz y los platillos deben moverse descender con mucho cuidado. Para que oscile, si no llegara a oscilar , al desarrestarla no debe abanicar un platillo, suavemente, con la mano, o bien, se gira con cuidado la perilla del arresto. Nunca debe oscilar la cruz, tocando el platillo con las pinzas o con otro objeto, ni tampoco, bajándola bruscamente.

40.) Los objetos se dejan cierto tiempo para que adquieren la temperatura ambiente antes de efectuar la pesada, pues las bajas corrientes de aire producidas por convección dentro de la caja de la balanza pueden provocar serios errores. Si el objeto ha sido calentado, se debe separar antes de introducirlo en la caja de la balanza el tiempo suficiente para que se enfríe; este tiempo varía con el tamaño, etc., del objeto; pero, como regla general, son suficientes 30 a 40 minutos.

50.) Las pesas y el objeto a pesar se deben colocar, siempre en el centro de los platillos.

60.) Cuando se ponen o retiran pesas u objetos de los platillos, los arrestos de la cruz y los soportes de los platillos deben subirse para evitar que las cuchillas se deterioren. Cuando se deba emplear el jinetillo, para la pesada, la caja de la balanza debe estar cerrada.

70.) No debe colocarse, directamente, sobre los platillos, drogas u objetos que puedan deteriorarlos. Las sustancias se deben pesar en recipientes convenientes: vidrios de reloj, pequeños vasos de precipitado, pesa filtros o crisoles.

Los líquidos o sólidos volátiles o higroscópicos se deben pesar en recipientes de cierre hermético, como ser pesa filtros con tapa esmerilada.

80.) No debe sobrecargarse la balanza.

90.) Las pesas se deben tomar únicamente con las pinzas de la caja de pesas.

100.) Cuando se ha terminado de pesar no debe de quedar nada sobre los platillos. Si ha caído accidentalmente alguna sustancia sobre los platillos o sobre el piso de la caja, se debe limpiar de inmediato. Los platillos deben cepillarse, suavemente, con cierta frecuencia, con un pincel de pelo de camello para sacar el que se hubiere acumulado.

110.) Si la balanza requiere cualquier ajuste o reparación debe efectuarlo una persona idónea.

CAJA DE PESAS.

Las pesas tienen indicadas sus masas. Las de 1 gramo y mayores suelen ser de latón. Deben manejarse con pinzas adecuadas que acompañan a las pesas en su caja. Las pesas menores son trozos de chapa metálica de formas variables, según sus masas.- Si la balanza es sensible al miligramo y no se utiliza jinetillo, la pesa de menor masa es de 1 mg.; si está construída para ser usada con jinetillo, la pesa menor es de 0.01 g., de igual masa que el jinetillo, el que al actuar sobre la cruz en diversas posiciones permite apreciar el mg. La pesa de mayor masa es equivalente al cuarto de la carga máxima de la balanza, y la suma de las restantes (incluido el jinetillo si lo hubiera) es igual a la masa de la mayor. El juego de pesas es tal que permite determinar con facilidad todas las masas de mg. en mg. Corrientemente los juegos de pesas están formados por unidades de las siguientes masas: 100, 50, 20, 10, 5, 2, 1, 1, 1; (ó 5, 2, 2, 1) en gramos; y de 500, 200, 100, 100, 50, 20, 10, 10, 5, 2, 2, 1 en miligramos.

MANEJO DE LA BALANZA ANALITICA CLASICA.

PROCEDIMIENTO:

a) Manera de encontrar la posición del CERO de la balanza (La balanza está abierta cuando el mecanismo del arresto ha dejado suspendidos los platillos y la cruz, y por lo tanto puede oscilar; en caso contrario se dice que la balanza está cerrada) Una vez abierta la balanza, sin carga, se le deja oscilar libremente. Si la extremidad del fiel sobrepasa la escala se cierra y se vuelve a abrir, procurando que las oscilaciones sean menos amplias. Si las oscilaciones son muy asimétricas respecto al centro de la escala, se efectúa una corrección mediante los tornillos de ajuste que lleva la cruz en sus extremos.

Oscilando la balanza convenientemente y despreciando por lo menos las dos primeras oscilaciones tómense 3 lecturas consecuti

vas de las posiciones extremas del fiel sobre la escala. Sean estas: L_1, L_2, L_3 (en divisiones). La posición del punto cero está dada por la fórmula: $L_0 = 1/3 (L_1 + L_2 + L_3)$. Cuando se hacen muchas pesadas conviene determinar la posición del punto cero cada 5 ó 6 pesadas.

Otro método para la determinación del punto cero sería el siguiente:

Conviene que la oscilación sea de 5 a 6 divisiones a cada lado de el centro de la escala. Se deja que la cruz efectúe dos o tres oscilaciones y, luego, se leen con una aproximación de una décima de división, las posiciones extremas que alcanza el fiel. Se toma un número impar de lecturas, usualmente tres, hacia la izquierda y un número par, usualmente dos, hacia la derecha.

Las dos series de lecturas se promedian por separado y se halla el promedio de ambas. El valor así obtenido es el punto cero. Se comprende mejor este método con un ejemplo: cinco lecturas sucesivas de las posiciones del fiel son:

Izquierda		Derecha	
I -----	<u>6.0</u>	I -----	15.2
II -----	5.7	II -----	14.9
III -----	5.3	Promedio (parcial	15.1
Promedio (parcial izquierdo)	5.7	derecho)	

$$\text{Promedio final} = \frac{5.7 + 15.1}{2} = 10.4 = \text{Punto CERO}$$

b) PESADA.

Nunca deben colocarse cuerpos ni pesos en los platillos con la balanza abierta; los cuerpos a pesar deben colocarse en el platillo de la izquierda y los pesos en el de la derecha. Se coloca una pesa que se supone sea de mayor masa que lo que se pesa, actuando con precaución sobre el mecanismo de arresto para determinar hacia qué lado se inclina el fiel. Se decide así que la masa a determinar se haya comprendida

entre la de dos pesas sucesivas. Se deja en el platillo la menor y se procede de la misma manera con las pesas inferiores, hasta el 0.01 g. Las fracciones de esto (los mg.) se determinan con las pesas pequeñas. La masa del cuerpo que estamos pesando es la suma de todos los pesos puestos.

Pese como se ha indicado en esta parte su vidrio de reloj bien limpio.

EXPERIMENTO No. 6

DETERMINACION DE DENSIDADES

MATERIALES REQUERIDOS:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Azufre

Mármol

Perdigones o granallas de hierro, zinc, plomo.

Líquidos:

alcohol isopropílico.

Soluciones:

Acido sulfúrico 6 Molar.

EQUIPO:

Balanza de Roberval

4 vasos de precipitado de 250 ml. de capacidad

3 tubos de ensayo: 1 pequeño, 1 mediano, 1 grande.

1 probeta graduada, capacidad: 100 ml.

1 Cápsula de porcelana.

1 crisol

1 vaso de precipitado pequeño.

SUGERENCIAS:

La relación que existe entre la masa y el volumen se conoce como Densidad y matemáticamente se puede expresar como:

$$D = M/V$$

De donde D es la densidad, M es la masa y V es el volumen.

La densidad es característica de cada sustancia, es una propiedad física y como tal, nos ayuda a identificarla o describirla.

Según el sistema que se emplee así van a ser las unidades de la densidad.

Este experimento se puede hacer también usando la balanza - de Mohrs; Westphal para calcular curvas de densidades en función de la concentración.

Se pueden emplear también densímetros y Pícnómetros para las determinaciones.

El profesor podría dar una explicación general de el empleo de estos aparatos en una sesión de laboratorio, a todos los alumnos.

EXPERIMENTO No. 6

DETERMINACION DE DENSIDADES

A) Determinación de densidades usando la Balanza de Roberval o Balanza de Plataforma.

Instrucciones del manejo de la Balanza.

1 - Las pesas se deben manejar siempre con pinzas (en la actualidad estas balanzas traen sus pesas correderas en la cruz horizontal y esta indicación sale sobrando). La sustancia que se ha de pesar se coloca siempre en el platillo izquierdo de la balanza.

2 - Las pesadas se han de hacer con aproximación de - 0.5 gramos en la balanza de Roberval. Los sólidos se pesan sobre una hoja de papel puesta en el platillo y tarada con una hoja igual, los líquidos se pesan en un frasco o vaso, tarado con una cápsula o vaso en que se hecha arena o perdigones.

3 - Se ejecuta la pesada sistemáticamente empezando por pesas grandes y siguiendo en orden con pesas menores.

B) Densidad de los líquidos.

Procedimiento:

a- Tarar un vaso de precipitado en la Balanza con arena o perdigones. Echar en el vaso 100 ml. de ácido sulfúrico diluido, medidos con probeta graduada y pesados con la mayor exactitud posible. Calcular la densidad de el ácido con 2 cifras decimales.

Anote en su hoja de reporte.

b - Repetir la parte (a) usando agua destilada. Calcular la densidad de el agua destilada con 2 cifras decimales.

Anote en su hoja de reporte.

c - Repetir la parte (a) y determine la densidad del alcohol - isopropílico.

Anote en su hoja de reporte.

C) Densidad de los sólidos.

a) De forma regular.

Si el sólido es de forma regular, como un bloque rectangular o cilíndrico, el volumen se calcula midiendo directamente el largo, ancho y alto en el primer caso y la longitud y el área de la base en el segundo, determinando el volumen por sus conocimientos de Geometría.

El peso se obtiene directamente en la balanza y luego se calcula la densidad usando la fórmula:

$$D = m/v$$

Determine la densidad de su caja de fósforos, suponer que es sólido.

Anote en su hoja de reporte.

b) De forma irregular.

Pese de cualquier sólido insoluble (mármol), (Azufre, perdigones o granallas de Fe, Zn o Pb.) en el agua, en una cápsula de porcelana previamente pesada.

Mida 30 ml. de agua en la probeta graduada y eche cuidadosamente en el agua las piezas de el sólido que Ud. pesó, evitando que al hacerlo el líquido se proyecte hacia afuera. El aumento de el volumen observado al sumergirse será el volumen de el mismo.

Con los datos anteriormente obtenidos por Ud. calcule la densidad empleando la fórmula correspondiente.

Anote en su hoja de reporte.

Manera correcta de leer un menisco:

En todos los recipientes graduados tales como probetas, buretas, matracos, etc., siempre debe leerse el fondo de el menisco. Como indica la figura. Debe cuidarse que su vista y el nivel de el líquido estén en el mismo plano horizontal, con el objeto de evitar el error de paralaje.

HOJA DE REPORTE

DETERMINACION DE DENSIDADES

EXPERIMENTO No. 6

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota:

MEDIDAS DE LONGITUD:

Practique las medidas de algunos utensilios de laboratorio:

Longitud Diámetro

Tubo de ensayo grande

Tubo de ensayo pequeño

Probeta graduada:

MEDIDAS DE VOLUMEN (Sistema métrico decimal)

Aprenda a conocer volúmenes aproximados a simple vista.

Tome en su probeta graduada 1 ml., 2 ml., 5 ml. y 10 ml. de agua y páselos a distintos tubos de ensayo; observe a simple vista el volumen que esas cantidades ocupan; repítalo varias veces hasta familiarizarse con esos volúmenes, así podrá estimar rápidamente en cualquier momento sobre poco más o menos el volumen ocupado por los mililitros anteriores.

Capacidad de un tubo de ensayo pequeño: grande:

Capacidad de una cápsula de porcelana: crisol:

Capacidad de un vaso de precipitado pequeño: grande:

DENSIDAD DE UN LIQUIDO:

Líquido empleado:	SO ₄ H ₂	H ₂ O	CH ₃ -CHOH-CH ₃ (1)
Peso del vaso seco:			
Peso del vaso más el líquido:			
Peso del líquido:			
Volumen del líquido:			
Densidad calculada:			
Densidad en las tablas:			
Porcentaje de error:			

(1) Alcohol isopropílico.

Para calcular el porcentaje de error emplee la fórmula siguiente:

$$\% \text{ de error: } \frac{\text{Valor tabulado} - \text{Valor experimental}}{\text{Valor tabulado}} \times 100$$

El porcentaje de error se expresa siempre como un número -- positivo aún cuando el valor experimental sea un número mayor -- que el tabulado.

Otra forma de hacerlo:

$$\text{Valor tabulado} = 100\%$$

$$\text{Valor experimental} = X \%$$

$$X \% = \text{Porcentaje total de error.}$$

Lo que nos de esto le restamos 100 y nos da el % de error.

Pongamos por un ejemplo:

Supongamos que la densidad de un líquido X es 1.2, y experimentalmente de 1.6

Resolución A: usando la fórmula.

$$\% \text{ de error} = \frac{1.2 - 1.6}{1.2} \times 100 \quad \% \text{ de error: } 33\%$$

Resolución B:

$$1.2 = 100\%$$

$$1.6 = X\% = \frac{1.6 \times 100}{1.2} = 133.3\%$$

$$133.3 -$$

$$\underline{100.0}$$

$$33.3\%$$

Haga aquí las operaciones:

Densidad de un sólido:

a) Regular

Haga aquí las operaciones:

b) Irregular.

Sólido empleado:

Peso del sólido:

Volumen final:

Volumen inicial:

Densidad tabulada:

Densidad calculada:

Porcentaje de error:

Haga aquí las operaciones:

EXPERIMENTO No. 7

FENOMENO FISICO Y FENOMENO QUIMICO

MATERIAL ES REQUERIDOS:

Reactivos Químicos:

Sólidos:

Yodo
Azufre
Dicromato de Potasio
Bicarbonato de Sodio
Nitrato Cúprico

Soluciones:

Acetato de Plomo 0.5 Molar
Cromato de Potasio 0.5 Normal
Hidróxido de Calcio 0.02 Molar
Cloruro Férrico 0.5 Molar
Hidróxido de Sodio 3 Normal

EQUIPO:

2 Vasos de precipitado, capacidad: 250 ml. c/u
2 Cápsulas de porcelana 10 cms. de diámetro c/u
6 Tubos de ensayo con su gradilla
1 Erlenmeyer capacidad: 125 ml.
1 Mechero de Bunsen.
1 Aro metálico
1 Pie
1 Malla metálica.

EXPERIMENTO No. 7

FENOMENO FISICO Y FENOMENO QUIMICO

En general entendemos por fenómeno todo cambio o alteración que experimenta una sustancia.

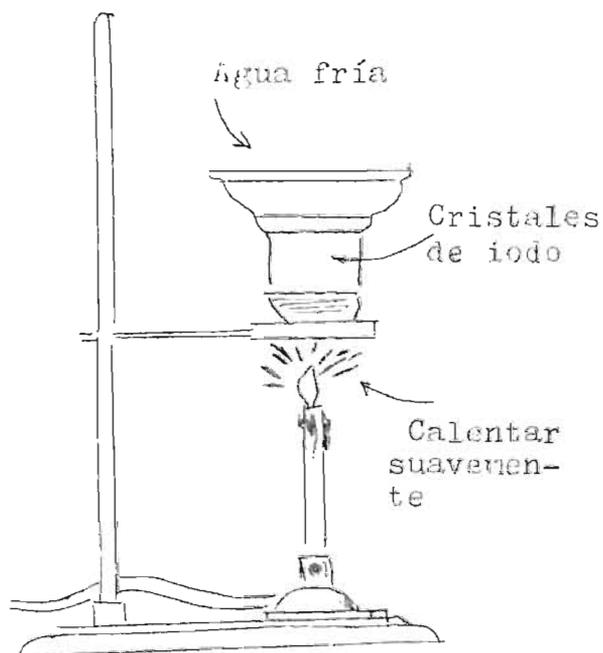
Si la alteración es de tal naturaleza que la materia se transforma dando origen a una o más nuevas sustancias, se dice que se produjo un cambio o fenómeno químico; si por el contrario, la alteración ocurrida no determina la formación de -- nuevas sustancias, estamos en presencia de un fenómeno físico.

Es corriente afirmar, aunque sin carácter absolutamente general, que una propiedad del fenómeno físico es su reversibilidad; es decir, cesada la causa determinante del fenómeno, vuelven las cosas a lo que antes fueron. El estudiante tendrá la oportunidad de observar en las experiencias que siguen una serie de fenómenos sencillos que servirán para ilustrar las características más notorias de estos procesos.

FENOMENO FISICO:

Procedimiento:

1a.) Ponga aproximadamente 1 gramo de yodo en un vaso de precipitado y colóquelo sobre una rejilla sostenida por el aro metálico del soporte universal. Tape el vaso precipitado con una cápsula de porcelana que contenga agua fría. Caliente con una llama pequeña. Describa los resultados en su hoja de reporte.



2o.) En un tubo de ensayo, introduzca unos 2 gramos de azufre y mediante una llama poco intensa haga que el azufre pase al estado líquido. Deje enfriar el tubo. Describa los resultados en su hoja de reporte.

30.) Vierta en un erlenmeyer de 125 ml., 40 ml. de agua medidos con probeta. Pese 3 gramos de Dicromato de Potasio y añádalos al líquido contenido en el erlenmeyer.

Tare ahora una cápsula de porcelana en la Balanza de Roberval. Anote el resultado

ahore evapore en la cápsula de porcelana el líquido. La parte final de esta operación se ha de hacer con calor suave para evitar que el sólido disuelto se proyecte.

Pese ahora la cápsula que contiene el residuo y anótelo aquí..... . Describa los resultados en su hoja de reporte.

FENOMENO QUIMICO.

Procedimiento:

10.) En un tubo de ensayo vierten 3 ml. de Acetato de Plomo y a continuación se le agrega igual cantidad de Solución de Cromato de Potasio.

Describa los resultados en su hoja de reporte.

20.) Vierta en un tubo de ensayo 3 ml. de solución de Cloruro férrico y añada igual volumen de Hidróxido de Sodio.

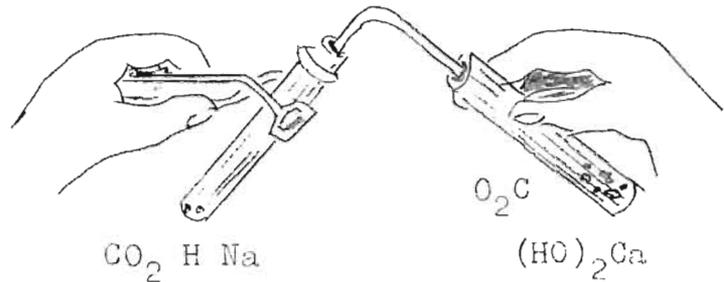
Describa los resultados en su hoja de reporte.

30.) Ponga una pequeña cantidad de Nitrato Cúprico en un tubo de ensayo, caliéntelo y observe el gas que se desprende.

Describa los resultados en su hoja de reporte.

40.) Monte un aparato como el que muestra la figura.

Coloque 2 gramos de Bicarbonato de Sodio en un tubo de ensayo, caliente el tubo y recibe el gas formado en otro tubo de ensayo que contenga 10 ml. de solución de Hidróxido de Calcio. Describa los resultados en su hoja de reporte.



HOJA DE REPORTE
FENOMENO FISICO Y FENOMENO QUIMICO
EXPERIMENTO No. 7

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota:

FENOMENO FISICO: Describa los resultados de los fenómenos físicos observados. Cite los nombres de todos los fenómenos físicos que han ocurrido a lo largo de la primera parte del experimento:

-1)

-2)

-3)

FENOMENO QUIMICO : Describa los resultados de los fenómenos químicos observados:

-1)

-2)

-3)

-4)

Escriba las ecuaciones de los cambios químicos observados.

Profesor: _____

EXPERIMENTO No. 8

RADIOACTIVIDAD. El uso de el Contador Geiger; Müeller y sus aplicaciones en el estudio de el Blindaje.

Materiales requeridos:

- Un Contador Geiger Müeller
- (1 por cada 5 estudiante)
- Las muestras radioactivas

EXPERIMENTO No. 8

RADIOACTIVIDAD: El uso de el contador Geiger; Müeller y sus aplicaciones en el estudio de el Blindaje.

CARACTERISTICAS DE LOS CAMBIOS RADIOACTIVOS.

- 1) Los cambios radioactivos ocurren en el núcleo (Los cambios químicos ocurren en la nube electrónica fuera de el núcleo)
- 2) Nuevos elementos se forman de manera ordenada.
- 3) Tres tipos diferentes de radiaciones son emitidas:
 - a) Partículas alfa(α): núcleos de Helio de masa 4 y carga + 2 fácilmente absorbidas por delgadas láminas de metal, tienen una penetración de pocos cm. en el aire.
 - b) Partículas beta (β): electrones emitidos a velocidades cerca de la de la luz y capaces de penetrar láminas delgadas de aluminio.
 - c) Radiación gamma (γ): cuantos de energía parecidos a los rayos X de onda muy corta y capaces de penetrar varios centímetros de Plomo.

CARACTERISTICAS DE LA RADIOACTIVIDAD. 4

La intensidad de la radioactividad disminuye con la distancia de la fuente radioactiva. A bajas intensidades la radioactividad no es constante pero es observada como partículas es decir partículas alfa, beta y radiación gamma. Estas partículas no son emitidas a intervalos constantes, sino más bien varían los intervalos de una manera casual. Sin embargo, si pro--

longamos las observaciones por un período largo de tiempo, para ver la emisión de un gran número de partículas, el número de ellas no varía grandemente para una partícula dada.

Cuando las partículas o radiación chocan sobre los átomos y moléculas que hay en su trayectoria, estas pierden algo de su energía cediéndosela a estos últimos y además pueden ser desviadas de su curso. La pérdida de energía se llama ABSORCIÓN, mientras que la deflección de las partículas es llamada DISPERSION. Las partículas beta tienden a ser dispersadas sin una absorción pronunciada de energía.

METODO DE ESTUDIO.

En el presente experimento un tipo de contador GEIGER-MUELLER (G-M) es usado para la detección de partículas y radiación gamma. Las paredes del tubo detector son de unas láminas delgadas para permitir la admisión de partículas alfa, pero casi todas las partículas beta entran al contador produciendo un impulso eléctrico. La radiación gamma es contada con poca eficiencia, solamente el 1% de estas entran al contador para ser registradas.

El impulso eléctrico, o conteo producido por las partículas beta es debido a un efecto de "avalancha". Esto se origina cuando una partícula beta golpea a un electrón de la molécula de un gas que se encuentra en el tubo contador produciendo un ion positivo y un electrón. Estas partículas cargadas se mueven a travez del tubo contador bajo la influencia de un campo eléctrico, y los electrones chocan nuevamente con las moléculas de un gas, etc. Las partículas beta, por eso, ponen en movimiento una avalancha, produciendo un gran número de iones y electrones que causan el impulso eléctrico. Este impulso se detiene por la acumulación de iones positivos al rededor de el electrodo positivo, donde han sido formados preferencialmente. Como los iones positivos se mueven hacia el electrodo negativo, ellos tem

poralmente neutralizan el campo cerca de el electrodo positivo. En el "CLASSMASTER" (1), el impulso de el tubo contador G-M es amplificado y convertido de un impulso negativo a un impulso positivo por medio de un tubo TRIODO al vacío. El impulso entonces alimenta a un thyatron y después alimenta a un tetrodo gaseoso. Cada vez que el thyatrón se prende, la luz contadora se enciende, un impulso de corriente es enviado a travez de un parlante, y otro impulso de corriente es enviado a travez de ¹ circuito promediador que opera el contador. Puesto que el conteo ocurre de una manera eventual, es necesario promediar el número de conteos en un período de tiempo, para obtener un valor relativamente constante, llamado razón de conteo. La lectura del contador (las veces que se coloca el switch selector) da estos valores promedio.

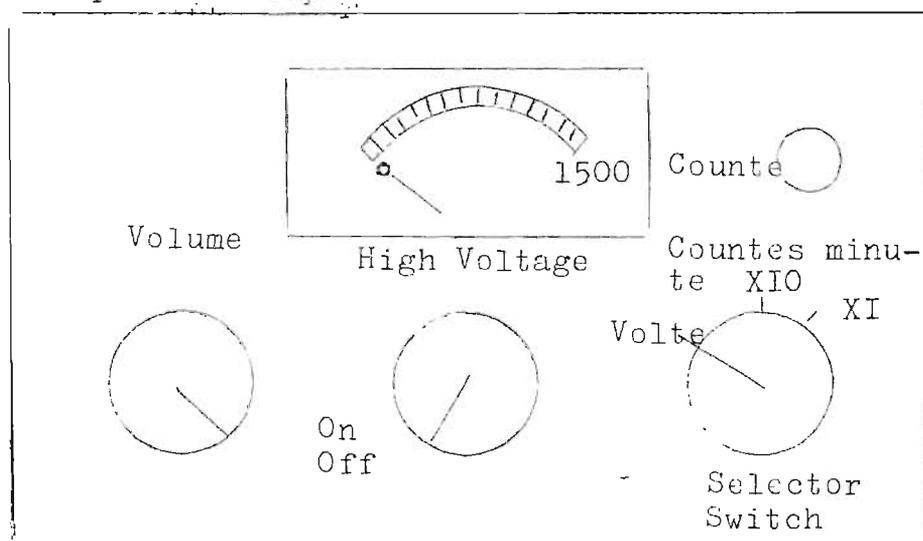
OPERACION DEL APARATO .-

ENCENDIDO DEL INSTRUMENTO.-

1- Antes de encender la máquina asegúrese de que: a) El control de volumen (ver fig.) está todo abierto girando en el sentido de las agujas del reloj; b) El control de alto voltaje está en la posición "OFF"; 3) El switch selector está en la posición que se lee "volts". Después de que estos puntos se han chequeado el control de alto voltaje se pone en "ON" y se deja que la máquina se caliente por pocos segundos. El control de alto voltaje ahora se gira hacia el sentido de las agujas del reloj hasta encontrar un valor constante del voltaje. Este valor está sobre los 700 volts. La luz contadora ocasionalmente puede encenderse durante el período de calentamiento pero rápidamente desaparece, si la luz contadora permaneciera encendida apague el aparato momentáneamente.

(1) Modelo 1613A Nuclear, and Chemical Corporation. Chicago III.-

De el manual de instrucciones de este instrumento proviene el material de el presente experimento.



2) Detección de la radiación. Una fuente radioactiva se coloca delante del contador. Cuando el medidor alcanza un valor constante y la luz contadora permanece apagada el control de alto voltaje deberá girarse despacio hasta que se oiga en él un sonido intermitente y la luz contadora pispilea (se apague o se enciende).

El valor del alto voltaje deberá continuamente de observarse. No eleve el alto voltaje a más de 150 volts sobre el punto de donde el conteo comienza debido a que podría dañarse el tubo permanentemente. En ninguna circunstancia deberá de ser utilizado el voltaje a 1000 volts con el tubo contador en el soquet. Con el alto voltaje fijo cerca de 50 volts sobre el voltaje mínimo de conteo el Switch selector puede ser girado a las posiciones diversas de conteo. El control del alto voltaje no debe ajustarse antes de que el switch selector es puesto en la palabra volts porque no habrá entonces ninguna indicación directa del aparato. Cuando se lee la lectura del contador el switch selector deberá colocarse en la posición (X10) y proporcionarle el tiempo suficiente hasta encontrar la condición donde fluctúa alrededor de un valor constante. Si este valor es menos que 1/10 de la escala total el switch selector deberá girarse hasta la posición (X1) La razón de conteo es "impulsos por minuto" (counts miniuts) esta dada por la lectura del medidor multiplicado por el valor indicado en el switch selector (1 o 10) Si el medidor es accidentalmente colocado en otra escala debe de inmediato colocarse el switch selector en la posición "volts". El medidor comienza entonces desde cero cuando sea colocado de nuevo en la posición de conteo. El volumen puede ser ajustado a cualquier valor deseado con el control de volumen.

3) Como apagar el instrumento. Cuando se apague el instrumento el control de volumen deberá girarse completamente en el sentido de las agujas del reloj y el switch selector puesto en la posición de "volts" esto pondrá al mínimo las posibilidades de daño cuando se encienda de nuevo.

PRECAUCIONES GENERALES.- Una gran cantidad de radiación produce quemaduras en la piel cuando se expone la persona durante siete horas al día. Sin embargo, los peligros son mayores cuando las personas se ponen en contacto con sustancias que tienen radio (Ra) porque las radiaciones tienen un poder mayor de penetración. Coja las muestras radioactivas con una tenaza o con una pinza metálica.

Tenga cuidado cuando use el tubo contador G-M sin su cubierta metálica alrededor de él porque es muy fácilmente quebrarlo.

EL voltaje conectado dentro de el aparato es alto, siempre - que lo use saque el tubo contador del interior del instrumento y coloquelo en su lugar antes de enchufar el alto voltaje.

ABSORCION DE LA RADIOACTIVIDAD:

GENERALIDADES:

Para ver el fenómeno de absorción de la Radioactividad debe tomarse en cuenta lo siguiente;

1) Las partículas alfa como son las más pesadas son absorvidas por el aire y casi no se cuentan en el contador.

2) Las partículas beta como son muy pequeñas y tienen un poder de penetración mayor si se cuentan en el aparato.

3) La radiación gamma como lleva mayor velocidad es la que más se cuenta en el aparato.

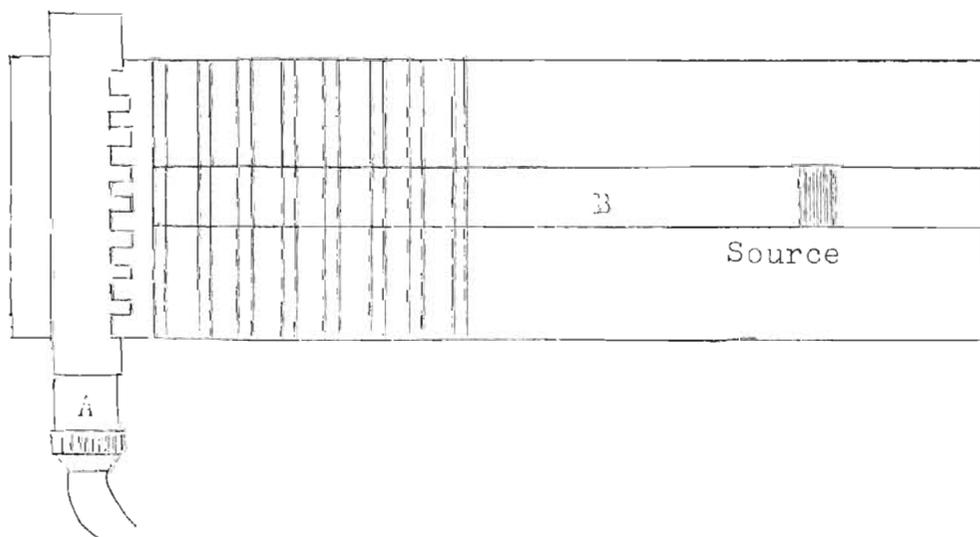
En este experimento, demostraremos la forma como se absorven partículas alfa y radiación gamma.

PROCEDIMIENTO:

a) Ponga el aparato a funcionar como se indicó en la descripción de operación

b) Ponga el alto voltaje en un punto donde haya una elevada región de conteo.

c) Coloque el contador en la pinza de una arista de la tabla. (ver fig.)



d) Mueva el manantial de Radio en la ranura de la tabla, conserve la cara que tiene el nombre "nuclear" de frente del contador lo más alejado posible de él, suficientemente cerrado el contador hasta que la razón de conteo sea proxímadamente 15000 impulsos por minuto.

e) Agregue un material absorbente de la radiación, una a cada vez al mismo tiempo que anota la razón de conteo en cada absorción. Algún tiempo después de ser incertado cada uno de los materiales absorbentes las medidas del contador van a ser constantes. Para cada tipo de material absorbente, haga una gráfica del número de materiales absorbentes usados y la razón de conteo observada. Note que la radioactividad producida por una muestra de radio contiene, partículas Beta y radiación gamma. Note que hay un repentino cambio de la dirección de la curva cuando más de 14 láminas de cartón se colocan como material absorbente, o 3 láminas de aluminio sirven de absorbente.

f) Calcule el peso por unidad de área necesaria para absorber todas las partículas Beta (que es cuando la curva cambia de dirección), ya sea que se usen láminas de cartón o láminas de aluminio. Para calcular el peso por unidades de área, pese el número de láminas necesarias para absorber todas las partículas beta, mida el área de las láminas, y divida el área entre su peso. Note que el peso por unidad de área para absorber las partículas beta es aproximadamente el mismo en cada caso.

EXPERIMENTO No. 9

PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos :

Líquidos:

Soluciones: de cloruro férrico 0.5 molar
de permanganato de potasio 3 molar
de sulfato cúprico 0.5 molar
de sulfato cuproso 0.5 molar

Equipo:

- 1 Electroimán
- 1 vaso de precipitado, capacidad de 250 ml.
- 1 Tubo en U
- 1 ampolla o un tubo en forma de T
- 1 hilo de algodón
- 1 mechero de Bunsen.

Sugerencias:

El electroimán debe de ser de gran potencia para que los resultados sean mejores.

EXPERIMENTO No. 9

PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

El estudio de el paramagnetismo y el diamagnetismo es extraordinariamente interesante para investigar la estructura de los compuestos y para establecer los tipos de enlace presentes. El paramagnetismo presente cuando en un átomo existen electrones desapareados o tienen niveles electrónicos incompletos. El diamagnetismo es típico de todas las sustancias moleculares en las cuales los electrones están completamente apareados.

Cuando una sustancia paramagnética que tiene electrones desapareados, la colocamos bajo la influencia de un campo magnético ésta es atraída por el campo; pero si nosotros colocamos una sustancia diamagnética ésta es repelida por el campo.

La fuerza con que una sustancia paramagnética es atraída por un campo es debida al número de electrones desapareados que tenga, así una sustancia que tiene un gran número de electrones desapareados, es atraída con más fuerza que una sustancia que tiene pocos electrones desapareados.

Haciendo un estudio comparativo con la tabla periódica nosotros veremos que todos los elementos de transición corriente y transición interna son paramagnéticos por que tienen un gran número de electrones desapareados y además tienen incompleto un nivel electrónico.

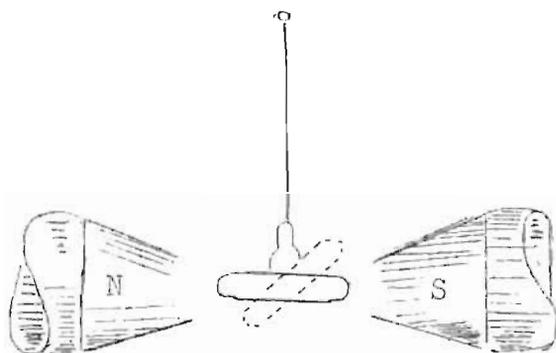
Se puede saber también si una sustancia es paramagnética y Diamagnética conociendo su permeabilidad magnética. (μ). La permeabilidad magnética de una sustancia dada puede ser mayor o menor que la unidad. Las sustancias en las cuales μ es menor que 1, son diamagnéticas, y las sustancias que tiene un μ mayor que 1 son paramagnéticas.

En este experimento estudiaremos el paramagnetismo y el diamagnetismo tomando en cuenta la atracción o repulsión que sufren las sustancias en un campo magnético.

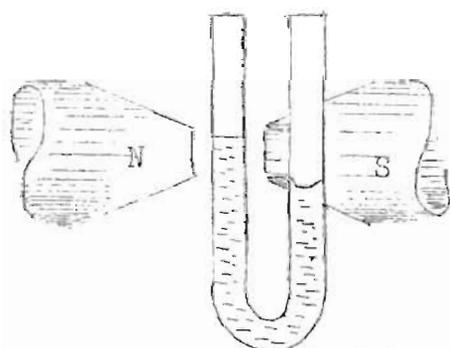
REPRODUCIDA DE LA BIBLIOTECA DE LA UNIVERSIDAD DE CHILE

..) Paramagnetismo.- -- 98 --

1) Llene una ampolla con solución de cloruro férrico. Suspéndala con un hilo en un electroimán (como muestra la figura). Observe y anote los resultados.

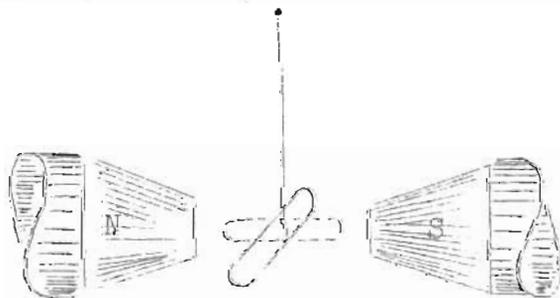


2) Llene una de las ramas de un tubo en U, con solución de cloruro férrico, y después se coloca en los polos de un electroimán (como lo indica la figura) de manera que antes de conectar el campo el nivel de el líquido esté cerca de el borde inferior del extremo de los polos, entonces al aplicar el campo el nivel de el líquido en esta rama se sube.



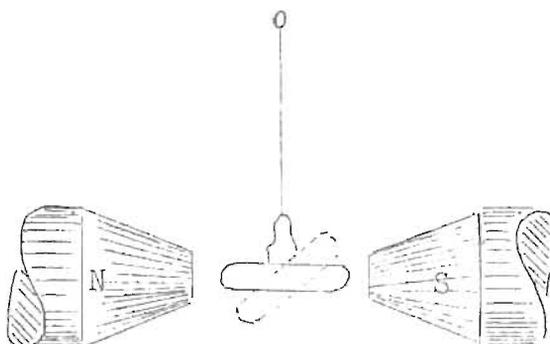
3) Haga lo mismo de la parte (1) usando sulfato de cobre. ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) (como lo muestra la figura) y anote los resultados.

4) Coloque una barra de aluminio en el electroimán (como lo muestra la figura) Observe y anote los resultados.



B) Diamagnetismo:

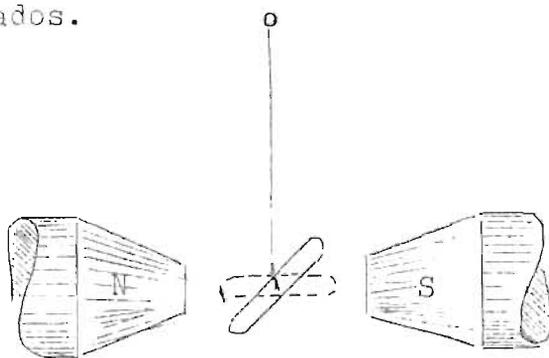
1) Coloque una barra de Bismuto a la acción de un electroimán (como lo muestra la figura) Observe y anote los resultados.



2) Coloque la llama de un mechero de Bunsen bajo la acción de un electroimán (como lo muestra la figura) Observe y anote los resultados.



3) Coloque un tubo en T lleno de agua, (como lo muestra la figura) bajo la acción de un campo de un electroimán. Observe y anote los resultados.



4) Coloque un tubo en T lleno de sulfato cúprico a la acción de un campo de un electroimán. Observe y anote los resultados.

HOJA DE REPORTE

PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

EXPERIMENTO No. 9

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota :

- 1) A que se debe que las sustancias paramagnéticas son atraídas por un campo magnético?
- 2) A que se debe que las sustancias diamagnéticas son repelidas por un campo magnético?
- 3) Dé ejemplos de 3 elementos que sean paramagnéticos.
- 4) Dé ejemplos de 3 elementos que sean diamagnéticos.
- 5) Los gases por regla general son: Diamagnéticos o paramagnéticos?
- 6) Ponga la configuración electrónica de los elementos siguientes:
Ce, Cr, Mo y Se y diga si son paramagnéticos o diamagnéticos.

Profesor _____

EXPERIMENTO No. 10

COLOR DE LOS IONES EN SOLUCIONES AGUOSAS

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Cloruro de litio	Cloruro de titanio	III
" " sodio	Cloruro de vanadio	II
" " potasio	Cloruro de cromo	II
" " potasio	Cloruro de cromo	III
" " berilio	Cromato de potasio	
" " magnesio	Bicromato de potasio	
" " estroncio	Cloruro de manganeso	II
" " bario	Permanganato de potasio	
" " calcio	Cloruro de hierro	II
	Cloruro de hierro	III
	Cloruro de cobalto	II
	Cloruro de níquel	II

Equipo:

12 tubos de ensayo

1 gradilla para tubos de ensayo

Tapones de corcho.

EXPERIMENTO No. 10

COLOR DE LOS IONES EN SOLUCIONES ACUOSAS

El color de los iones en solución puede considerarse el ejemplo más sencillo que es el que tienen los iones simples en medio acuoso haciendo abstracción en un principio, de la interacción de los mismos con las moléculas de agua.

Llama la atención el hecho de que los iones simples de los elementos situados en la parte central de la tabla periódica entre los correspondientes a los elementos de transición corriente y transición interna son coloreados. Estos elementos son precisamente los que tienen una constitución electrónica cortical más complicada y poseen electrones en orbitales profundos sin consolidarse.

Esta relación indica que hay cierta correlación entre la estructura electrónica de los elementos y la actitud para formar iones coloreados, evidentemente así es el hecho ya que si nosotros observamos la tabla adjunta veremos que estos elementos tienen un orbital d incompleto, es decir, con menos de 10 electrones y a ello se debe que estos elementos den iones coloreados.

TABLA DE LA CONFIGURACION ELECTRONICA DE LOS ELEMENTOS

ELEMENTO	K		L			M			N	
	S	S	P	S	P	D	S	P	D	
K	2	2	6	2	6				1	
Ca	2	2	6	2	6				2	
Sc	2	2	5	2	6	1			2	
Ti	2	2	6	2	6	2			2	
V	2	2	6	2	6	3			2	
Cr	2	2	6	2	6	5			1	
Mn	2	2	6	2	6	5			2	
Fe	2	2	6	2	6	6			2	
Co	2	2	6	2	6	7			2	
Ni	2	2	6	2	6	8			2	
Cu	2	2	6	2	6	10			1	

El mecanismo de la coloración se debe a que estos electrones del orbital d incompleto pueden pasar de un nivel de energía más bajo a otro más alto por la acción de la luz absorbiendo una parte del espectro y reflejando o transmitiendo las longitudes de onda restantes.

Otra de las causas que intervienen en la coloración de los iones es que las moléculas de agua reaccionan con los compuestos que se disuelven reaccionando con ellos formando complejos.

El objeto de este experimento es estudiar una serie de compuestos que dan iones coloreados y familiarizarse con sus colores.

PROCEDIMIENTO:

a) Se pone en un tubo de ensayo una muestra de cada uno de los compuestos sólidos que aparecen en la tabla adjunta (no mayor de 2 cabezas de fósforos) con 1 a 2 ml de agua. Se tapa con un corcho y se agita. Se deja sedimentar los cristales que hayan quedado sin disolver. Se observa y anotan los resultados en la tabla adjunta.

Tabla de Registros

Nombre del Compuesto	Coloración	Forma NI^X
Cloruro de litio		Li
" " sodio		Na
" " potasio		K
" " berilio		Be
" " magnesio		Mg
" " estroncio		Sr
" " bario		Ba
" " calcio		Ca

b) Haga lo mismo la parte (a) pero use las sales de la tabla que se da a continuación:

Nombre del Compuesto	Coloración	Forma NL^X
Cloruro de titanio III		Ti
Cloruro de vanadio II		V
Cloruro de cromo II		Cr
Cloruro de cromo III		Cr
Cromato de potasio		Cr
Bicromato de potasio		Cr
Cloruro de manganeso II		Mn

Nombre del Compuesto	Coloración	Forma NL ^X
Cloruro de manganeso III		Mn
Permanganato de potasio		Mn
Cloruro de cobalto		Co
Cloruro de níquel		Ni
Cloruro de hierro II		Fe
Cloruro de hierro III		Fe

HOJA DE REPORTE

COLOR DE LOS IONES EN SOLUCIONES ACUOSAS

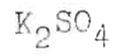
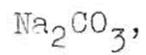
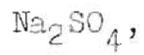
EXPERIMENTO No. 10

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota :

- 1) Diga cuales de las siguientes sales darán iones coloreados en soluciones acuosas:



EXPERIMENTO No. 11

EL CONTRASTE ENTRE LOS COMPUESTOS IONICOS Y LOS COVALENTES.

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Soluciones: 0.1 normales de:

Yoduro de potasio
" " calcio
" " titanio
" " cromo
" " manganeso
" " hierro
" " níquel
" " cobalto
" " cobre
" " zinc
" " arsénico.

Equipo:

Aparato de electrólisis.

12 vasos de precipitados capacidad 250 ml.

EXPERIMENTO No. 11

EL CONTRASTE ENTRE LOS COMPUESTOS IONICOS Y LOS COVALENTES.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII	IB	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	O	
1									H							He	
2	Li	Be									B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	Se	Dr	Kr

Propiedades (las) de los átomos que dependen de su estructura extranuclear y estas son: Paramagnetismo, Diamagnetismo, potencial de ionización, electronegatividad, electroafinidad, volumen atómico y el enlace químico ya sea éste iónico o covalente.

Si nosotros hacemos un estudio comparativo de el tipo de enlace que tendrán las sales de los elementos IV período veremos que el carácter iónico de las sales de estos elementos (que se forman al combinarse con un ácido ya sea éste HCl, HNO₃, H₂SO₄, etc.) es típico para los elementos comprendidos entre los grupos IA, IIA y IIIA. Pero al alejarnos de la parte izquierda de la tabla periódica y estudiar los elementos de transición corriente el carácter iónico de sus sales es menos marcado que el de los elementos de los 3 primeros grupos; y si nos acercamos a los elementos situados en los períodos de la derecha de la tabla periódica veremos que el carácter iónico va desapareciendo y sus compuestos serán de enlace covalente típico para los elementos comprendidos en los grupos IVB , VB, VIB y VIIB.

El objeto de este experimento es determinar como varía el carácter iónico de los yoduros de los elementos del IV período y comprobar lo anteriormente dicho.

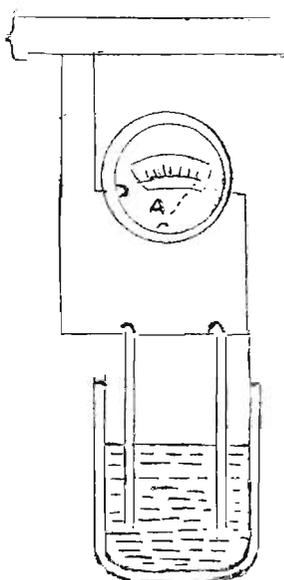
Unas de las propiedades de las sustancias iónicas es la de conducir la electricidad ya se encuentren fundidas o estén disueltas en disolventes polares nosotros nos auxiliaremos de estas propiedades para poder determinar la cantidad de corriente

(amperaje) que conducen las soluciones acuosas de los yoduros de estos elementos. Las soluciones que emplearemos serán de la misma concentración para que los resultados sean exactos, porque si variamos la concentración varía la conductividad eléctrica;

Para hacer este experimento se advierte a los estudiantes - que tomen precauciones para el manejo de el aparato de electrólisis puesto que trabajamos con corriente alterna de 110 volts.

PROCEDIMIENTO:

Montar el aparato que se indica en la figura siguiente:



Técnica de operación:

Ensayar la conductividad de las soluciones indicadas en la tabla adjunta, anotando el número de amperios que pasan a travez de ellas. Para ensayar una solución poner en un vaso con ella debajo de los electrodos quedando estos sumergidos en la solución unos 2 cms. aproximadamente. Una línea rayada en los electrodos de grafito a unos 2 cms. de distancia del extremo inferior facilita que la profundidad de inmersión se mantenga constante. Limpiar los electrodos al final de cada ensayo y después de haberlos desconectado del circuito.

En un vaso de 250 ml. de capacidad coloque 50 ml de las soluciones que se indican en la tabla y opere como se ha indicado.

Soluciones normales	(1 normal) de	Amperaje
Yoduro de potasio		
" "	calcio	
" "	titanio	
" "	romo	
" "	manganeso	
" "	hierro	
" "	níquel	
" "	cobalto	
" "	cobre	
" "	Zinc	
" "	Arsénico.	

HOJA DE REPORTE

EL CONTRASTE ENTRE LOS COMPUESTOS IONICOS Y COVALENTES.

EXPERIMENTO No. 11

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota :

- 1) Haga una gráfica en su hoja de papel milimetrado adjunta, en las abscisas el número de granos de cada solución en los 50 ml. y en las ordenadas el amperaje.

EXPERIMENTO No. 12

ESTUDIO DEL AGUA

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Hidroxido de calcio

Bicarbonato de calcio

Bicarbonato de magnesio

Resinas de intercambio de cationes

Resinas de intercambio de aniones

Soluciones:

Cloruro férrico (74 grs en un litro)

Sulfato de magnesio (26 ggrs en un litro)

Cloruro de calcio (25 ggrs en un litro)

Solución de jabón (Se disuelven 25 gramos de jabón blanco de -
castilla, seco, en 250 ml. de alcohol de 80%. Después se disuel-
ven 100 ml de la solución alcohólica en un litro de agua desti-
lada).

Agua dura: (- 0.25 gramos de cloruro de calcio por litro de -
agua destilada).

Equipo:

12 tubos de ensayo

1 condensador de Liebig

2 tubos de caucho

1 matraz o frasco de florencia

2 tubos de cloruro de calcio

1 vaso de precipitado capacidad: 250 ml.

1 mechero de bunsen

1 anillo metálico

1 malla metálica

fósforos

EXPERIMENTO No. 12

ESTUDIO DEL AGUA

El agua en la naturaleza.

Antes de aparecer la primera materia viviente en la tierra el agua abundó sobre la faz del globo terraqueo, tanto como hoy durante incontables años, fué en el baño salino del mar donde se formaron las primeras células vivientes, y sólo una vez lograda la solución salina necesaria al cabo de centenares de millones de años de desarrollo evolutivo, fué que la vida pudo salir del mar, pisar tierra firme y lanzarse al aire. Y las funciones antes satisfechas por el mar, fueron a partir de ese momento, cumplidas por los fluidos tisulares, el plasma sanguíneo y los líquidos que circulan en el interior de las células. El agua es la única sustancia de especial capacidad como solvente químico. La mitad poco más o menos de los elementos químicos conocidos, muchos de ellos en abundancia y otros sólo en minúscula cantidad, se hallan disueltos en las aguas naturales. Todo lago o río es una solución, los océanos del mundo son soluciones acuosas enormes y muy concentradas, de miles de sustancias en forma de iones tanto metales como no metales y materiales en suspensión. Los materiales en suspensión pueden ser restos de animales o vegetales, sustancias orgánicas, microorganismos diversos, arcilla y sustancias minerales.

Según las clases de impurezas que contengan las aguas se clasifican en duras, blandas, minerales, sulfatadas, etc. Por sus usos se pueden clasificar en aguas potables, aguas industriales, aguas para calderas, etc. Las impurezas que contengan las aguas son las que determinan su calidad y su actitud para un uso específico.

Aguas Duras son aquellas que contienen cantidades apreciables de sales de calcio, magnesio y hierro y se llaman aguas duras porque la acción química de estas sales sobre el jabón ori-

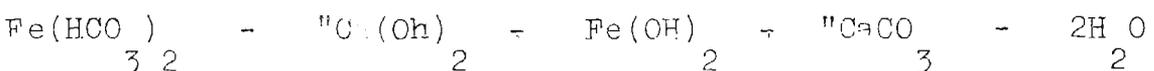
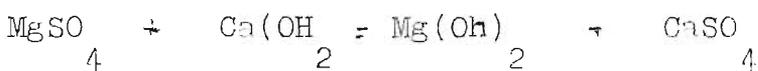
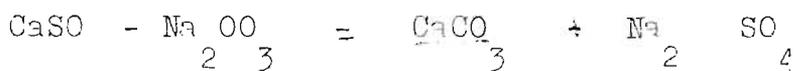
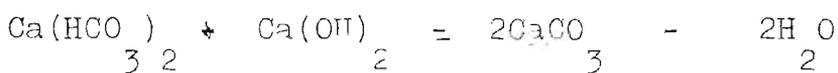
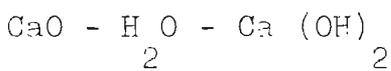
terias, sustancias coloidales, etc.- Cuando el agua se deja en reposo es posible eliminar gran parte de la materia suspendida por sedimentación. No obstante si existen sustancias coloidales se pueden eliminar usando sustancias coagulantes para precipitar tales materias en un tiempo más o menos corto. Los coagulantes empleados son Sulfato de aluminio, Sulfato de hierro y aluminato de sodio. Los cuagulos formados arrastran la mayor parte de las partículas en suspensión y las aguas tratadas en esta forma, quedan libres de las sustancias en suspensión pero siempre con las que se encuentran en solución.

ABLANDAMIENTO DE LAS AGUAS.

Este consiste en eliminar los iones de calcio, de magnesio y de hierro que originan la dureza. Se efectua por procesos químicos tales como el proceso de la cal sodada y por resinas de intercambio ionic.

Proceso de la Cal Sodada.

Consiste en agregar cal (CaO) y sosa (Na₂CO₃) a las aguas duras dejando sedimentar los compuestos insolubles formados, (carbonato de calcio, hidroxido de magnesio e hidroxido de hierro) y finalmente separar los precipitados por filtración. Las reacciones que ocurren en este proceso son las siguientes:



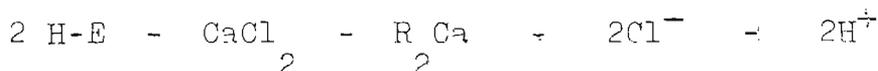
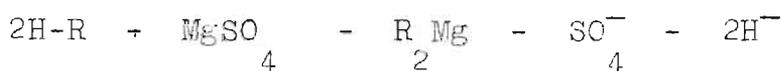
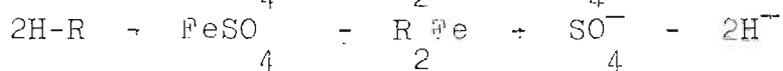
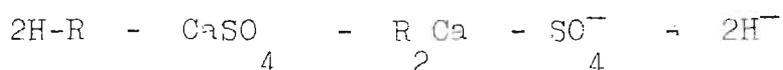
Al igual que el proceso de la cal sodada los métodos químicos se basan en agregar sustancias que forman sales insolubles con los iones de Ca, Mg y Fe y luego separar los precipitados por filtración. Agua Destilada,

El agua destilada se obtiene por vaporización y condensación subsiguiente del agua en aparatos especiales (destiladores). Esta agua por su pureza elevada es la que se emplea en los trabajos científicos.

Aguas Desionizadas.

Son aquellas en que han sido completamente eliminadas las impurezas, y por su pureza iguala o supera al agua destilada en los trabajos de investigación. Estas aguas se obtienen mediante el empleo de resinas de intercambio iónico, las cuales están -- formadas por moléculas gigantes de complejos orgánicos. Estas -- resinas se clasifican en resinas ácidas o intercambiadoras de -- cationes y resinas básicas o intercambiadoras de aniones. Las resinas ácidas tienen la propiedad de capturar cationes y dejar en libertad la cantidad equivalente de iones hidrógeno. Las resinas básicas capturan los iones ácidos o aniones y desprenden iones - oxihidrilo. Uniendo la acción de ambas resinas se pueden obtener aguas prácticamente libres de aniones y cationes, las cuales se consideran purísimas o químicamente puras. Este procedimiento - lo explicamos según las reacciones que a continuación se dan y - los estudiantes lo verán objetivamente en el laboratorio.

Reacciones de la Columna de Resinas de Intercambio de Cationes.



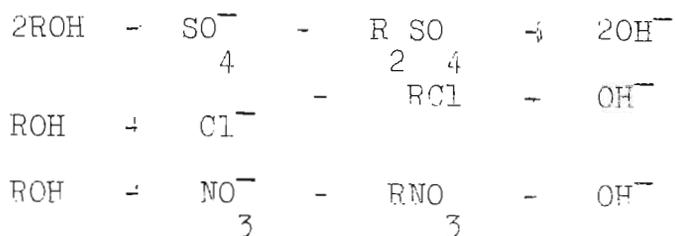
La resina intercambiadora de cationes se regenera haciendo pasar una solución de HCl o H₂SO₄ sobre ella cuando está agotada.



Columna de resinas intercambiadoras de aniones.

Después de que se eliminan los cationes únicamente pasan los aniones y estos son capturados por las resinas básicas.

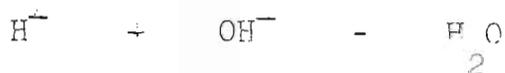
Reacciones:



Las resinas intercambiadoras de aniones se regenera haciendo-
le pasar solución de NaOH



Al final sólo quedan iones H^+OH^- que reaccionan formando agua.



PROCEDIMIENTO:

a) Enumere las propiedades físicas más importantes del agua.

Anótelas en su hoja de reporte.

b) Evaporar 2 ml. de agua destilada en un vidrio de reloj colo-
cado sobre un vaso de precipitado con agua hirviendo. Observe y
anote los resultados.

c) Repita usando agua del chorro en vez de agua destilada, com-
pare los resultados obtenidos en (a) y explique la discrepan-
cia.

d) Dureza del Agua.

Dureza temporal.

A 2 tubos de ensayo que contienen cada uno de ellos 5 ml. -
de agua destilada, agregueles a uno una pequeña cantidad de bi-
carbonato de calcio y al otro bicarbonato de magnesio. Agite -
cada tubo de ensayo hasta que se disuelvan las sales.

Ahora pruebe la dureza del agua en el tubo que contiene
bicarbonato de magnesio, agregándole 5 ml. de solución de jabón.
Agite bien la mezcla.

Hace espuma el jabón?

Hierva el agua que contiene el bicarbonato de calcio y haga --
otra vez la prueba de la dureza agregándole solución de jabón.
Puede la dureza temporal, producida por los bicarbonatos, ser -
eliminada por ebullición?

A un tubo de ensayo que contiene bicarbonato de magnesio agréguele la cantidad suficiente de hidróxido de calcio en polvo para convertir el bicarbonato en hidróxido de Mg.

Escriba la ecuación:

Agréguele solución de jabón para probar la dureza.

La dureza temporal del agua puede ser eliminada por varios métodos.

Dureza permanente.

En una gradilla coloque 3 tubos de ensayo que contengan 5 ml. de agua destilada. A cada uno de ellos agrégueles las siguientes soluciones: al primero 2 ml. de cloruro de calcio, al segundo 2 ml. de sulfato de magnesio, al tercero 2 ml. de cloruro férrico.

Agite bien cada tubo, pruebe la dureza con solución de jabón, agregándole cantidad suficiente gota a gota de la solución de jabón hasta obtener espuma.

Qué sustancias químicas son las responsables de la dureza permanente?

Hierva el líquido de cada tubo de ensayo durante un minuto y pruebe la dureza otra vez.

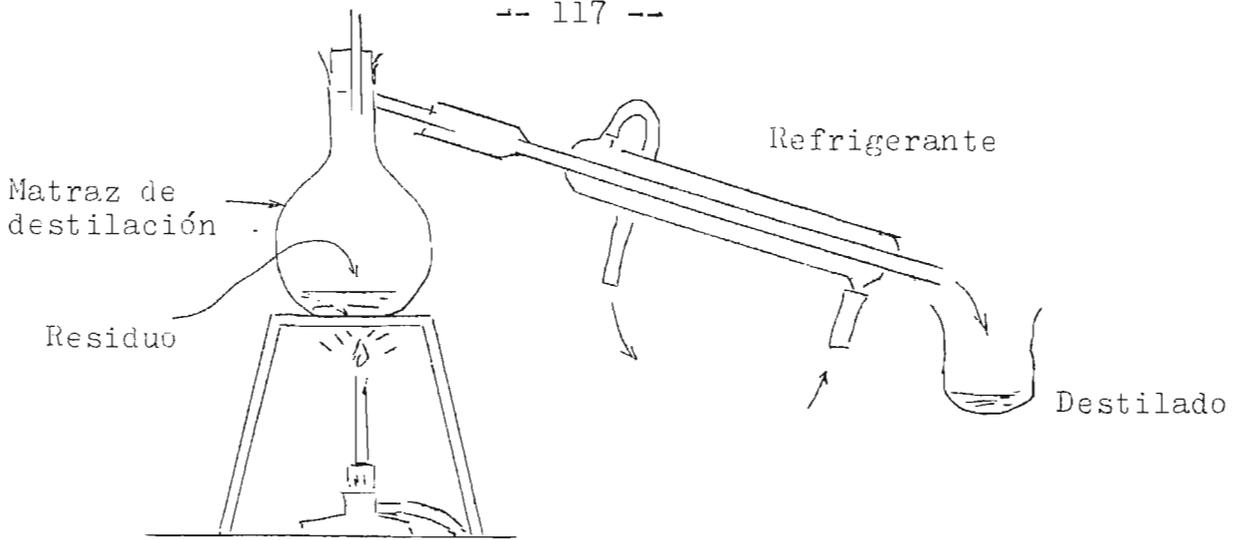
Puede el calor ablandar el agua de su dureza permanente?

E) Purificación del Agua por Destilación.

A un vaso de precipitado de 200 ml. de capacidad que contiene 200 ml. de agua destilada agréguele una pequeña cantidad de cloruro de calcio, de cloruro de magnesio y de cloruro de hierro.

Agítelo bien con un agitador y transfiera la solución a un frasco de florencia de 500 ml. de capacidad.

Arme el aparato como se indica en la figura:



Caliente la solución y recoja dos tercios del destilado.

Haga la prueba de la dureza con un tubo de ensayo con solución de jabón.

Porqué el agua destilada hace espuma después de ser tratada con solución de jabón...?

F) Agua Desionizada.

Obtenga 2 columnas, una para resinas de intercambio yediones y otra para resinas de intercambio de cationes por medio de su instructor. (tubos de cloruro de calcio conteniendo 15 gramos de resinas pueden servir para la fabricación de las columnas). Ver figura:

Fabricación de la columna:

Prepare la columna colocando al final de un tubo de cloruro de calcio, un segmento de tubo de caucho y una pinza de morchos puesta sobre dicho tubo de caucho.

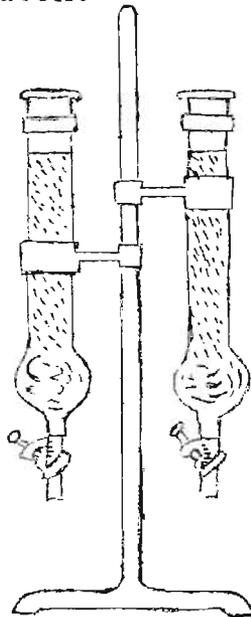
Coloque dentro de la columna la cantidad de resinas que se dijo anteriormente. Después de preparada agreguele agua y no deje que el agua llegue hasta la superficie superior de las resinas.

Técnica de operación.

Haga pasar de primero el agua dura sobre la resina intercambiadora de cationes. Después pase el agua sobre la resina intercambiadora de aniones.

Ejecute las siguientes pruebas con el agua desionizada.-

- 1) Residuo de evaporación de 2 ml en un vidrio de reloj.
- 2) Conductividad.
- 3) Dureza. Hágalo poniendo 3 ml de agua y agregando gota a gota solución de jabón.



HOJA DE REPORTE

EL AGUA

EXPERIMENTO No. 12

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota:

- 1) Enumere las sustancias que producen la dureza del agua.
- 2) Porqué el agua dura no es buena para las calderas de vapor?
- 3) Cuantos litros de agua tiene un hombre que pesa 150 libras suponiendo que aproximadamente necesita 10 galones un hombre que tiene ese peso?

Profesor _____

EXPERIMENTO No. 13

EL AGUA COMO DISOLVER POLAR

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos :

Cloruro de Sodio

Acetato de Sodio

Azufre

Yodo

Tetracloruro de Estaño

Cloruro de Berilio

Parafina

Neftaleno

Cloruro de Plomo

Equipo:

12 tubos de ensayo

1 gradilla

1 mechero de Bunsen

1 pinza para tubos de ensayo

1 embudo

Fósforos

Papel filtro

(1) Consultar tesis Doctoral del Dr. Raúl Arévalo A. "Consideraciones sobre Química General" la parte que corresponde al "Estado Líquido".

EXPERIMENTO No. 13

EL AGUA COMO DISOLVENTE POLAR

PROCEDIMIENTO:

El primer problema que se presenta es decidir si ciertos sólidos, juzgados por su solubilidad en determinados solventes se deben clasificar como iónicos o como covalentes. Se estudian las siguientes sustancias: acetato de sodio, cloruro de sodio, azufre, yodo, tetracloruro de Estaño, cloruro de Berilio, parafina, naftaleno, cloruro de plomo.

Como disolventes se usará agua como disolvente polar, y tetracloruro de carbono como disolvente no polar.

Precaución que hay que tener es evitar el contacto de las soluciones de yodo en la piel pues son cáusticas.

Se pone en un tubo una muestra de cada uno de estos cuerpos sólidos (no mayor de la cabeza de una cerilla) con 1 o 2 ml del disolvente, se tapa con un buen corcho y se agita. Si es preciso se calienta con cuidado la mezcla en el tubo. Se deja que se sedimenten los cristales que hayan quedado sin disolver, se decanta (o se filtra si es necesario) unas gotas de líquido claro y se pone a evaporar.

Observe el evaporado, si queda residuo y anote sus resultados en su hoja de reporte.

HOJA DE REPORTE

EL AGUA COMO DISOLVENTE POLAR

EXPERIMENTO No. 13

Nombre del alumno :

Nota :

Fecha :

- 1) Ponga los resultados de el experimento y clasifique a los sólidos si son iónicos o covalentes.

Solubles en agua :

Solubles en tetracloruro de carbono :

Sólidos iónicos :

Sólidos covalentes :

- 2) Qué se entiende por dipolo?
- 3) Cuando se dice que una molécula es polar?
- 4) Qué sucede cuando una molécula muy polar se coloca en un campo eléctrico ?
- 5) La elevada constancia dielectrica del agua, favorece o impide la solubilidad de una sustancia iónica ?

EXPERIMENTO No. 14

ACIDOS Y BASES EN EL SISTEMA AGUA

MATERIALES REQUERIDOS

Reactivos químicos:

Sólidos:

Acido Bórico	Hidróxido de sodio
Acido Tánico	Hidróxido de potasio
	Hidróxido de aluminio

Líquidos:

Acido clorhídrico	Hidróxido de amonio
Acido sulfúrico	Tetracloruro de carbono
Acido nítrico	

Soluciones:

C.l normales de:

Acido sulfúrico	Hidróxido de sodio
Acido nítrico	Hidróxido de potasio
Acido bórico	Hidróxido de amonio
Acido acético	Hidróxido de calcio
Acido fosfórico	Hidróxido de bario
Acido clorhídrico	Hidróxido de rubidio
Acido bromhídrico	Hidróxido de magnesio
Acido yodihídrico	Hidróxido de estroncio
	Hidróxido de escandio
	Hidróxido de aluminio

Otras soluciones:

agua de cloro
agua de bromo
solución acuosa de yodo al 2%

EQUIPO:

Aparato de electrólisis

3 vasos de precipitado de 250 ml. de capacidad

12 tubos de ensayo

1 gradilla

3 agitadores

1 probeta de 100 ml.

1 probeta de 10 ml.

Reactivos varios:

Papel azul de tornasol

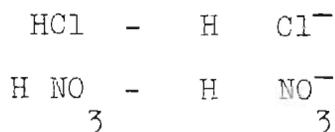
Papel rojo de tornasol

Solución de fenolftaleína (Disolver 1 gr. fenolftaleína en -
ml. de alcohol.

EXPERIMENTO No. 14

ACIDOS Y BASES EN EL SISTEMA AGUA

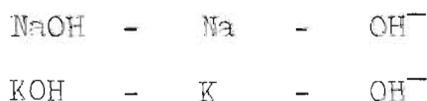
Se definen los ácidos en el sistema agua, como aquellas - sustancias que cuando están disueltas en agua se disocian dando iones hidrógeno o hidrogeniones como único ión positivo.



Los ácidos por su grado de disociación se clasifican en - ácidos débiles y fuertes. Los ácidos fuertes son los que están totalmente o casi totalmente disociados. Ej.: ácido sulfúrico, nítrico, yódico, etc. Los ácidos débiles son aquellos que están poco disociados o sea que es muy poca la concentración de iones hidrógeno que dejan en libertad. Ejemplos: ácido acético, fosfórico, bórico, sulfhídrico, etc.

Los ácidos por su constitución molecular se dividen en - ácidos hidrácidos y ácidos oxácidos. Los ácidos hidrácidos son aquellos que tienen al átomo del elemento central unido directamente al átomo de hidrógeno. Ej.: HCl, HBr, H₂S, H₂Te, etc.; los ácidos oxácidos son aquellos que tienen oxígeno en su molécula y además el hidrógeno oxidrílico o sea hidrógeno que está unido al oxígeno y no al átomo del elemento central, Ej.: H₂SO₄, H₃PO₄, HNO₃, etc.

Se definen las bases en el sistema agua, como toda sustancia que cuando se disuelve en agua, dan iones oxihidrilo como único iones negativos:



Las bases se dividen en bases fuertes y débiles. Las bases fuertes son aquellas que dan en soluciones acuosas una gran concentración de iones oxidrilo. Las bases débiles son aquellas que dejan en soluciones acuosas una pequeña concentración de iones oxihidrilo.

Según su situación en la tabla periódica las bases fuertes son las de los elementos de los grupos IA, IIA, y IIIA y - su fuerza aumenta conforme aumenta su peso molecular y su volumen atómico. Las bases débiles serán las formadas por el resto de elementos que forman bases.

En este experimento estudiaremos las propiedades físicas de los ácidos y las bases, su comportamiento frente a los indicadores, la fuerza de los ácidos y las bases y además estudiaremos la fijez de los ácidos hidrácidos de los elementos del Grupo VII B.

PROCEDIMIENTO:

A) Propiedades físicas de los ACIDOS

Examine los frascos que contengan los ácidos al estado - químicamente puro, que están colocados en la vitrina de su instructor y describa algunas de las propiedades físicas de ellos.

<u>Acido</u>	<u>Estado Físico</u>	<u>Color</u>
Clorhídrico	_____	_____
Sulfúrico	_____	_____
Nítrico	_____	_____
Bórico	_____	_____
Tánico	_____	_____

B) Comportamiento de los ACIDOS frente a los indicadores

En este ensayo usaremos papel azul y rojo de tornasol.- Los ácidos a ensayar son ácido clorhídrico, sulfúrico, nítrico, acético y bórico en soluciones diluidas y colocadas cada - uno en porciones de 3 ml. en distintos tubos de ensayo.

Mediante un agitador limpio ensaye la acción de los ácidos citados sobre papel azul y rojo de tornasol.

Seguidamente compruebe la acción de cada ácido frente a la fenolftaleína. Para ello deje caer 2 ó 3 gotas de el indicador sobre la porción de ácido contenida en el tubo. Anote los resultados en el cuadro.

Indicadores	HCl	H ₂ SO ₄	HNO ₃	CH ₃ -COOH	H ₃ BO ₃
Papel Rojo de tornasol		2 4	3	3	3 3
Papel azul de tornasol					
Sol. de Fenolftaleína					

C) Fuerza de los ACIDOS

Vamos a determinar la fuerza de los ácidos experimentalmente por métodos conductimétricos. La corriente eléctrica es transportada a través de la solución por iones y por lo tanto la conductividad de una solución depende de el número de iones que hay en libertad. Un ácido fuerte dejará una gran cantidad de iones - hidrógeno en libertad, siendo la conductividad eléctrica mayor.

Las determinaciones las hacemos empleando el aparato de -- electrólisis como lo hicimos en otro experimento.

FUERZA de los ACIDOS oxigenados.

Técnica de operación:

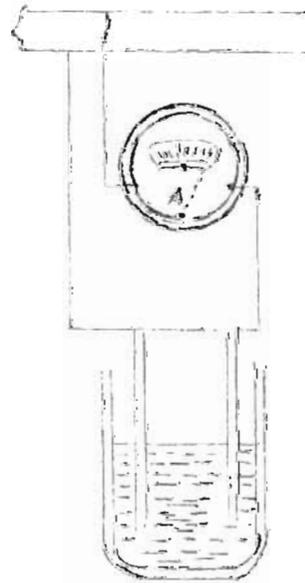
montar el aparato que se indica en la figura.

Ensayar la conductividad de las soluciones indicadas - en la tabla adjunta. Para ensayar una solución, ponerla - en un vaso debajo de los electrodos, quedando éstos sumergidos en la solución unos 2 cms.

aproximadamente. Una línea ra-

yada en los electrodos de grafito a unos 2 cms. de distancia -- del extremo inferior facilita que la profundidad de inmersión se mantenga constante. Limpiar los electrodos al final de cada ensa-yo y después de haberla desconectado del circuito.

En un vaso de 250 ml. de capacidad coloque 50 ml. de las so-luciones que se indican en la tabla adjunta, como se describió - en los párrafos anteriores.



Solución 0.1 N de	Amperaje
H ₂ SO ₄	
HNO ₃	
H ₃ BO ₃	
CH ₃ COOH	
H ₃ PO ₄	

FUERZA de los ACIDOS hidrácidos

Se procede como en el caso anterior empleando:

Soluciones 0.1N de	Amperaje
HCl	
HBr	
HI	
H ₂ S	

D) Propiedades físicas de las BASES.

Examine los frascos que contengan las bases químicamente puras que están colocadas en la vitrina de su instructor y describa algunas propiedades de ellas:

<u>Base</u>	<u>Estado físico</u>	<u>Color</u>
Hidróxido de Sodio	_____	_____
Hidróxido de Potasio	_____	_____
Hidróxido de Aluminio	_____	_____
Hidróxido de Amonio	_____	_____

E) Comportamiento de las BASES frente a los indicadores

Para realizar estos experimentos se procede en la misma forma que en la experiencia relativa a los ácidos (Parte B).

Los indicadores que se usan son: Fenolftaleína, papel rojo y azul de Tornasol.

Indicadores	NaOH	KOH	NH ₄ OH	Ca(OH) ₂	Ba(OH) ₂
Papel azul de tornasol			4	2	2
Papel rojo de tornasol					
Sol. de Fenolftaleína					

F) Fuerza de las BASES.

Para realizar esta experiencia se procede en la misma forma que en la relativa a los ácidos (Parte C).

Solución 0.1 N de	Amperaje
NaOH	
KOH	
RbOH	
Ca(OH) ₂	
Mg(OH) ₂	
Sr(OH) ₂	
Sc(OH) ₃	
Al(OH) ₃	

G) Propiedades de los elementos del Grupo VII B.

Los ácidos clorhídrico, bromhídrico y yodhídrico, reaccionan con varias sustancias formando cloruros, yoduros y bromuros solubles, muy útiles en el laboratorio.

En general los cloruros son más solubles que los bromuros; y los bromuros más solubles que los yoduros. Hay solamente tres cloruros insolubles que son: Cloruro de plata (AgCl), Cloruro de Plomo II (PbCl₂) y cloruro de mercurio II (HgCl₂), todos ellos de color blanco, pero que se pueden fácilmente distinguir unos de otros.

Prepare soluciones de cloruro de sodio, bromuro de sodio y yoduro de sodio, disolviendo 1 gramo de dichas sustancias en 10 ml, de agua destilada.

Tome 5 ml. de cada una de ellas y póngalas en 3 tubos de ensayo, añádale a cada una 3 ml. de solución de nitrato de plata.

Observe el color de los precipitados que se forman.

H) Fijesa de los ACIDOS HIDRACIDOS DEL GRUPO VII B.

a) Vierta una pequeña cantidad de agua de cloro en 2 tubos de ensayo que contengan, el primero solución de bromuro de sodio, añádale a cada uno, 1 ml. de tetracloruro de carbono, - agite tapando con un corcho cada tubo y observe los colores -- que toma el tetracloruro de carbono.

b) A dos tubos de ensayo que contienen uno, solución de cloruro de sodio y el otro de yoduro de sodio, anádales un poco de agua de bromo, y 1 ml. de tetracloruro de carbono como - en la experiencia anterior, y observe en cuál de ellos se produce coloración.

c) A dos tubos de ensayo que contenga uno, 3 ml. de cloruro de sodio y el otro 3 ml. de bromuro de sodio, anádale 1 - ml. de tetracloruro de carbono, agrégueles una solución acousa de yodo y observe la coloración que toma la capa de tetracloruro de carbono.

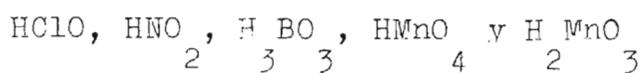
HOJA DE REPORTE
ACIDOS Y BASES EN EL SISTEMA AGUA
EXPERIMENTO No. 14

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota:

1a) Qué tipos de ácidos serán los siguientes según su fuerza:



2a) Diga qué tipo de bases son las siguientes:



3a) Qué conclusiones ha obtenido Ud. de la experiencia de la fijezaza de los ácidos del grupo VII B. Escriba las reacciones químicas.

Profesor: _____

EXPERIMENTO No. 15

HIDROLISIS DE LAS SALES

Reactivos Químicos:

Sólidos :

Bicarbonato de Sodio

Carbonato de Sodio

Cloruro de Amonio

Fosfato de Sodio

Soluciones:

Sulfuro de sodio

Nitrato cúprico

Cloruro de Zinc

Sulfato de sodio

Cloruro de sodio

Sulfito de sodio

Sulfato de sodio

Cloruro de calcio

Sulfatoácido de sodio

acetato de sodio

acetato de amonio

cloruro férrico

cloruro de aluminio

Todas estas soluciones al 2%

Equipo:

12 tubos de ensayo

papel azul de tornasol

papel rojo de tornasol

solución de fenolftaleína

Solución de Anaranjado de Metillo.

EXPERIMENTO No. 15

HIDROLISIS DE LAS SALES

A) Bicarbonato de sodio y agua.

Coloque una cantidad de bicarbonato de sodio que cubra el fondo de un tubo de ensayo y luego agreguele 10 ml de agua destilada.

Agite el tubo hasta disolver los cristales y guarde la solución.

B) Carbonato de sodio y agua.

Repita la parte (A) usando carbonato de sodio.

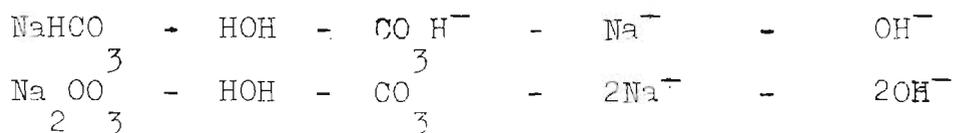
Coloque 5 ml de solución que preparó en la parte (A) y 5 ml de la solución que preparó en la parte (B) en dos tubos de ensayo y agregueles a cada uno una gota de fenolftaleína.

Resultados:

Solución de bicarbonato de sodio	-	Fenolftaleína	-	color
"	"	carbonato de sodio	-	"
			-	color

Porque el carbonato de sodio es mas fuertemente alcalino que el bicarbonato de sodio?

La clave de la pregunta se encuentra en la ecuación de abajo:



Pruebe la alcalinidad de los fracciones restantes de las soluciones de carbonato y bicarbonato de sodio, agregando a cada una de ellas una gota de anaranjado de metilo.

Solución de NaHCO_3	-	Anaranjado de metilo	-	Color
Solución de Na_2CO_3	-	" " "	-	Color

Se notará que el bicarbonato de sodio indica alcalinidad con el anaranjado de metilo, pero solo ligeramente se muestra alcalino con fenolftaleína. Esto es debido a que la zona de pH del anaranjado de metilo es más baja que la fenolftaleína.

C) Disuelva 1 gramo de cloruro de amonio en 5 ml de agua contenida en un tubo de ensayo. Reconozca la solución con el papel azul de tornasol y con solución de fenolftaleína.

Anote los resultados en su cuadro de reportes.

D) En un tubo de ensayo coloque un gramo de fosfato de sodio y agreguele agua hasta que se disuelva agitándolo. Pruebe con papel rojo de tornasol y con unas gotas de fenolftaleína. Observe y anote los resultados.

E) Investigue el carácter ácido o básico de las siguientes sales en solución:

- | | |
|---------------------------|------------------------|
| 1) Sulfuro de potasio | 7) Acetato de amonio |
| 2) Cloruro de zinc | 8) Cloruro férrico |
| 3) Cloruro de Sodio | 9) Cloruro de Aluminio |
| 4) Sulfato de Sodio | 10) Nitrato nítrico |
| 5) Sulfato Ácido de Sodio | 11) Sulfato de Sodio |
| 6) Acetato de Sodio | 12) Cloruro de Calcio |

HOJA DE REPORTE
HIDROLISIS DE LAS SALES
EXPERIMENTO No. 16

Nombre del alumno:

Fecha :

Nota :

1) De los resultados obtenidos por Ud. al hacer actuar los indicadores sobre las sales:

Solución de

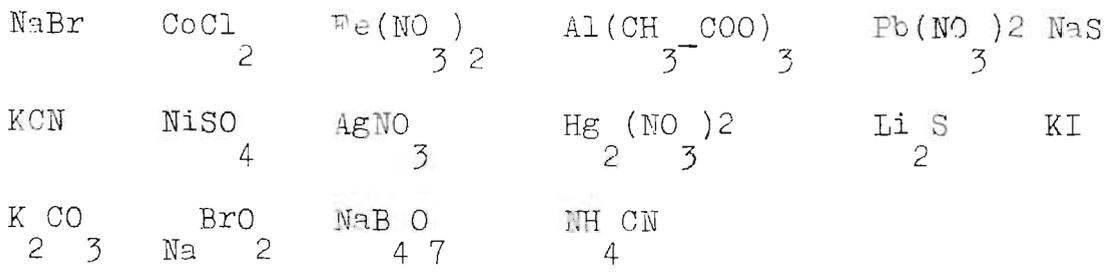
	Papel de Tornasol	Fenolftaleina	Caracter de la solución.
Cloruro de Amonio	Azul	Rojó	
Fosfato de Sodio			
Sulfato de Potasio			
Sulfuro de Potasio			
Cloruro de Zinc			
Cloruro de Sodio			
Sulfato Acido de Sodio			
Acetato de Sodio			
Acetato de Amonio			
Cloruro Férrico			
Cloruro de Aluminio			
Nitrato Cúprico			
Sulfato de Sodio			
Sulfito de Sodio			
Cloruro de Calcio			

2) Defina qué es Hidrólisis

3) De acuerdo con su origen cuáles son los cuatro tipos de sales que hay?

4) Clasifique las sales usadas en este experimento.

5) Clasifique las siguientes sales:



EXPERIMENTO No. 16

CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS SEGUN LA SITUACION EN LA TABLA PERIODICA. CONFORME AL COMPORTAMIENTO DE SUS COMBINACIONES OXI HIDROGENADAS AL CAMBIAR EL MEDIO.

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos :

Líquidos :

Acido Nítrico concentrado

Acido Sulfúrico concentrado

Soluciones:

de Cloruro de antimonio 2%

de Hidróxido de Sodio al 2%

de Acido Clorhídrico al 2%

de Cloruro de estannoso al 3%

de " estánnico al 3%

de Nitrato de Plomo al 2%

de Acido Nítrico 3 Normal

de Cloruro de Aluminio al 2%

de Sulfato de Manganeso al 2%

de Permanganato de Potasio al 2%

de Cloruro crómico al 2%

de Agua Oxigenada al 3 %

Equipo:

12 tubos de ensayo

1 gradilla

1 mechero de Bunsen

1 pinza para tubos de ensayo

Materiales varios:

Papel rojo de tornasol

" azul " "

Fósforos

EXPERIMENTO No. 16

CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS SEGUN LA SITUACION EN LA TABLA PERIÓDICA. CONFORME AL COMPORTAMIENTO DE SUS COMBINACIONES OXIHIDROGENADAS AL CAMBIAR EL MEDIO.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII	IB	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	O
1o.									H							He
2o.	Li	Be								B	C	N	O	F		Ne
3o.	Na	Mg									Si	P	S	Cl		Ar
4o.	K	Ca	Sc									As	Se	Br		Kr
5o.	Rb	Sr	Y										Te	I		Xe
6o.	Cs	Ba	La											At		Ra
7o.	Pr		Ra													

Hay elementos que al combinarse con el oxígeno pueden formar dos tipos de compuestos que son : los anhídridos y los óxidos, los anhídridos al combinarse con el agua forman ácidos y a eso se debe que estos elementos reciben el nombre de elementos formadores de ácidos.

Estos se encuentran situados en la parte derecha de la tabla periódica arriba de la línea quebrada.

Hay otros elementos que se combinan con el oxígeno formando únicamente óxidos que al combinarse con el agua forman hidróxidos o bases y están situados en los grupos IA, IIA y IIIA. Estos elementos reciben nombre de formadores de bases. Pero hay otros elementos que al combinarse con el oxígeno pueden indistintamente -- sus combinaciones actuar como formadores de ácidos o bases según las características del medio en que reaccionan. Estos elementos están situados en la parte central de la tabla periódica y reciben el nombre de anfóteros (del Griego ambos) .

Los anfóteros se dividen en dos grupos: Los anfóteros que no tienen cambio de valencia para actuar como ácidos o como bases y los anfóteros que tienen cambio de valencia, que actúan como ácidos con sus mayor valencia y actúan como bases con su menor valencia.

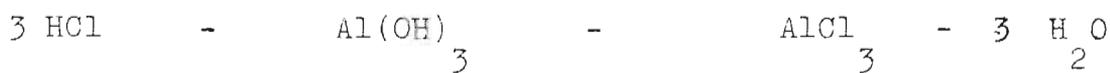
Los anfóteros que no tienen cambio de valencia son los -- que clásicamente han recibido este nombre y se encuentran situados entre el grupo IB y los elementos debajo de la línea -- quebrada roja inclusive; estos elementos actúan como ácidos o como bases sin sufrir ningún cambio de valencia. La clásica -- explicación de tal comportamiento se basa en que los hidróxi-- dos de los elementos anfótericos pueden dejar en libertad io-- nes hidrógeno y iones oxidrilo.

Si nosotros representamos por MOH al hidróxido de el ele-- mento anfóterico nosotros podemos representar su ionización -- por la ecuación:



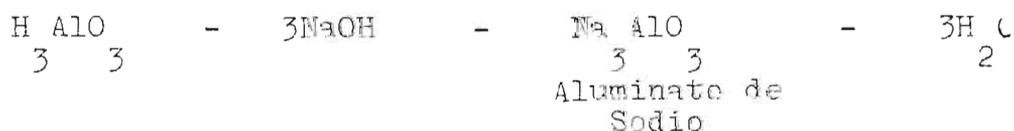
En lo cual M⁺ representa al metal que pierde electrones -- para formar el catión y reacciona como base y MO⁻ representa -- el anión que a ganado electrones y reacciona como ácido.

Los hidróxidos de los elementos anfótericos son muy poco -- solubles en agua, pero ellos se disuelven rápidamente si son -- tratados con un ácido fuerte o con una base fuerte. Si coloca-- mos hidróxido de aluminio en agua este es insoluble. Si lo agita-- mos forma una suspensión lechosa. Si nosotros le agregamos áci-- do clorhídrico reacciona de acuerdo con la ecuación siguiente:



La solución se vuelve clara debido a que el Al(OH)₃ inso-- luble se transforma en AlCl₃ soluble. En esta reacción el Al(OH)₃ actúa como base y el medio en que se lleva a cabo esta reacción es ácido.

Por otra parte si se añade hidróxido de sodio a la suspen-- sión lechosa de hidróxido de aluminio, el precipitado también -- desaparece. La reacción que ocurre se escribe de acuerdo a la -- ecuación:



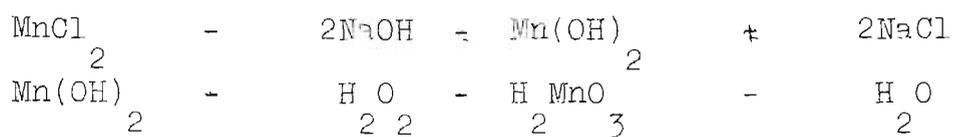
En esta reacción el $\text{Al}(\text{OH})_3$ actúa como ácido. Este comportamiento se pone de manifiesto si el $\text{Al}(\text{OH})_3$ se escribe en forma de ácido H_3AlO_3 , y se forma el aluminato de sodio. El medio en que se lleva a cabo esta reacción es básico.

De lo anterior podemos sacar la siguiente conclusión: todos los elementos anfótericos que no tienen cambio de valencia, si el medio en que reaccionan es ácido ellos se comportan como bases, pero si el medio en que reaccionan es básico se comportan como ácidos.

Los anfóteros que tienen cambio de valencia están situados en la tabla periódica entre el grupo IVA y el grupo VIIA; su comportamiento anfotérico es más complejo, porque estos elementos además de intervenir el medio hay una variación de su estado de oxidación de los elementos.

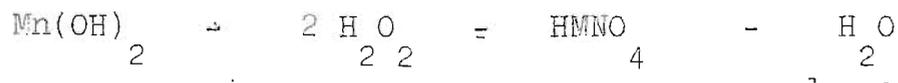
Así por ejemplo si nosotros colocamos Cloruro de Manganeso en un tubo de ensayo que contenga agua, este se disuelve, pero si le agregamos Hidróxido de sodio se va a formar un precipitado de hidróxido de manganeso que es insoluble si a este hidróxido lo tratamos con un oxidante se forma ácido manganeso H_2MnO_3 que es de color pardo, pero el medio es básico.

Las ecuaciones de las reacciones que se llevan a cabo son las siguientes:



Este hidróxido de manganeso se puede seguir oxidando hasta la formación de ácido permangánico la presencia de él la vamos a detectar por un color violeta en solución.

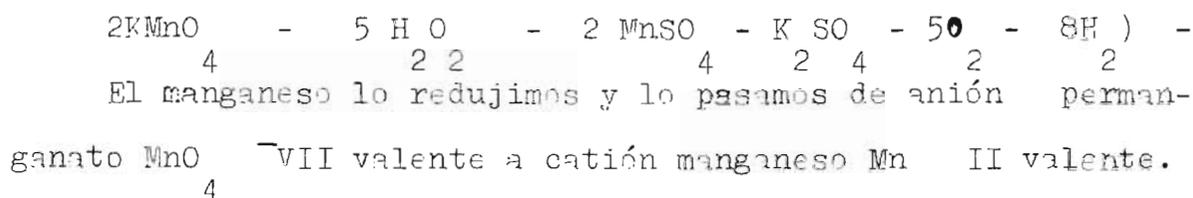
Las ecuaciones son las siguientes:



En los dos casos anteriores el manganeso está actuando como ácido.

Nosotros podemos pasar el manganeso de forma de ácido a base como lo indicaremos en el ejemplo siguiente:

El agua oxigenada en medio ácido reduce al Permanganato de Potasio según la ecuación siguiente:



En este experimento se harán una serie de ensayos probando el carácter anfiterico de una serie de elementos en los cuales se presenta dicha propiedad.

PROCEDIMIENTO:

A) Anfóteros sin cambio de valencia.

GRUPO V B

Antimonio III valente.

Las ecuaciones relacionadas con la forma de actuar el antimonio se las daremos, para que Ud. tenga una mejor comprensión de el experimento. Las siguiente ecuaciones las escribe Ud. solo, consulte a su docente si tiene alguna duda.

En un tubo de ensayo coloque 3 ml de Cloruro de Antimonio y agréguele hidróxido de Sodio cantidad suficiente hasta que se forme un precipitado. Escriba la ecuación del cambio químico ocurrido.

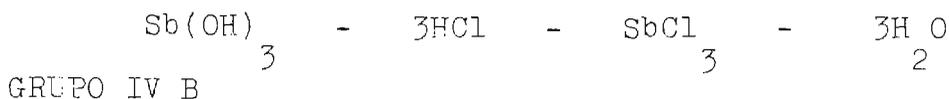


Divida en 2 partes el precipitado formado en 2 tubos de ensayo. Al primer tubo de ensayo agréguele hidróxido de sodio hasta reacción alcalina. Tómese la alcalinidad con papel rojo tornasol. Escriba la ecuación del cambio químico ocurrido.



Al otro tubo de ensayo agréguele ácido clorhídrico concentrado hasta que se disuelva el precipitado y tenga reacción --
ácida el medio.

Escriba la ecuación del cambio ocurrido.



Estaño II valente.

A una solución al 3% de Cloruro estannoso agréguele hi-
dróxido de Sodio cantidad suficiente hasta formación de un pre-
cipitado de $Sn(OH) \begin{matrix} 2 \\ 2 \end{matrix}$ Escriba la ecuación.

El precipitado divídalo en dos partes en 2 tubos de ensa-
yo. A un tubo de ensayo agréguele hidróxido de sodio hasta que
se disuelva el precipitado y tenga reacción alcalina el medio -
y se forme el estannito de Sodio $Na \begin{matrix} SnO \\ 2 \end{matrix}$. Escriba la ecuación:

Al otro tubo agréguele ácido clorhídrico y tenga reacción
ácida. Escriba la ecuación:

Estaño IV valente.

A un tubo de ensayo agréguele 3 ml. de Cloruro estanni-
co y después de esto agréguele 3 ml de NaOH hasta la formación
de un precipitado de $Sn(OH) \begin{matrix} 4 \\ 4 \end{matrix}$. Escriba la ecuación:

Este precipitado precipitado divídalo en 2 partes en --
tubos de ensayo. A un tubo de ensayo agréguele Hidróxido de So-
dio hasta reacción alcalina y el precipitado se disuelva por --
formación de Estannato de sodio $Na \begin{matrix} SnO \\ 4 \end{matrix}$. Escriba la ecuación:

Al otro tubo de ensayo agréguele ácido clorhídrico --
hasta reacción ácida y se forme el $SnCl \begin{matrix} 4 \\ 4 \end{matrix}$. Escriba la ecuación:

Plomo IV Valente.

Coloque 5 ml de solución de Nitrato de Plomo. A esta solución agréguele hidróxido de sodio hasta la formación de un precipitado de $Pb(OH)_4$. Escriba la ecuación:

Este precipitado divídalo en 2 partes en tubos de ensayo. A un tubo agréguele hidróxido de Sodio hasta franca reacción Alcalina. Y se forme el Plumbato de Sodio Na_4PbO_4 . Escriba la ecuación:

A otro tubo de ensayo agréguele ácido nítrico y hasta que se disuelva y el medio tenga reacción ácida y se forme el Nitrato de Plomo $Pb(NO_3)_2$, Escriba la ecuación:

GRUPO III B

Aluminio:

En un tubo de ensayo coloque 5 ml de cloruro de aluminio y agréguele 3 ml de hidróxido de Na hasta la formación de hidróxido de aluminio $(Al(OH)_3)$. Escriba la ecuación:

A este precipitado divídalo en 2 partes a una de ellas agréguele hidróxido de Sodio hasta que se disuelva el precipitado por formación de aluminato de Sodio Na_3AlO_3 . Escriba la ecuación:

A la otra porción agréguele ácido clorhídrico cantidad suficiente hasta franca reacción ácida. Y formación de cloruro de aluminio. Escriba la ecuación:

GRUPO II B

Zinc.

A un tubo de ensayo agréguele 5 ml de cloruro de Zinc después de esto agréguele 5 ml de solución de hidróxido de sodio - hasta precipitación completa, por la formación de el hidróxido de Zinc $Zn(OH)_2$. Escriba la ecuación:

Divida el precipitado de el tubo de ensayo en 2 porciones: a una de ellas agréguele NaOH cantidad suficiente hasta franca reacción alcalina y con la formación de Zincato de Sodio Na_2ZnO_2 . Escriba la ecuación:

A la otra porción agréguele ácido clorhídrico cantidad suficiente hasta reacción ácida y formación de el $ZnCl_2$. Escriba la ecuación :

B) Anfóteros con cambio de Valencia

GRUPO VII A

Manganeso.

A 5 ml de sulfato de manganeso agréguele 5 ml de hidróxido de sodio con formación de un precipitado de $Mn(OH)_2$. Escriba la ecuación:

A este precipitado agréguele 3 ml de agua oxigenada, la formación de un precipitado pardo nos indica la presencia de ácido manganeso H_2MnO_3 . Escriba la ecuación:

Oxidación de el catión manganeso a anión permanganato.

A 2 ml de solución de sulfato de manganeso se le añaden -
6 gotas de ácido nítrico concentrado y 1 gramo de Peróxido de -
Plomo PbO_2 puro hiérvalo y déjelo sedimentar, un color violeta
en la capa acuosa nos indica la presencia del anión Permanganato
to MnO_4^- . Escriba la ecuación:
4

Reducción de el anión Permanganato MnO_4^- a catión Man--
ganeso II Valente Mn^{2+} .

A 3 ml de solución de permanganato de Potasio color viole-
ta agréguele 5 gotas de ácido sulfúrico concentrado y después --
añádale agua oxigenada cantidad suficiente hasta que se decolore.
Escriba las ecuaciones:

GRUPO VI A

Cromo :

A) A 5 ml de solución de cloruro de cromo agrégueles 5 ml
de hidróxido de sodio hasta la formación de un precipitado de -
 $Cr(OH)_3$. Escriba la ecuación:
3

Después agréguele $NaOH$ hasta que se disuelva por formación
de Cromato de Na. Na_2CrO_4 . Escriba la ecuación:
3 3

B) Transformación del Cromo de catión III valente a anión
Cromato CrO_4^{2-} VI valente.
4

Haga la primera parte hasta la formación de el precipitado
de $Cr(OH)_3$. Después agréguele 2 ml de $NaOH$ hasta reacción básica
3

y le agrega además agua oxigenada hasta la formación de una coloración amarilla en la capa de ensa. Este color amarillo no indica la presencia del anión cromato CrO_4^{2-} . Escriba la ecuación:

HOJA DE REPORTE

CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS SEGUN LA SITUACION EN LA TABLA PERIODICA. CONFORME AL COMPORTAMIENTO DE SUS COMBINACIONES OXI HIDROGENADAS AL CAMBIAR EL MEDIO.

EXPERIMENTO No. 16

Nombre del alumno :

Fecha :

Nota :

1) Los elementos V, Ti y Mo se comportan como anfóteros.

Escriba cinco ecuaciones que expliquen este comportamiento.

2) El F, Cl, Br, y I actúan como ácidos.

Escriba tres ecuaciones que expliquen este comportamiento.

3) El Ge es un anfótero que pertenece a qué grupo de anfóteros; demuéstrelo escribiendo las ecuaciones de su comportamiento.

4) Los elementos Na, K, Rb, actúan como bases en sus reacciones. Escriba algunas ecuaciones de este comportamiento.

5) El Cr, Mo, y el W son anfóteros. Diga a que grupo pertenecen. Escriba algunas reacciones químicas que expliquen este comportamiento.

EXPERIMENTO No. 17

OXIDACION

REDUCCION

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Soluciones :

Solución de yoduro de almidón

Acido sulfúrico 6 N.

Sulfato de hierro (II) (0.1 N)

Ferrocianuro de Potasio (0.1 N)

Cloruro de hierro (0.1 N) (III)

Agua de Cloro (Cl_2 en H_2O)

Tinta

Solución de cloruro de estaño (II) (0.1 N)

Cloruro Mercurico (II) (0.1 N)

Tiosulfato de Sodio (0.1 N)

Suspensión de almidón

Solución de Yodo 0.1 Normal

Permanganato de Potasio 0.1 N

Acido oxálico 0.1 Normal

Sulfato de cobre (II) 0.1 normal

Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) al 3%

Equipo:

12 tubos de ensayo

1 gradilla

1 mechero Bunsen

Goteros

Fósforos

EXPERIMENTO No. 17

OXIDACION

REDUCCION

PROCEDIMIENTO:

a) Acidifique 10 ml de disolución de almidón-yoduro de potasio con ácido sulfúrico diluido y agregue unas cuantas gotas de peróxido de hidrógeno a la mezcla.

Anote los cambios de color y reacciones. Qué sucede? Deje que la mezcla se enfríe. Explique.

b) A 5 ml. de solución de sulfato de hierro (II) agregue unas cuantas gotas de ferrocianuro de potasio anote los resultados: cambios de color y reacciones.

c) Repita la parte (b) usando una solución de cloruro férrico (III) en lugar de una de sulfato de hierro (II). Compare los resultados.

Reacciones:

d) A 5 ml. de una solución de una sal de hierro (II) -- agregue agua de cloro, note el cambio de color. Pruebe la solución con una de Ferrocianuro de potasio. Compare los resultados con la parte (c).

Relacione los resultados de (b), (c) y (d).

e) Agregue gota a gota, una solución de cloruro de estaño (II) a 5 ml de solución de cloruro Mercuríco (II). Explique el cambio ocurrido y de las reacciones.

f) Diluya 3 gotas de solución de tiosulfato de sodio con 10 ml. de agua. Coloque la solución en una cápsula de porcelana junto con 1 ml de suspensión de almidón. Agregue gota a gota una solución de yodo. Coloque en un tubo 2 ml. de solución de yodo y agregue con un gotero las gotas), con agitación constante hasta obtener un color azul claro permanente.

Qué cambio ocurre? Para qué el almidón? De la reacción.

g) Acidifique una solución con 5 gotas de ácido y 10 ml de permanganato de potasio. Caliente la mezcla y agregue solución de ácido oxálico gota a gota, hasta que desaparezca el color del permanganato.

Describa los cambios y la reacción.

h) Ponga una laminilla de Zinc en 5 ml. de solución de sulfato de Cobre (II) en una cápsula de evaporación. Caliente hasta que desaparezca el color azul. Qué ocurrió químicamente? De las reacciones.

i) Mezcle 10 ml. de agua con una gota de tinta agréguele agua de cloro. Qué sucede/ ? Porqué ?

HOJA DE REPORTE

OXIDACION REDUCCION

EXPERIMENTO No. 17

Nombre del alumno:

Nota :

Fecha :

- 1) Señale los agentes oxidantes y los reductores de cada reacción de este experimento.
- 2) Qué es el agua de cloro?
- 3)Cuál es el color del ion permanganato?
- 4) Qué es el almidón? Qué forma con el yodo ?
- 5) Mencione 3 agentes oxidantes y 3 agentes reductores importantes en Química analítica.
- 6) Defina oxidación, reducción, agente oxidante, agente reductor.

EXPERIMENTO No. 18

DETERMINACION DE PUNTOS DE FUSION Y PUNTOS DE EBULLICION

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos :

Acido Benzoico
" Salicílico
" Esteárico

Azufre.

Líquidos:

Acido Propiónico
Cloroformo
Tetracloruro de Carbono
Benceno
Alcohol Isobutílico
Parafina líquida

Equipo:

1 vaso de precipitado de 250 ml. de capacidad
1 termómetro
1 anillo metálico
1 malla metálica con asbesto
1 mechero de Bunsen
1 tubo de vidrio de 5 cms. de largo
1 soporte
1 tubo de vidrio grande para hacer el agitador
1 tapón de hule

EXPERIMENTO No. 18

DETERMINACION DE PUNTOS DE FUSION Y PUNTOS DE EBULLICION

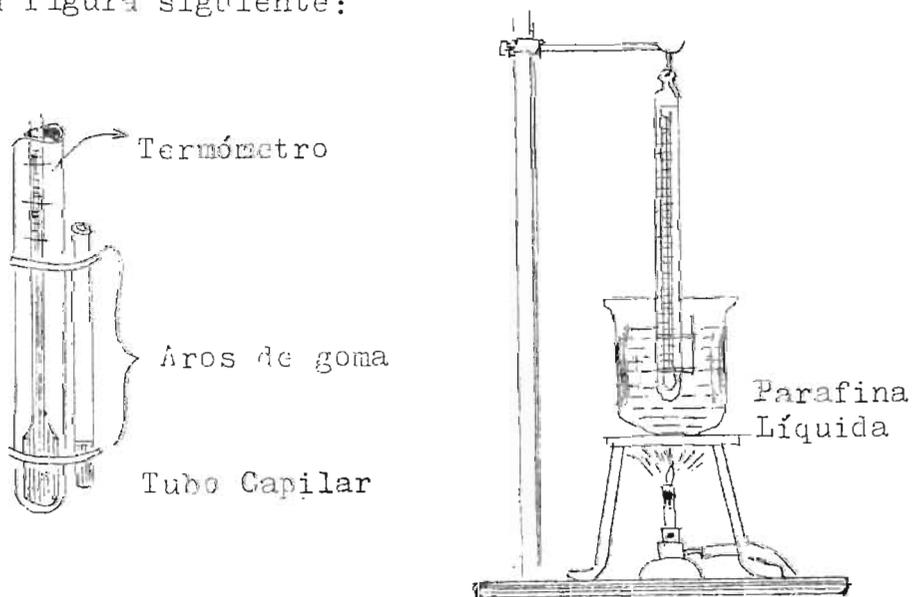
Se dice que una sustancia se funde cuando pasa de el estado sólido al líquido. La temperatura a la cual se lleva a cabo este cambio de estado se conoce con el nombre de temperatura de fusión del sólido. En la determinación de punto de fusión -- influye la presión y la pureza de las sustancias a las cuales se les determina.

Un líquido alcanza su punto de ebullición cuando la presión de vapor de el líquido es igual a la presión atmosférica. -- El punto de ebullición normal de un líquido es aquel en que la presión de vapor de el líquido es igual a 1 atmósfera o a 760 - mm de Hg.

PROCEDIMIENTO:

A) Determinación de puntos de Fusión.

La forma de hacer las determinaciones se representa en la figura siguiente:



Consta el aparato de un vaso de 250 ml. de capacidad lleno hasta la mitad de parafina líquida. Equipado con un agitador de vidrio formando un anillo amplio con un mango perpendicular al plano de aquel.

El termómetro se suspende, sujete mediante una pinza y colocado en un tapón de goma con una escisión para la observación total de la columna termométrica, con el bulbo se coloca aproximadamente en el centro de el baño de parafina. También se utiliza el ácido sulfúrico como baño para la determinación.

La sustancia se pulveriza sobre un vidrio de reloj con -- una espátula metálica y se introduce dentro del tubo capilar de puntos de fusión, de modo que forme una capa de unos 5 mm pudiendo facilitarse esta operación golpeando ligeramente sobre la mesa para que el sólido caiga al fondo del tubo. El tubo capilar se une al termómetro mediante una pequeña goma.

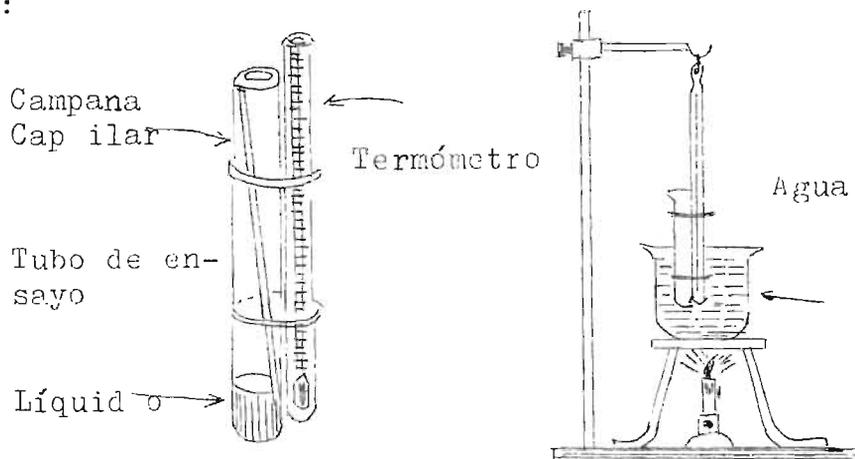
La determinación al principio se hace elevando la temperatura rápidamente hasta que se funda la muestra y viendo la temperatura que se necesita para que se funda la totalidad de la sustancia sólida se retira la muestra. Se hace otra determinación con otra muestra de la misma sustancia y se calienta el baño rápidamente con un mechero hasta unos 10° por debajo de -- la temperatura de fusión de la sustancia π luego se eleva lenta y uniformemente con agitación constante, de modo que ascienda -- de 3 a 5° por minuto, utilizando una llama pequeña hasta determinar el punto de fusión lo más exactamente posible.

El punto de fusión debe siempre definirse dentro de una zona de temperatura. La inferior es el punto donde se observan las primeras gotitas del líquido, y la superior, el momento en que desaparece todo el sólido.

Determine el punto de fusión tal como se ha indicado de las muestras que entregará su instructor.

B) Determinación del punto de ebullición

La determinación de los puntos de ebullición se llevan a cabo con el aparato que se muestra en la siguiente figura:



Se colocan 2 ml de el líquido en un tubo de ensayo pequeño e introduciendo en el un tubito capilar, de unos 4 cms. de largo cerrado de uno de sus extremos y que actúa al estar dentro de el líquido como un tubo de ebullición. El tubito de ensayo se une al termómetro mediante una gomita y se calienta en un baño igual al que se usa para la determinación de puntos de fusión. Al calentar el líquido escapa del tubo del capilar un rosario de burbujas del aire contenido en él. La calefacción se continúa hasta que el líquido del tubo de ensayo comience hervir suavemente. En este momento se detiene la calefacción manteniendo el baño bien agitado, y se observa la temperatura en el instante en que el líquido comienza a elevarse en el tubo capilar. Esta temperatura indica en que la presión atmosférica comienza a exceder a la presión de vapor del líquido y se considera como el punto de ebullición.

Determine el punto de ebullición de 3 líquidos que su instructor le entregará.

HOJA DE REPORTE

EXPERIMENTO No. 18

DETERMINACION DE PUNTOS DE FUSION Y PUNTOS DE EBULLICION

Nombre del alumno:

Nota :

Fecha:

- 1) Defina que es sublimación
- 2) Qué es condensación
- 3) Qué es licuefacción
- 4) Qué es solidificación
- 5) Qué es calor de fusión
- 6) Qué es punto triple

Profesor _____

EXPERIMENTO No. 19

DETERMINACION DEL VOLUMEN MOLAR

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos :

Clorato de potasio

Dióxido de manganeso

Equipo:

1 tubo de ensayo de 150 mm.de largo

1 frasco de boca ancha

1 vaso de precipitado

Tapones de hule para el tubo de ensayo

1 tapón de hule bihorado para el frasco de boca ancha

1 pinza de Mohrs

1 varilla de vidrio de 40 cms.de largo para hacer las
conexiones

Tubo de hule

Mechero de Bunsen

EXPERIMENTO No. 19

DETERMINACION DE EL VOLUMEN MOLAR.

SUGERENCIAS:

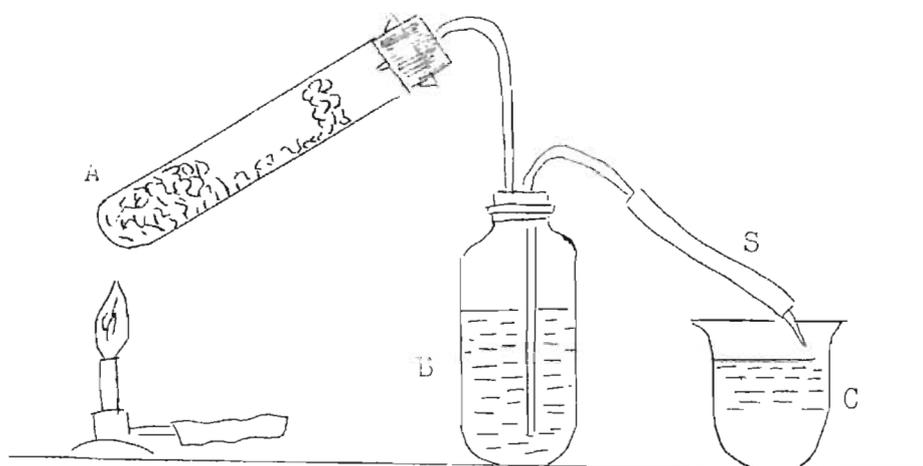
La materia, al estado gaseoso, está formado por moléculas situadas unas de otras a distancias relativamente grandes y en movimiento continuo. La velocidad con que se mueven depende de la temperatura y de la masa de las moléculas. La presión ejercida por un gas, es debida a los choques de las moléculas contra las paredes. En una mezcla de gases, la presión ejercida por cada uno- Presión Parcial- depende de el número de las moléculas -- de este gas existente en el recipiente, la presión total es la suma de las presiones. Una molécula gramo de un gas ocupa. 22.4 litros en condiciones normales. Es decir, a 0°C y 760 mm Hg -- de presión. Este volumen en dichas condiciones se llama volumen molecular gramo.

Como los gases son tan ligeros que el peso de un gas resulta insignificante comparándolo con el peso de el recipiente que lo contiene, el método directo de pesa de un volumen de gas es susceptible a errores considerables aunque se tomen las mayores precauciones. Para salvar esta dificultad se obtiene el peso de el gas por método indirecto, o sea pasando el generador y el contenido antes y después de haberse formado el gas la diferencia es el peso de el gas que se ha formado y ha sido recogido. El volumen de el gas se mide observando el volumen de el agua desplazada cuando se recoge el gas. Al recogerse un gas sobre agua, el espacio sobre el agua no contiene tan sólo moléculas de el gas, sino también vapor de agua. La presión de el vapor de agua lo averiguamos por medio de tablas que la tienen a diferente temperatura, entonces nosotros tenemos que tomar en cuenta la temperatura de el laboratorio para hacer las correc

ciones de el caso.

PROCEDIMIENTO:

a) Caliente en un tubo pirex de 150 mm de largo 5 gramos - de clorato de potasio. Caliente hasta que se funda con el fin -- de expulsar la humedad. Deje que el tubo se enfrié y prepare en entre tanto el



b) El aparato se monta como se ve en la figura. Todas las juntas deben de ser herméticas y el frasco estará casi lleno de agua. El tubo de salida que comunica con C debe de estar completamente lleno de agua. Se hace un ensayo para ver si los cierres son herméticos, que consiste en hacer descender el vaso C. teniendo abierta la llave S; el agua cesa enseguida de gotear por el extremo de el tubo, y la mayor parte de la pequeña cantidad - de agua vertida retrocede al frasco cuando se eleva otra vez -- el vaso para que la punta de el tubo quede sumergida. En este - momento ya el tubo de ensayo que contiene clorato de potasio debe de estar frío. Agréguele 10 mg. de Dióxido de manganeso y pese el tubo de ensayo y su contenido con tapón y sus conexiones. Anote el peso. Conecte ahora el tubo en la forma que lo indica el - diagrama.

Se vacía el agua de el vaso de precipitado, se abre la llave y se empieza a calentar suavemente la mezcla de la parte infe

rir de el tubo de ensayo (caliente por períodos no muy largos - retirando el mechero para graduar así la cantidad de oxígeno que se desprende.) El clorato de potasio se descompone por el calor, y el oxígeno que se desprende expulsa el agua de el frasco.

Cuando la mayor parte de el agua ha salido de el frasco, se deja enfriar el tubo de ensayo con la llave abierta y la punta - C sumergida. Mientras tanto se anota la temperatura y la presión barométrica y se hace la conección de ésta última. Tomando en cuenta la presión de vapor.

Se levanta el vaso hasta que el agua de el frasco quede exactamente al mismo nivel que el vaso y entonces se cierra la llave. Se mide en una probeta el volumen del agua desplazada. Este volumen es el de el oxígeno desprendido referido a la presión atmosférica y la temperatura ambiente. Por último, se pesa el tubo de ensayo con su contenido y sus conexiones, para determinar el peso del oxígeno desprendido.

HOJA DE REPORTE
DETERMINACION DE EL VOLUMEN MOLAR

EXPERIMENTO No.19

Nombre del alumno:

Fecha :

Nota :

1) Datos experimentales:

Peso del tubo y su contenido y conexiones	grs.
Peso del tubo después de calentado	"
Peso del oxígeno desprendido	"
Temperatura $^{\circ}\text{C}$	
Lectura barométrica	mm.de Hg
Presión de vapor	mm.de Hg
Presión corregida	
Volumen medido	

Con estos datos calcule el volumen de 32 gramos de oxígeno a -
T.P.N.

- 2) Una cantidad de cierto gas ocupa un volumen de 150 m.³ a 327^oC
Calcular el volumen que dicho gas ocuparía a 227^oC. Sin cambio de presión.
- 3) Si un gas ocupa 100 ml. a 1 atmósfera de presión y se multiplica por 2 calcule el volumen a T constante.
- 4) A qué temperatura en grados centígrados el volumen de una mol de gas ocupa 30 litros a 1 atmósfera de presión?

EXPERIMENTO No. 20

LEY DE GRAHAM. DIFUSION DE LOS GASES

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Acido clorhídrico concentrado

Hidróxido de amonio concentrado

Equipo:

1 tubo de vidrio de 6 a 9 mm. de diámetro, longitud de 40 a 120 cms.

1 tubo de vidrio de 16 mm. de diámetro y de la misma longitud que el anterior.

EXPERIMENTO No. 20

LEY DE GRAHAM.

DIFUSION DE LOS GASES

Generalidades:

La velocidad de difusión de las moléculas de los gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus pesos moleculares.

$$\text{Velocidad de difusión} = \frac{K}{\sqrt{\text{P.M. del gas}}}$$

Esta relación se conoce con el nombre de ley de Graham puede ser comprobada por comparación de las velocidades de difusión de gases de dos diferentes densidades. Amoníaco y ácido clorhídrico.

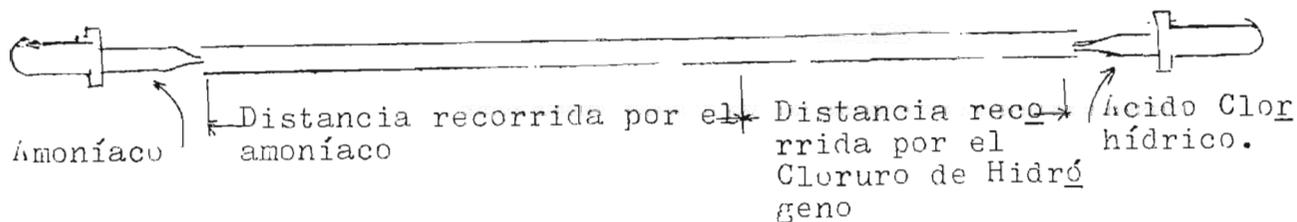
$$\frac{\text{Velocidad del amoníaco}}{\text{Velocidad del HCl}} = \frac{\text{P.M. del HCl}}{\text{P.M. del NH}_3}$$

La raíz cuadrada puede eliminarse elevando al cuadrado ambos miembros de la ecuación.

$$\frac{(\text{Velocidad del NH}_3)^2}{(\text{Velocidad del HCl})^2} = \frac{\text{P.M. del HCl}}{\text{P.M. del NH}_3}$$

PROCEDIMIENTO:

Coloque un tubo de vidrio de 6 a 9 mm. de diámetro de unos 40 a 120 cms. de longitud sobre su mesa de trabajo sobre un fondo oscuro. Use goteros separados para insertar al mismo tiempo una gota de ácido clorhídrico concentrado en el extremo derecho de el tubo y una gota de amoniaco concentrado en el extremo izquierdo.



Deje los goteros en la posición que muestra la figura a fin de que sirvan como tapones para prevenir escape a travez del tubo.

Unicamente pequeñas cantidades de los líquidos deberán -- estar en los goteros en el comienzo de la experiencia. Las gotas se deben colocar en los extremos de el tubo lo más exactamente posible al mismo tiempo. Anote el tiempo en su hoja de - reporte. Observe cuidadosamente el tubo hasta la aparición de - un anillo débil de color blanco. Registre el tiempo y marque la posición del anillo, mida la distancia del extremo de ambos go- teros al anillo. Sustituya la distancia recorrida por la veloci- dad de difusión y calcúlese la razón de sus pesos empleando la - siguiente relación:

$$\frac{(\text{Cms. recorridos por NH})^2}{(\text{Cms. recorridos por HCl})^2} = \frac{\text{P.M. del HCl}}{\text{P.M. del NH}}$$

Calcúlese la razón teórica de sus pesos a partir de la -- fórmula y el porcentaje de error en sus resultados. Haga 3 de- terminaciones, y saque un promedio.

B) Repita el experimento usando un tubo limpio de un diáme- tro mayor, por ejemplo de 16 mm. de diámetro. Introduzca los ga- ses colocando 1 gota de hidróxido de amonio y una gota de ácido clorhídrico sobre tapones de caucho para tapar los extremos de el tubo. Que su compaerlo le ayude a insertar los tapones al -- mismo tiempo.

Es importante notar la aparición de el anillo al principio porque puede cambiar la posición.

Haga 3 determinaciones y saque un promedio.

HOJA DE REPORTE

LEY DE GRAHAM. DIFUSION DE LOS GASES

EXPERIMENTO No. 20

Nombre del alumno:

Fecha :

Nota :

- | | | | |
|-----|---------------------------------------------------|------|------|
| 1 - | Tiempo de formación del anillo | seg. | seg. |
| 2 - | Distancia recorrida por el NH_3 | cms. | cms. |
| 3 - | Distancia recorrida por el HCl | cms. | cms. |
| 4 - | Razón de los pesos moleculares por las distancias | | |
| 5 - | Razón teórica de los pesos por fórmulas | | |
| 6 - | Porcentaje de error | | |

Haga aquí los cálculos:

EXPERIMENTO No. 21

DIFERENCIA ENTRE SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

MATERIALES REQUERIDOS

Reactivos químicos:

Sólidos:

Almidón comercial.

Nitrato de cobre (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Azúcar

Mezclas:

Arena muy fina y cromato de potasio (1)

Cloruro de sodio 50 partes e Hidróxido de -
Aluminio 50 partes (2)

Azufre y hierro (que la harán los estudiantes).

Líquidos:

Disulfuro de Carbono (3)

EQUIPO:

6 vasos de precipitado capacidad c/u. 250 ml.	1 embudo de Buchner.
1 frasco lavador	1 Kitasato
1 gerdarme	1 tubo de hule
1 agitador corriente	1 mechero de Bunsen
1 tela metálica	1 malla metálica
1 embudo	1 aro metálico
1 probeta graduada de 200 ml.	Materiales varios:
1 probeta graduada de 50 ml.	papel filtro
1 vidrio reloj.	
1 gradilla con tubos de ensayo	

(1) Las mezclas de arena y cromato de Potasio serán preparadas por el docente en la siguiente forma: 80 partes de arena y 20 partes de Cromato de Potasio.

EXPERIMENTO No. 21

DIFERENCIA ENTRE SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

Al estudiar la naturaleza, el hombre contaba en un principio con sus manos y sus órganos sensoriales. De aquí que, inicialmente, ante él se abriese únicamente el mundo de las medidas proporcionales a su cuerpo: El mundo del MACROCOSMOS.

Pero el progreso de la técnica permitió al hombre superar los límites de este mundo. Y dirigió sus investigaciones en dos sentidos diametralmente opuestos. Por una parte el hombre aprendió a estimar longitudes del orden de una billonésima de centímetro y por otra, a medir longitudes de el orden de un billón de kilómetros.

Puede decirse que la actividad cotidiana del hombre se halla situada casi en el centro de estos dos mundos: el mundo de los electrones -MICROCOSMOS- y el mundo de las nebulosas más -- allá de la Galaxia -MEGACOSMOS.

Pero estos tres mundos se hallan íntimamente relacionados, es decir el microcosmos origina al macrocosmos y este al negacosmos, cada uno de ellos está regido por movimientos especiales de la materia.

El microcosmos es aquel que está formado por partículas elementales, núcleos atómicos, átomos y moléculas. Ciertas partículas elementales en condiciones especiales origina los núcleos atómicos, estos núcleos cuando las condiciones de la naturaleza les son favorables se rodean de una nube electrónica formando los átomos, y es entonces que aparecen las propiedades químicas de la materia, estos átomos tienen la propiedad de unirse entre sí formando las moléculas.

A este tipo de materia formado por átomos o por moléculas y que tienen propiedades químicas y físicas definidas, se le llama

ma sustancia pura. La sustancia pura se divide en sustancia -- simple y sustancia compuesta.

La sustancia simple es aquella que está formada por un só lo tipo de átomos y se le llama elementos.

Hasta la actualidad se conocen 103 elementos, unos de -- ellos son naturales y otros artificiales; tienen su nombre y su representación abreviada se hace por medio de SIMBOLOS, que en la mayoría de los casos se representan por la primera letra mayúscula de su nombre latino o del griego latinizado: así el azufre se representa por la letra S, procedente de el latín Sul--phur.

Cuando existen dos o más elementos que comienzan con la -- misma inicial, se reserva la primera letra para el más antiguamente conocido, utilizando para los otros, la primera letra seguida de la siguiente de su nombre, por ejemplo: los elementos Carbono, Cloro, Cromo, se representan por los símbolos C, Cl, Cr.

Para algunos elementos se recurre a letras de su nombre -- greco-latino, para caracterizar su símbolo, apartándose de lo anteriormente dicho; por ejemplo: el Mercurio se simboliza por Hg procedente de su nombre Greco:Latino Hidragirium.

Pongamos algunos ejemplos de los símbolos procedentes de elementos cuyos nombres latinos no coinciden con los usados con nuestra nomenclatura: Antimonio Sb (Stibium), Cobre Cu (Cuprum), Estaño Sn (Stannum), Fósforo P (Phosphurum), Hierro Fe (Ferrum), Oro Au (Aurum), Potasio K (kalium), Sodio Na (natrium), Plata -- Ag (Argentum), etc.

El nombre dado a los elementos deriva de varias circunstancias según el criterio seguido por los hombres de ciencia; para algunos se les da el nombre de ciertas características inherentes del elemento, a otros el nombre del lugar en que se descu--

brieron y pocos reciben el nombre de algún famoso científico.

La sustancia compuesta es la que está formada por la --
unión de dos o más átomos distintos y se le llama compuestos.
Los compuestos se designan por medio de FORMULAS que nos indi-
ca la relación en que están unidos los diferentes átomos entre
sí. Veamos algunos ejemplos:

<u>Nombre del Compuesto:</u>	<u>Fórmula:</u>
Bicromato de Potasio - - - - -	$K_2Cr_2O_7$
Acido Sulfúrico - - - - -	H_2SO_4
Oxido de Hierro (III) - - - - -	Fe_2O_3
Oxido de Hierro (II) - - - - -	FeO
Cloruro de Sodio - - - - -	$NaCl$
Nitrato de Plata - - - - -	$AgNO_3$
Bromuro de Mercurio (II) - - - - -	$HgBr_2$
Bromuro de Mercurio (I) - - - - -	Hg_2Br_2

En la naturaleza podemos reconocer dos clases de sustan-
cias: las sustancias homogéneas y las sustancias heterogéneas.
Las sustancias homogéneas son las sustancias puras o sea aque-
llas que pueden representarse por símbolos o por fórmulas. --
Las sustancias heterogéneas están formadas por la dispersión -
de dos o más sustancias puras y reciben el nombre de MEZCLAS;
no las podemos representar por fórmulas por las proporciones -
de sus componentes que son variables, y las propiedades físi-
cas y químicas de las mezclas son variables también.

Las mezclas se pueden clasificar en tres grupos según -
las sustancias puras que las componen y son las siguientes:

1) Mezclas de sustancias simples. Ejemplos: Hierro, y -
Azufre; Mercurio y Cobre: Aluminio y Zinc, etc.

2) Mezclas de sustancias compuestas. Ejemplo: Azúcar y
Carbonato de Sodio: Cloruro de Sodio y Carbonato de Calcio: Ni-

trato de Potasio y Clorato de Potasio, etc.

3) Mezclas de sustancias simples y sustancias compuestas. Ejemplos: Hierro y Azúcar; Carbón y Arena; Azúcar, Carbonato de Sodio y Calcio, etc.

Hay ciertas mezclas que a una simple inspección visual parece que fueran homogéneas pero esto se debe al tamaño de las partículas dispersas entre sí pero si aumentamos nuestro poder resolutive nos daremos cuenta que son heterogéneas. Veamos algunos ejemplos: La fundición de hierro por ejemplo, parece homogénea a la simple vista, pero una lente de aumento, revelará a lo menos dos clases diferenciales de sustancias. Igualmente la leche no desnatada parece homogénea, pero cuando se le deja reposar por un tiempo, se produce la separación entre la leche desnatada y la nata, aún cuando su falta de homogeneidad no sea aparente a simple vista. Hemos visto que un conjunto íntimamente disperso de dos diferentes clases de sustancias puras, puede declararse homogéneo, si se examina mediante un instrumento insuficientemente preparado para describir las sustancias individuales. Si nosotros preparamos una mezcla que pueda considerarse como homogénea por cualquier método usual de examen, será necesario que lleguemos a la subdivisión de cada sustancia al tamaño molecular, con lo cual llegamos a la paradójica mezcla homogénea que es la dispersión de una sustancia en otra, hasta que la primera se subdivide al tamaño molecular. Una tal mezcla (homogénea en toda la marcha descendente hasta la escala de tamaño molecular) se llama solución verdadera.

Para facilitar el estudio de las mezclas las dividiremos en mezclas homogéneas y heterogéneas. En las mezclas homogéneas no se ven los límites de separación de sus componentes y en las mezclas heterogéneas se ven los límites de separación de sus com-

ponentes. Al dividirlos así tomaremos como poder resolutivo el poder alcanzado por el ultramicroscopio, aunque se sabe que todas las mezclas son heterogéneas.

DIFERENCIA ENTRE SUSTANCIAS PURAS Y LAS MEZCLAS.

1) Las sustancias puras son homogéneas, las mezclas son heterogéneas.

2) Las sustancias puras se encuentran en proporciones definidas y se representan por símbolos y fórmulas; las mezclas no están en proporciones definidas, tal es el caso de una mezcla de arena y azúcar. Puede contener muy poca azúcar o puede estar constituida principalmente de azúcar y poca arena. No se representan por fórmulas.

3) Los componentes de una sustancia pura no se pueden separar por medios físicos, los componentes de una mezcla se pueden separar por medios físicos.

4) En las mezclas no hay una reacción química de las sustancias que las componen; en las sustancias puras hay reacción química entre sus componentes.

PROCEDIMIENTO:

1) Homogeneidad de las sustancias puras y heterogeneidad de las mezclas.

a) Calentar unos 200 ml. de agua y cuando esté hirviendo agregar 1 gramo de almidón bien mezclado previamente con unos 5 ml. de agua. Hervir todavía unos 5 minutos, agitando bien el líquido. Así hemos preparado una solución de almidón en agua.

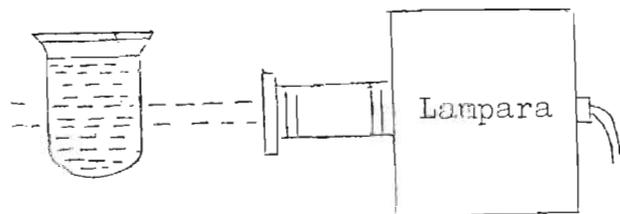
b) Pesar 2 gramos de Nitrato de Cobre y disolverlos en 200 ml. de agua.

c) Pesar 2 gramos de azúcar y disolverlos en 200 ml. de agua.

d) Poner 200 ml. de agua destilada en un vaso de precipitado de 250 ml. de capacidad.

Después de haber hecho estas soluciones hagamos la siguiente experiencia.

Dispongamos de una pantalla de cartón perforado en su centro, por un agujerito que sólo deja pasar un rayo fino de luz, - procedente de una lámpara eléctrica colocada atrás de la pantalla (Ver figura). Al lado opuesto de la lámpara se coloca un vaso de precipitado que debe recibir el rayo luminoso, de modo que éste atraviese el líquido contenido en aquel.



Dispuestas así las cosas, coloquemos sucesivamente las 4 sustancias líquidas en el orden expresado, no debiendo existir en el local otra luz que la procedente de esta lámpara. La experiencia resulta más concluyente si la lámpara está colocada dentro de una caja de las que sólo salga el rayo luminoso por el agujerito practicado en una de sus caras.

El fenómeno que observamos recibe el nombre de fenómeno o Efecto Tindall. El fenómeno es análogo al observado cuando un rayo de luz solar penetra a una habitación a concursos; una infinidad de partículas pequeñísimas que antes eran invisibles se perciben en estas condiciones en todo el trayecto del rayo solar, reflejando también la luz.

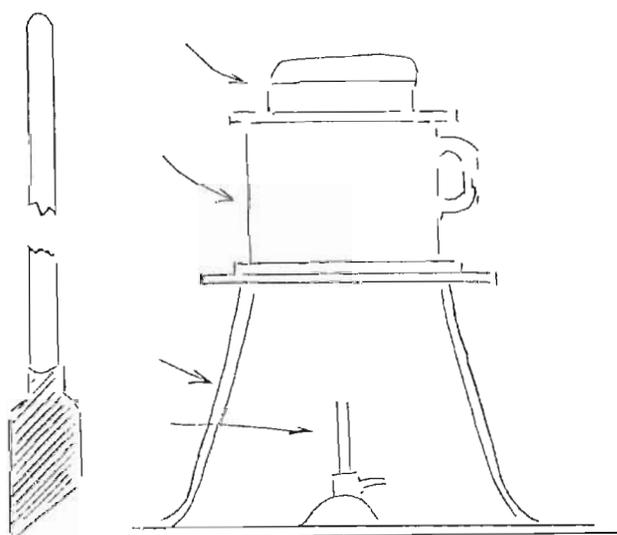
Anote en su hoja de reporte sus resultados.

- 2) Las sustancias puras no se pueden separar por métodos físicos, las mezclas sí.
- a) Separación de una mezcla de arena y cromato de Potasio.

La muestra está constituida por arena muy fina y cromato de Potasio en polvo fino.

Pesar 2 gramos de la muestra, pasarlos a un vaso de precipitado de 250 ml. de capacidad con la ayuda de un Gendarme. Agregar 30 ml. de agua. Agitar y calentar algo sobre tela metálica. Mientras tanto disponer de un embudo de filtración con su papel filtro. (Como lo hizo en un experimento anterior). Dejar decantar la arena, pasar el contenido del vaso al filtro, ayudándose por medio de un agitador. En estas operaciones conviene pasar todo el líquido que sea posible por el filtro, antes de llevar la arena por el mismo. Con un frasco lavador y con el líquido de lavado que se pasa al filtro arrastra toda la arena que queda. El filtrado y el líquido de lavado se recogen en un cristalizador de unos 100 ml. de capacidad. El lavado se prolonga con pequeñas porciones de agua hasta que el filtrado pase incoloro. Poner el cristalizador a evaporar en baño de vapor (Ver figura) y se deja que se evapore todo el líquido.

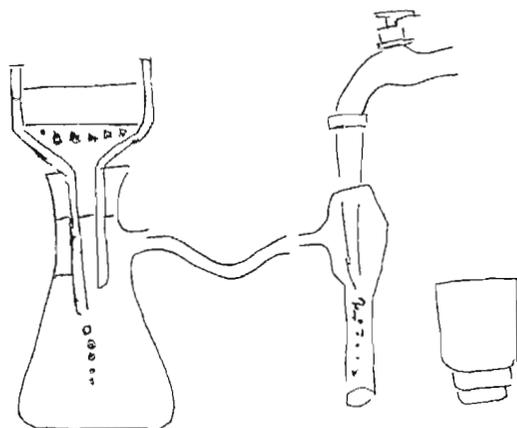
Entonces vea Ud. que hemos separado el cromato de Potasio de la arena.



b) Separación de una mezcla homogénea de Cloruro de Sodio y Hidróxido de aluminio.

Se da una muestra que contiene 50% de cada una de las sustancias.

Pesar 10 gramos de la muestra y pasarla a un vaso de precipitado que contiene 50 ml. de agua agitándola bien. Después de esto filtrarla con un embudo de Buchner que el estudiante armará como lo indica la figura. Lavarla con poca



agua varias veces y el líquido filtrado ponerlo a evaporar en una cápsula de porcelana.

De este modo se separa la mezcla de Cloruro de Sodio e Hidróxido de aluminio.

c) Separación de una mezcla heterogénea de azufre y hierro. Tome en un vidrio de reloj pequeñas cantidades de azufre y hierro mézclelos bien con una varilla de vidrio y así obtendrá la mezcla de azufre y hierro.

La separación de esta mezcla la haremos por dos métodos.

Método A:

Tome la mitad de la mezcla de azufre y hierro y colóquela sobre un pedazo de papel. Después con un imán separará el hierro del azufre.

Método B:

La otra mitad de la mezcla colóquela en un tubo de ensayo y añádale 5 ml. de disulfuro de carbono, agite bien la mezcla tapándola con un tapón de corcho, luego filtre y recoja el líquido filtrado sobre un vidrio de reloj y deje que se evapore a sequedad.

Observe que sustancia queda en el papel filtro y cuál es la que queda en el vidrio de reloj.

- (2) La mezcla de cloruro de Sodio e Hidróxido de aluminio también la prepara el docente.
- (3) El Disulfuro de Carbono es inflamable se les advierte a los estudiantes no tener llama cerca cuando se trabaje con él.

HOJA DE REPORTE
DIFERENCIA ENTRE SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS
EXPERIMENTO No. 21

Nombre del alumno:

Fecha :

Nota :

- 1) A qué se debe el nombre de los siguientes elementos: Cloro, Plata, Azufre, Potasio, Fermio, Nobelio, Californio: dé una explicación breve de ellos.
- 2) Qué características distinguen las sustancias puras de las - soluciones?
- 3)Cuál es la característica que diferencia las sustancias simples de las compuestas?
- 4) En la parte la del experimento clasifique las cuatro sustancias líquidas según su criterio.
- 5) Clasifique cada una de las sustancias de las mezclas de la parte 2a.
- 6) Ponga las fórmulas o símbolos de los siguientes cuerpos:
 - Acido fosfórico
 - Bicromato de Potasio
 - Cloruro de aluminio
 - Acido acético
 - Alcohol etílico
- 7) Dé un método de separación de una mezcla de azúcar con arena -
- 9) Dé otro método de separación de la mezcla de azufre y hierro.

Profesor. _____

EXPERIMENTO No. 22

SOLUCIONES

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Cloruro de Sodio

Carbonato de Sodio

Sulfato de Sodio

Líquidos:

Alcohol propílico

Equipo:

Balanza de Roberval

Probetas

Vasos de precipitado

Frasco Volumétrico o Matraz aforado de 200 ml. capacidad

Vidrio de reloj

Gendarme

EXPERIMENTO No. 22

SOLUCIONES

Una solución es un sistema disperso de composición variable y cuyos componentes, no son fácilmente interconvertibles. El componente que se encuentra en mayor proporción se llama solvente y los demás solutos.

Las soluciones se clasifican de varias maneras, por ejemplo, se les considera diluidas si la relación de soluto a solvente es pequeña, concentradas si esa relación es grande y saturadas si la solución contiene la máxima cantidad posible de soluto a una determinada temperatura en equilibrio con soluto disuelto y soluto no disuelto.

Las concentraciones de las soluciones se expresan en diferentes unidades, pues depende del empleo a que las mismas se destinen. Así, unas se expresan en unidades de orden físico, como las soluciones al tanto por ciento y las soluciones de ensayo; otras en unidades de orden químico: Soluciones Molares, soluciones normales, etc. Veamos a continuación las distintas soluciones, que son más utilizadas y la técnica de preparación.

PROCEDIMIENTO:

1) Soluciones de concentración de orden físico.

a) Preparación de una solución al 10% de Cloruro de Sodio. Relación P/P

Pese sobre un vidrio de reloj 10 gramos de Cloruro de Sodio y transfíeralos a un vaso de precipitado.

ture un vaso de precipitado en una balanza. Pese 90 gramos de agua destilada en el vaso tarado. Ahora haga la solución de Cloruro de Sodio como se lo indicará su instructor.

b) Preparación de una solución al 10% de Cloruro de Sodio. Relación P/P/

Pese sobre un vidrio de reloj, previamente pesado 10 gramos de Cloruro de Sodio. Mida en una probeta 30 ml. de agua destilada y agregue Cloruro de Sodio hasta que se disuelva. Ahora agreguele agua cantidad suficiente hasta hacer un volumen de 100 ml.

c) Preparación de una solución al 10% de alcohol propílico. Relación V/V.

Mida en una probeta 10 ml. de Alcohol propílico, Agreguele agua cantidad suficiente hasta hacer un volumen de 100 ml.

d) Preparación de una solución al 10% de Alcohol Propílico. Relación V/P.

Mida en una probeta 10 ml de alcohol propílico. Transfiéralo a un vaso de precipitado previamente tarado. Ahora agreguele agua hasta alcanzar un peso de 100 gramos.

2) Soluciones de Concentración de orden químico

a) Preparación de 200 ml. de solución de 1 Formal de Cloruro de Sodio.

Como en los compuestos iónicos no existen moléculas sino solamente iones, sería impropio hablar de moles o moleculares gramos, refiriéndose a una sustancia iónica y por eso se emplea el término "fórmula Gramo", para describir el peso del compuesto en gramos.

La formalidad de una solución es el número de formulas - gramos de soluto por litro de solución.

Primero haremos los cálculos para averiguar la cantidad de Cloruro de Sodio que tendrán los 200 ml. de solución 1 formal.

Peso Fórmula del NaCl - 58.5 gramos

58.5 gr. — 1000 ml.

x — 200 ml.

x - $\frac{58.5 \times 200}{1000}$ - 11.70 gr.

1000

En 200 ml. de solución 1 Molar habrán 11.7 gramos de Cloruro de Sodio.

TECNICA: Pesar sobre un vidrio de reloj 11.7 gr. de Cloruro de Sodio. Pasarlos cuantitativamente a un matraz aforado de 200 ml. usando un agitador. Agregar agua con un frasco volumétrico (su instructor le dará las instrucciones del caso), y aforar a 200 ml.

b) Preparación de 200 ml. de solución 2 Molar de Carbonato de Sodio.

La molaridad de una solución es el número de moléculas - gramos de soluto por litro de solución. Una molécula gramo también llamado MOL, es el peso de la sustancia molecular expresado en gramos.

Primero averiguamos cuantos gramos de Na_2CO_3 hay en 200 ml. de solución 2 Molar.

$$\begin{aligned} \text{Peso molecular del } \text{Na}_2\text{CO}_3 &= 106 \\ 106 \times 2 &= 212 \text{ gr.} \end{aligned}$$

Una solución 2 Molar tendrá 212 gr. de Na_2CO_3 en 1000 ml, de Solución.

$$\begin{aligned} 212 & \text{ ----- } 1000 \text{ ml.} \\ x & \text{ ----- } 200 \text{ ml.} \\ x &= \frac{212 \times 200}{1000} = 42.4 \text{ gr.} \end{aligned}$$

Técnica: Pese sobre un vidrio de reloj 42.4 gr. de Na_2CO_3 . Transfiéralos a un frasco volumétrico siguiendo la técnica explicada en la parte (a) del numeral (2).

c) Preparación de una solución 2 Molal de Na_2SO_4 .

La molalidad es el número de moléculas gramos de soluto - disueltas en 1000 gr. de solvente. Esta expresión se conoce también con el nombre de formalidad en peso o Molaridad en peso.

Averiguamos cuantos gr. de Na SO_{2 4} hay en 200 gr. de solución.

El peso molecular del Na SO_{2 4} - 142

1 Molal ----- 142 gr.

2 Molal ----- x

x - 284 gr.

284 gr. de Na SO_{2 4} ----- 1000 gr. de solución

x ----- 200 gr. " "

x - $\frac{284 \times 200}{1000}$ - 56.8 gr de Na SO_{2 4}

TECNICA: Pese sobre un vidrio de reloj 56.8 gr. de Sulfato de Sodio. Transfiéralo a un vaso de precipitado previamente preparado y agreguele agua hasta alcanzar un peso de 200 gr.

d) Preparación de una solución 2 normal de Sulfato de Sodio.

La normalidad de una solución es el número de equivalente de soluto presentes en un litro de solución. El equivalente se conoce como peso equivalente o equivalente gramos.

P. M. del Sulfato de Sodio - 142

Equivalente gramo del Sulfato de Sodio - $\frac{142}{2}$ - 71 gr.

1 solución 1 Normal ----- 71 gr. Sulfato de Sodio

1 solución 2 Normal ----- x

x - 142 gr. Sulfato de Sodio

Pero 142 gr. habrán en 1000 ml. de solución

142 ----- 1000 ml.

x ----- 200 ml.

x - 28.4 gr. Sulfato de Sodio.

TECNICA: Pese sobre un vidrio de reloj 28.4 gr. de Sulfato de Sodio y transfiéralos a un matraz aforado de 200 ml. de capacidad. Agreguele agua hasta alcanzar un volumen de 200 ml.

HOJA DE REPORTE

SOLUCIONES

EXPERIMENTO No. 22

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota :

- 1) Encuentre la fracción Molar de una solución del 10% de Cloruro de Sodio. Relación P/P.
- 2) La densidad de el ácido clorhídrico es 1.10 gr/ml y contiene 20.24% de HCl. Calcúlese la molalidad, la molaridad del HCl en la solución.
- 3) Encuentre la fracción Molar de una solución 2 Molal de Sulfato de Sodio.
- 4) Un frasco de Acido Sulfúrico tiene una etiqueta con los siguientes datos: Densidad - 1.84. Análisis: 96% de H_2SO_4 en peso. Fórmula gramo 98.08 gr. Calcúlese la F y N para esta solución, suponiendo que los dos hidrogeniones van a intervenir en la reacción.
- 5) Se prepara una solución disolviendo 20 gr.de Nitrato de -- Calcio con 4 Moléculas de agua de cristalización. $Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$. Peso formula - 236.16: en 380 gr.de agua y el volumen final es de 400 ml. Calcúle: a) Formalidad, b) Molaridad - de iones de Ca^{+2} ; c) Molaridad de iones de NO_3^- .

EXPERIMENTO No. 23
V A L O R A C I O N

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos :

Líquidos:

Solución tipo de NaOH

Solución 0.1 N de NaOH

Solución a determinar de Acido Clorhídrico de x normalidad.

Equipo:

2 buretas de 25 ml.de capacidad

1 pinza para buretas

1 agitador

1 vaso de precipitado de 250 ml.

EXPERIMENTO No. 23

V A L O R A C I O N .

Generalidades:

La finalidad de este experimento es determinar la concentración de una disolución ácida, midiendo el volumen de una disolución tipo de NaOH que se necesita para determinar un volumen de terminado de la disolución ácida. Esta adición de disolución tipo (de Normalidad conocida) en sucesivas cantidades pequeñas, hasta haber añadido la cantidad equivalente, se denomina VALORACION. Se observará el punto final por el cambio de color de el indica dor.

PROCEDIMIENTO:

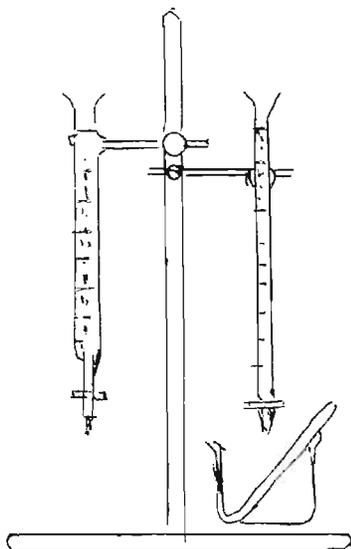
Para evitar errores se toman las siguientes precauciones:

A) La bureta se limpia bien y se enjuaga con algo de la disolución que ha de emplearse, pues así se evita la impurificación y disolución del reactivo.

B) La bureta debe llenarse completamente con la disolución y luego se abre para que no queden burbujas de aire en el extremo se deja que la disolución salga despacio hasta que el fondo del menisco descansa en la línea 0 (cero).

C) Al leer en la bureta el ojo debe de estar en el mismo nivel que la superficie del líquido.

Instrucciones para la valoración: a) Se lavan bien 2 buretas y se sujetan a un soporte en posición vertical, tal como indica la figura. Se llenan con agua y se asegura que no goteen.



Se eliminan todas las burbujas de aire y se practican sobre la manipulación de la llave, dejando salir rápidamente el agua y luego gota a gota. Se quedan gotas de agua adheridas a las paredes interiores de la bureta, es señal de que las buretas no están suficientemente limpias.

Se repite el ensayo de la siguiente forma:

Se lee el nivel superior del menisco

Cuál es la división más pequeña de la escala?

Se dejan salir 10 gotas y se lee de nuevo

Cual es el volumen de las 10 gotas de agua?

Repetir el ensayo. Cuál es el volumen de las siguientes 10 gotas de agua?

Cuál es el volumen medio de 1 gota.....?

b) Dejar salir toda el agua de las buretas, en cada una con unos 10 ml. de la disolución que se van a llenar; la una con disolución tipo de NaOH y la otra con una disolución ácida (especial cuya concentración se va a determinar.)

Se deja que el nivel marque el punto 0 (cero) en cada bureta.

Verter en un vaso limpio unos 15 ml. de NaOH. Añadir 3 gotas de solución de fenolftaleína, entonces añadir lentamente ácido de la otra bureta, agitando constantemente, hasta que el calor desaparezca con una sola gota de ácido.

Repetir el ensayo 3 veces y sacar una media aritmética de las cantidades de ácido, gastados. En cada ensayo siempre se ponen 15 ml. de NaOH exactamente.

	I		
Volumen de NaOH	ml	ml	ml
Lectura final de la Bureta de HCL	"	"	"
Lectura inicial del HCL	"	"	"
Volumen de HCL	"	"	"
Normalidad del HCL	"	"	"

EXPERIMENTO No. 24

DETERMINACION DEL PESO MOLECULAR POR EL METODO DEL PUNTO DE
EBULLICION.

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Naftalina o alcanfor

Líquidos:

Tetracloruro de carbono.

Equipo:

1 tubo de vidrio de 8 cms.de largo

2 termómetros (0 a 110o C)

1 tubo de ensayo grande

1 tapón de corcho de 2 agujeros

1 soporte

1 anillo metálico

1 tela metálica

1 mechero de bunsen

2 pinzas.

EXPERIMENTO No. 24

DETERMINACION DEL PESO MOLECULAR POR EL METODO DEL PUNTO DE EBULLICION.

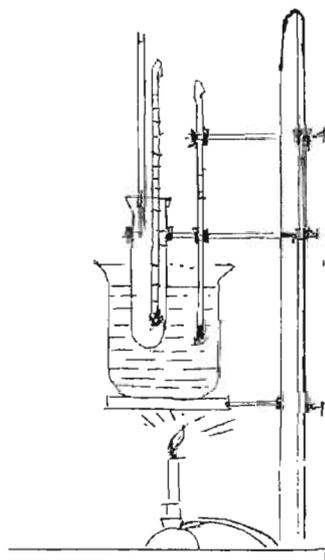
Generalidades:

Se puede deducir de la ley de Raoult que en un disolvente determinado, una mol de un soluto no asociable ni ionizable, en 1000 gramos de disolvente, eleva el punto de ebullición de éste, en una determinada magnitud. Si se emplea menos de una mol de soluto por 1000 grs. de disolvente el aumento será proporcionalmente menos.

Para el disolvente tetracloruro de carbono este aumento definido (constante molar del punto de ebullición) es de 5.05° C.- Si se conocen el peso del soluto, la constante del punto de ebullición del disolvente, el punto de ebullición del disolvente puro y el punto de ebullición de la disolución, es posible determinar el peso de una mol (peso molecular gramo) del soluto.

Procedimiento:

a) Se calienta a la llama un trozo de tubo de vidrio y se estira hasta hacer un capilar de unos 60 cms. de largo. Se corta el tubo capilar en trozos de 5 cms. de longitud que se cierran por un extremo. Se ponen por lo menos 10 de estos tubos capilares con el extremo abierto hacia abajo, en un tubo de ensayo grande y limpio. Montar el aparato indicado en la figura.



El fondo de el tubo de ensayo debe de estar a unos 2.5 centímetros del fondo del vaso. En uno de los orificios del tapón se coloca un tubo de vidrio de unos 20 cms. de largo y que salga 1 cm. aproximadamente de la base del tapón de corcho. En el otro orificio se introduce un termómetro de manera que al estar el tapón ajustado en el tubo el bulbo del termómetro quede a unos 2.5 cms. del fondo del tubo. Una vez montado el aparato se quita el corcho con el termómetro y tubo de vidrio y se vierten en el tubo de ensayo exactamente 25 ml. de tetracloruro de carbono y se ajusta de nuevo el corcho. Se llena casi totalmente el vaso con agua y se introduce el segundo termómetro para registrar la temperatura -- del vaso.

Se calienta el vaso hasta que la temperatura alcanza unos 80 a 85 ° C en cuyo momento se aparte la llama y la temperatura sigue subiendo gradualmente. Durante el resto de la determinación se aplica una llama pequeña siempre que la temperatura del agua -- descienda por debajo de 88 ° C. Pero se deja de calentar en el momento en que la temperatura sobrepase a este valor.

Por este procedimiento se mantiene la temperatura del agua entre 85 y 90 ° C. Cuando ya ha sido ajustada la temperatura del agua se empieza la lectura del termómetro dentro del tubo de ensayo. Se lee cada minuto a la décima de grado y se anotan las -- lecturas y los tiempos correspondientes. Se continúa haciendo -- las lecturas hasta que la temperatura permanezca constante durante un espacio de tiempo de 5 minutos (la variación debe de ser menor de 3 décimas de grado). Tomar el promedio de 5 valores y anotar esta temperatura como punto de ebullición del tetracloruro de carbono.

b) Sacar el tubo de ensayo, con el tubo y termómetro adheridos y enfriarlo en agua corriente. Una vez frío se saca el tapón y se añaden al tetracloruro de carbono 4.0 gramos (pesado al miligramo) de naftalina (o alcanfor). Se monta de nuevo el aparato y se determina el punto de ebullición de la solución al igual

que en (a). Se anota en la tabla de observaciones y se calcula el peso molecular del soluto.

Indicar cada etapa de los cálculos. Comparar el peso molecular calculado por la fórmula del soluto.

Lecturas	Punto de ebullición del C Cl	Punto Ebullición Solución
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
Promedio		
5 lecturas		

c) Determine el P.M. del ClNa poniendo 4 gramos de NaCl en 100 gr.de agua.

Volumen del tetracloruro de carbono _____
 Densidad del " " " _____
 Peso de soluto _____
 Elevación del punto de ebullición _____
 Peso molecular _____

HOJA DE REPORTE

DETERMINACION DEL PESO MOLECULAR POR EL METODO DEL PUNTO DE EBULLICION.

EXPERIMENTO No. 24

Nombre del alumno:

Fecha :

Nota :

1) Enuncie la Ley de Raoult

2) Averigüe las constantes de el ascenso del punto de ebullición de los siguientes líquidos:

agua, Benceno y Glicerina.

EXPERIMENTO No. 25

EFFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Líquidos:

Soluciones:

de ácido yódico (4 gramos de HIO_3 por litro);
de ácido sulfuroso (2.6 gr.de HNaSO_3 y 50 ml de
 H_2SO_4 , 1 molar por litro);
de almidón (1 gramo de almidón en 100 ml.de agua);
Meta bisulfito de sodio (25 gr.de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ en 100 ml
de solución);
Yodato de Potasio (81.3 gr.de KIO_3 en 1000 ml.de so-
lución).

Equipo:

1 probeta graduada
3 pipetas de 5 ml.
2 vasos de precipitado, capacidad; 1 de 250 ml. 1 de
300 ml.
10 tubos de ensayo grandes con su gradilla.
Termómetro.
Reloj de segundos proporcionado por los alumnos.

EXPERIMENTO No. 25

EFEECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION.

PROCEDIMIENTO:

A) Poner exactamente en un tubo de ensayo 10 ml. de agua - (medidos con pipeta) y 1 ml. de solución de ácido yódico (medido también con pipeta). Se pone el tubo de ensayo en un vaso que contiene agua a 30°. Por medio de una pipeta se añade 1 ml. de solución de almidón. Cuando la solución de el tubo a alcanzado la temperatura de el agua de el vaso (al cabo de unos 5 minutos aproximadamente). Se añade 1 ml. de solución de ácido sulfuroso (medido con pipeta). Se agita cuidadosamente y se observa el tiempo transcurrido para que la solución vire a color azul.

En el momento que esto ocurre se lee de nuevo la temperatura y se pasan las observaciones al cuadro de registro de las mismas.

Repita el experimento a 25°, 20°, 15°, y 10° C.

CUADRO DE ANOTACION DEL TIEMPO DE REACCION

Inicial	Temperatura		tiempo		
	Final	Media	Empieza	Termina	Tiempo Transc.

B) Ponga 10 ml. de agua en un tubo de ensayo (Medidos con pipeta). Agregue 1 ml. de solución de yodato de Potasio. Se coloca el tubo de ensayo en un vaso de Precipitado que contiene agua a 30° C. Por medio de una pipeta se agrega 1 ml. de solución de almidón. Cuando la solución de el tubo a alcanzado la temperatura de el agua de el vaso (al cabo de unos 5 minutos aproximadamente) se añade 1 ml. de solución de meta bisulfito de sodio (Na S O₂) Se agita cuidadosamente y se observa el tiempo transcurrido para que la solución vire a color azul.

En el momento que esto ocurre se lee de nuevo la temperatura y se pasan las anotaciones al cuadro de registro.

Repita el procedimiento a

25° , 20° , 15° y 10° C.

HOJA DE REPORTE

EFFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION

EXPERIMENTO No. 25

Nombre del alumno:

Fecha :

Nota :

- 1) Represente gráficamente los resultados de A y B tomando como Abscisas el tiempo transcurrido y como ordenadas la temperatura media.
- 2) Existe alguna semejanza entre las curvas? De una explicación de ello.
- 3) Qué conclusión se deduce sobre el efecto de la temperatura - sobre la velocidad de reacción?
- 4) Escriba las ecuaciones químicas de A y B.

EXPERIMENTO No. 26

EFFECTO DE LA CONCENTRACION SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Líquidos:

Soluciones:

de ácido yódico (4 gr.de HI por litro)

de ácido sulfuroso (2.6 gr.de NaHSO_3 y 50 mililit.

de H_2SO_4 1 molar por litro)

de almidón (1 gr.de almidón en 100 ml.).

Equipo:

2 vasos de preciritado capacidad; 1 de 250 ml 1 de -
400 ml.

8 tubos de ensayo y su gradilla

1 probeta graduada.

Termómetro

Reloj con segundero (proporcionado por los alumnos)

3 pipetas.

EXPERIMENTO No. 26

EFFECTO DE LA CONCENTRACION SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION.

PROCEDIMIENTO:

A) A un tubo de ensayo que contenga exactamente 10 ml. de agua destilada (medidos con pipeta) se añade 1 ml. de solución de ácido yódico (medido con pipeta también) y 1 ml. de suspensión de almidón. Se coloca el tubo de ensayo en un vaso de precipitado que contenga agua a 30^o. Cuando la temperatura en el tubo alcanza la temperatura de el agua de el vaso (después de unos 5 minutos) se añade exactamente (1 ml. de solución de ácido sulfuroso, se agita cuidadosamente y se anota el tiempo transcurrido para que la solución vire a color azul. Se repite el ensayo empleando 15, 20 y 25 ml. de agua en vez de los 10 ml. empleados anteriormente. (Deben emplearse tubos de ensayo grande) Asegúrese que la temperatura de el agua permanece constante a 30^o C. Para esto tenga lista agua caliente y agua fría que pueda añadirse conforme las condiciones lo requieran.

B) En esta parte de el experimento el volumen de la solución se mantiene constante, pero se varía la concentración de el ácido yódico. A un tubo de ensayo grande que contiene exactamente 20 ml. de agua (Todos los volúmenes se miden con pipeta).

Se pone el tubo de ensayo en un vaso de precipitado que contiene agua a 30^o C. Cuando la solución en el tubo alcanza la temperatura en el agua de el vaso, se añade exactamente 1 ml. de solución preparada de ácido yódico, se agita cuidadosamente y se observa el tiempo que necesita la solución para virar a color azul. Se anota el volumen empleado de ácido yódico y el tiempo requerido. Se repite el experimento empleando 19 ml de agua, 1 ml. de ácido sulfuroso, 1 ml. de solución de almidón y 2 ml. de ácido yódico; 18 ml. de agua, 1 ml. de ácido sulfuroso, 1 ml. de solución de almidón y 3 ml. de ácido yódico. 17 ml. de agua, 1 ml.

de ácido sulfuroso, 1 ml.de solución de almidón y 4 ml.de ácido yódico. Observar que el volumen total de solución permanece constante. Anotar todas las observaciones.

CUADRO DE ANOTACIONES PARTE A

Volumen de solución	Tiempo		Tiempo Promedio
	Empieza	Termina	
13 ml.de solución			
18 ml.de solución			
23 ml.de solución			
28 ml.de solución			

CUADRO DE ANOTACIONES PARTE B

H ₂ O empleado	Tiempo		Promedio
	Empieza	Termina	
3			
1 ml.			
2 ml.			
3 ml.			
4 ml.			

HOJA DE REPORTE

EFFECTO DE LA CONCENTRACION SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION

EXPERIMENTO No. 26

Nombre del alumno:

Fecha :

Edad :

- 1) Representar gráficamente los resultados de A y B tomando el tiempo transcurrido como abscisas y como ordenadas en A el Volumen de la solución y en B el volumen de ácido yódico empleado.
- 2) Comparar la forma de las curvas y explicar su semejanza.
- 3) Qué conclusión se deduce en cuanto a la relación entre la concentración y la velocidad de reacción?
- 4) Porqué es esencial que la temperatura se mantenga constante?
- 5) Qué efecto tendría una disminución de la temperatura sobre la velocidad de reacción?
- 6) Escriba las reacciones químicas verificadas.

EXPERIMENTO No. 27

EFFECTO DE LOS CATALIZADORES SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Cloruro de Potasio

Dióxido de Manganeso

Dióxido de Plomo

Yoduro de Potasio

Nitrato de Sodio

Líquidos:

Soluciones:

Peróxido de Hidrógeno al 3%

Nitrato de Plata al 2%

Cloruro Férrico al 2%

Sulfato Cúprico al 10%.

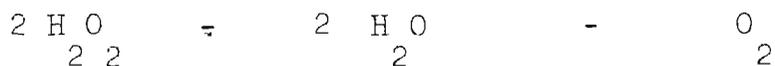
EXPERIMENTO No. 27

EFEECTO DE LOS CATALIZADORES SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION

Se llama catalizador a una sustancia que sin concentrarse entre los productos finales de una reacción, determina por su -- presencia el sentido y velocidad de una reacción o de una cadena de reacciones, si esa sustancia disminuye la velocidad de la reacción, se habla de catálisis negativa y de catálisis positiva -- cuando la acelera. Son muy diversas las sustancias que pueden -- producir lacatálisis, tales como: metales, no metales, óxidos, - ácidos minerales, basos, sales halcideas, sustancias orgánicas, etc.

Ejemplos de acción de catalítica son los siguientes; la -- conversión del Dióxido de azufre en trióxido de azufre empleando como catalizador el platino y el incremento de la velocidad de - descomposición del Clorato de Potasio y el Peróxido de Hidrógeno por la presencia del Dióxido de Manganeso como catalizador.

El peróxido de hidrógeno (solución acuosa diluída al 3%) - es inestable y se descompone muy lentamente a bajas temperaturas, los álcalis libres, muchas sales y varias sustancias sólidas aceleran su descomposición en la reacción.

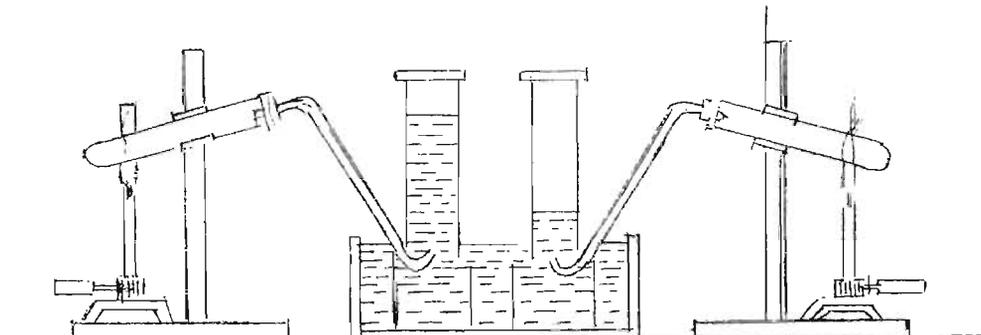


El Dióxido de manganeso, el hidróxido de Sodio, el Carbón vegetal aceleran la reacción.

La presencia de ciertas sustancias orgánicas, como la acetamida, aumenta la estabilidad de una solución de peróxido de hidrógeno (es decir disminuyen la velocidad de Reacción) (Catálisis negativa)

PROCEDIMIENTO:

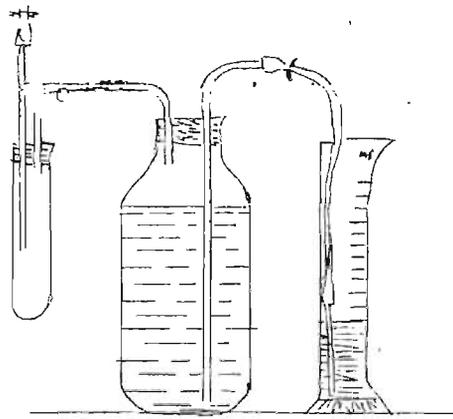
A) Arme el aparato que se representa en la figura siguiente:



Después que lo ha armado coloque en el tubo A Clorato de Potasio puro y en el tubo C una mezcla de Clorato de Potasio y Dióxido de Manganeso.

Caliente el Clorato de Potasio puro y la mezcla de Clorato de Potasio y Dióxido de Manganeso. Las velocidades de descomposición relativas se comparan por las cantidades de oxígeno desprendidas en las probetas. Una vez que los tubos A y C se enfrían, agrégueles agua y filtre una pequeña cantidad en cada caso. Determine en el filtrado la presencia de iones Cloruro con solución de Nitrato de Plata. Compare estas pruebas con otra similar de Clorato de Potasio que no ha sido calentado:

B) Montar el aparato que se indica en la siguiente:



Poner en el tubo de ensayo 0.5 gramos de Dióxido de Manganeso. Llenar con agua el frasco hasta el cuello así como también el tubo de desprendimiento. Llenar la pipeta con 5 ml. de solución de Peróxido de Hidrógeno (Solución al 3%), cerrar la pinza de presión B y ajustar bien el tubo de ensayo al tapón. El aparato debe de quedar cerrado herméticamente. Se abre la pinza a primeramente y se ajustan los niveles de agua en el --

frasco y en la probeta graduada de manera que la presión en el frasco y la barométrica sean las mismas, Se cierra entonces la pinza A estando dispuesto el aparato para principiar el experimento. Se observa y anota el nivel del agua en la probeta graduada y se abre la pinza A. Se anota el tiempo en que empieza el ensayo, se abre la pinza B y rápidamente se dejan caer los 5 ml. de Peróxido de Hidrógeno sobre el catalizador en el tubo de ensayo. Inmediatamente después de añadido los 5 ml. de Peróxido de hidrógeno se cierra la pinza B. El oxígeno desprendido entra en el frasco y desaloja el agua a la probeta graduada. - Al cabo de 5 minutos se lee el volumen de oxígeno desprendido (Volumen de agua recogido en la probeta).

Se repite el ensayo empleando:

- 1 - 0.5 gramos de Dióxido de Plomo
- 2 - 2 ml. de Cloruro férrico al 2%
- 3 - 2 mililitros
- 4 - 0.5 gramos de Yoduro de Potasio
- 5 - Empleando una mezcla de 0.5 gramos de Dióxido de manganeso y 0.5 gramos de Nitrato de Sodio.

Catalizador	Tiempo en que empieza el ensayo.	Nivel del agua en la Probeta graduada:		Volumen de Oxígeno en ml.
		Inicial:	Final	
O				
Mn ²				
PbO	2			
FeCl ₃	3			
CuSO ₄	4			
Ki				
MnO ₂	-	NaNO ₃		

HOJA DE REPORTE

EFFECTO DE LOS CATALIZADORES SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCION

EXPERIMENTO No. 27

Nombre del alumno:

Fecha :

Nota :

1) De aquí el resultado de su experimento.

Profesor: _____

EXPERIMENTO No. 23

EQUILIBRIO QUIMICO

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Cloruro de antimonio

Soluciones :

Cloruro férrico al 2%

Tiocianato de amonio al 2%

Acido clorhídrico concentrado

Nitrato de plata al 2%

Acido Clorhídrico al 2%

Hidróxido de amonio al 2%

Cloruro de amonio al 2%

Equipo:

Tubos de ensayo

vasos de precipitado capacidad de 250 ml.

gradilla para tubos de ensayo

goteros.

Cuidado y uso de ciertos reactivos:

El cloruro de antimonio es cáustico se tiene que prevenir a los estudiantes que se laven inmediatamente después si les cae sobre la piel. El nitrato de plata como ya dijimos anteriormente mancha la piel al ser expuesto a la luz solar, Se debe tener preparada una solución saturada de tiosulfato de sodio para prevenir accidentes.

Sugerencias al Profesor:

La parte 1 de el experimento es ya clásica en química. La parte 2 se puede cambiar por nitrato de plomo en vez de nitrato de plata y dejar los demás reactivos. La parte 3 se puede cambiar el cloruro de antimonio por cloruro de bismuto.

Algunas practicas sugieren que se debe usar ácido clorhídrico -
diluído. En mi experiencia personal debo de decir que cuesta -
mucho la formación de el Cl Sb con este ácido y es preferible
usarlo concentrado.

EXPERIMENTO No. 28

EQUILIBRIO QUÍMICO

PROCEDIMIENTO:

1) A un vaso de precipitado que tiene 20 ml. de agua destilada añada 3 gotas de solución de cloruro férrico y 3 gotas de solución de tiocianato de amonio. La solución debe tener un color amarillo anaranjado (rosa pálido). Si el color es demasiado intenso, se diluye con suficiente cantidad de agua hasta que adquiera la intensidad de color adecuado. Vierta ahora 5 ml. de la solución en 4 tubos de ensayo.

Al primero se añade unas gotas de disolución de cloruro férrico al segundo unas gotas de tiocianato de amonio y al tercero gotas de disolución de cloruro de amonio. Comparar los colores de estas disoluciones con la cuarta que se ha reservado como tipo de referencia. Explique las causas de el cambio de color después de añadido, cloruro férrico, tiocianato y cloruro de amonio.

2) Coloque 20 ml. de una disolución de nitrato de plata al 2% en un vaso de precipitado, después agregue solución al 2% de ácido clorhídrico hasta precipitación completa.

Enseguida agregue solución al 2% de NH_4OH hasta que se solubilice el precipitado, ahora agregue solución de ácido nítrico hasta que vuelve a aparecer el precipitado.

Repita el ensayo varias veces agregando hidróxido de amonio y ácido nítrico.

Explique cuales son las causas que hacen estos cambios.

3) Poner unos cristales de cloruro de antimonio en un tubo de ensayo y agregarle 3 ml. de agua. Agite rigurosamente hasta que los cristales se hayan desintegrado. Añada ácido clorhídrico concentrado gota a gota hasta obtener una disolución clara.

Vierta ahora la disolución en un vaso de precipitado con agua. Continúe agregando gotas de ácido y gran cantidad de agua para repetir el fenómeno. Explique los cambios y las reacciones.

HOJA DE REPORTE

EQUILIBRIO QUIMICO

EXPERIMENTO No. 28

Nombre del alumno:

Fecha:

Nota :

- 1) Escriba las reacciones de equilibrio en las reacciones anteriores.
- 2) Escriba la expresión del K_e para las reacciones reversibles usadas en este experimento.
- 3) Enuncie el principio de "Le Chatelier".

EXPERIMENTO No. 29

DETERMINACION DEL PH POR METODOS COLORIMETRICOS.

Materiales requeridos:

Reactivos Químicos:

Acido cítrico

Fosfato disódico

Azul de Timol

Azul de Bromo fenol

Verde de Bromo cresol, Violeta de Bromocresol

Azul de Bromotimol

Soluciones:

Solución 0.01 normal de NaOH

Se prepara a partir de 1 solución 0.1 normal de NaOH

El instructor prepara las soluciones

Solución 0.1M de ácido cítrico

" 0.1M de fosfato disódico Na_2HPO_4

" 0.01 N de NaOH

Solución problema: hecha por el instructor:

Solución 0.1 Molar de HCl

" " " " H_2SO_4

" " " " Acido acético

" " " " " bórico

" " " " " fosfórico

" " " " " benzoico

EXPERIMENTO No. 29

DETERMINACION DEL pH POR METODOS COLORIMETRICOS

GENERALIDADES:

Los indicadores son sustancias cuyo color en disolución -- depende del pH de los mismos. Por lo general un indicador tiene un color determinado por debajo de un pH definido y otro color por encima de otro pH más alto, existiendo entre estos pH una mezcla de las dos formas del indicador distintamente coloreados; la proporción entre las 2 formas depende del valor del pH intermedio. Se puede determinar el pH de una solución añadiendo soluciones de varios indicadores a porciones de la misma y observando los colores que resultan:

PROCEDIMIENTO:

a) El instructor preparará 2 soluciones:

Solución A ácido cítrico 0.1 molar

Solución B ácido fosfórico 0.1 molar

(deben de usarse estas sustancias reactivos químicos "para análisis" y agua destilada libre de CO_2).

Con estas soluciones (500 ml de cada una) se preparan las soluciones "Buffer" de los pH que se indican, agregando mediante una bureta, al volumen de la solución A (indicada en la columna correspondiente) el volumen indicado de la solución B. Bien homogenizadas las soluciones obtenidas se colocarán en tubos de ensayo numerados convenientemente:

Solución "Buffer"

No.	pH	Sol. A	Sol. B
1	2.2	19.60	0.40
2	2.4	18.75	1.25
3	2.6	17.80	2.20
4	2.8	16.85	3.15
5	3.0	15.90	4.10
6	3.2	15.05	4.95

Solución "Buffer"

No.	pH	Sol. A	Sol. B
7	3.4	14.30	5.70
8	3.6	13.55	6.45
9	3.8	12.90	7.10
10	4.0	12.30	7.70
11	4.2	11.70	8.30
12	4.4	11.20	8.80
13	4.6	10.65	9.35
14	4.8	10.15	9.85
15	5.0	9.70	10.30
16	5.2	9.30	10.70
17	5.4	8.85	11.15
18	5.6	8.40	11.60
19	5.8	7.60	12.10
20	6.0	7.35	12.65
21	6.2	6.80	13.20
22	6.4	6.15	13.85
23	6.6	5.45	14.55
24	6.8	4.55	15.45
25	7.0	3.55	16.45
26	7.2	2.60	17.40
27	7.4	1.85	18.15
28	7.6	1.25	18.75

Preparación de las soluciones indicadoras:

Pésense 0.100 gramos de cada uno de los indicadores que se mencionan en la tabla. Colóquese la cantidad pesada en un mortero (bien limpio) y agréguese en cada caso el volumen de solución de NaOH 0.01 N que se indica y con el pistillo del mortero, vuélvase el indicador hasta su disolución, luego sin perder solución y agregando sucesivas porciones de agua bidestilada, pásese el contenido del mortero a un matraz aforado de 250 ml (provisto de embudo), y con el agua de lavado y un nuevo

agregado enrásese el matraz. Agítese bien. Se tienen así las soluciones listas para ser usadas.

Indicador	Volumén de solución de NaOH a agregar	pH	Número del
Azul de timol	21.5	1.2 a 2.8	I
Azul de bromo fenol	14.9	3.0 a 3.6	II
Verde de bromocresol	14.3	3.8 a 5.4	III
Violeta de "	18.5	5.2 a 6.8	IV
Azul de Bromotimol	16.0	6.0 a 7.6	V

Preparación de los tipos de pH

Se toman 10 ml. de cada una de las soluciones Buffer preparadas (1 a 28) y se le agrega, a cada una de ellas, 5 gotas de -- las soluciones indicadoras que se indican a continuación:

Solución	1 a 4	Indicador	I
"	5 a 8	"	II
"	9 a 16	"	III
"	17 a 21	"	IV
"	22 a 28	"	V

Se obtendrá una serie de colores que variará de tono e intensidad.

Determinación del pH

Tómense del líquido cuyo pH se quiere determinar 5 porciones de 10 ml en tubos de ensayo y agreguemos a todos ellos, 5 -- gotas de cada uno de los indicadores. Comparando el color obtenido con el de los tipos preparados se obtiene el pH del líquido -- problema. Si está entre 2 tipos (saque una media aritmética).

HOJA DE REPORTE
DETERMINACION DEL pH POR METODOS COLORIMETRICOS

EXPERIMENTO No. 29

Nombre del alumno :

Fecha :

Nota :

- 1) Determine la concentración de iones H^+ de la solución 0.1 molar de HCl.
- 2) Determine la concentración de iones H^+ de la solución 0.1 molar de H_2SO_4 .
- 3) Determine la concentración de H^+ de la solución 0.1 molar de ácido acético.
- 4) Determine la concentración de iones H^+ de la solución de ácido bórico.
- 5) Determine la concentración de iones H^+ de la solución de ácido benzoico.
- 6) Explique porqué difieren tanto las concentraciones de H^+ .

EXPERIMENTO No. 30

SERIE DE LAS FUERZAS ELECTROMOTRICES DE LOS ELEMENTOS

(Fabricación de Celdas)

MATERIALES REQUERIDOS;

Reactivos químicos:

Láminas de:

Cobre, Zinc, Hierro, Estaño y Aluminio.

Soluciones:

- 1.0 molar de sulfato cúprico
- 1.0 molar de sulfato de Zinc
- 1.0 molar de sulfato de aluminio
- 1.0 molar de sulfato ferroso
- 1.0 molar de sulfato de estaño

EQUIPO;

- 2 vasos de precipitado de 100 y 150 ml. de capacidad
- 2 Alambres de cobre delgados
- 1 voltímetro.

EXPERIMENTO No. 30

SERIE DE LAS FUERZAS ELECTROMOTRICAS DE LOS ELEMENTOS

(Fabricación de celdas)

Generalidades - Siempre que se produce una reacción de oxidación-reducción, existe una transferencia de electrones, de la sustancia oxidada a la sustancia reducida y los dos procesos, el de la oxidación y reducción, ocurren simultáneamente.

Así, la reacción de desplazamiento entre el sulfato cúprico y el Zinc:

$$\text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn} + \text{SO}_4^{2-} - \text{Zn}^{2+} - \text{Cu}^{2+}$$

puede expresarse por las reacciones medias siguientes:



El átomo de zinc se oxida perdiendo 2 electrones, comportándose como un agente reductor, mientras que el ion cobre se reduce al tomar los 2 electrones donados por el Zn, comportándose el cobre como un oxidante.

Celdas electroquímicas, su fundamento.

Las celdas electroquímicas tanto las llamadas pilas voltaicas como las electrolíticas, tienen como fundamento reacciones de oxidación-reducción.

Comportamiento de un metal en soluciones acuosas.

Al introducir una lámina de Zinc en agua, iones de Zn^{2+} abandonan el metal y pasan a la solución dejando electrones libres sobre la lámina. La solución del metal va siendo cada vez menor, ya que la carga negativa acumulada sobre la lámina, impide la formación de más iones de Zn^{2+} y que pasen a la solución, o sea que se produce un equilibrio entre: $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2e^-$.

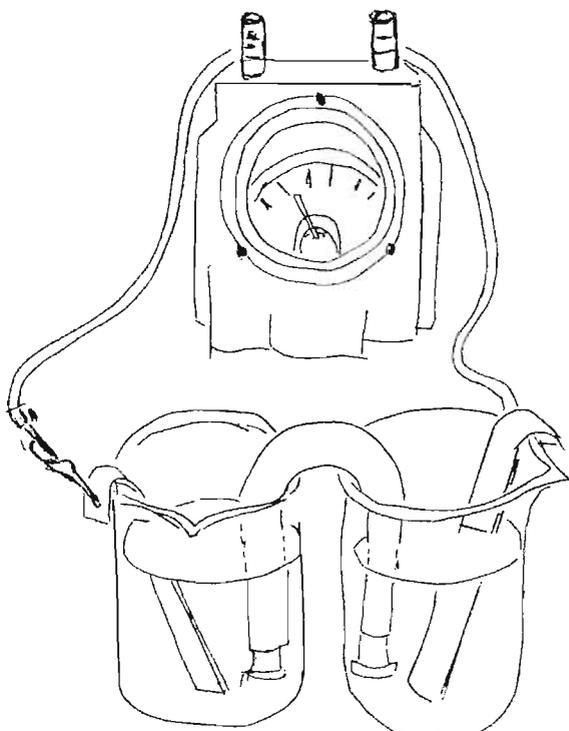
Como la facilidad de formar iones varía de un metal a otro, la extensión con que estos iones se forman, es diferente para cada metal, en otras palabras cuanto más activo es un metal, mayor será la concentración de sus iones presentes en la solución y por consiguiente la carga negativa de la barra será mayor.

Cuando se llega al equilibrio entre el metal y sus iones, se establece entre ambos una diferencia de potencial. Esa diferencia de potencial entre el metal y sus iones, se expresa en voltios, pero como no puede medirse directamente, es costumbre calcularla, comparándola con el electrodo normal de hidrógeno al cual se le asigna arbitrariamente el valor cero. Comparando la diferencia de potencial entre los electrodos de cada uno de los metales y el electrodo normal de hidrógeno, se forma una tabla de "Los potenciales normales de los elementos". El objeto de este experimento es construir una serie de pilas de Daniell. (Ver tesis del Dr. Raúl Arévalo).

PROCEDIMIENTO.

A) Componentes de una pila de Daniell.

Una pila de Daniell consta de 3 partes: una media pila de cobre y una en solución acuosa que contiene iones de cobre (Cu^{++}). Un puente salino y un metal y iones del metal que constituye la otra media pila. Tal como lo indica la figura - muestra la construcción de cada parte.



B) Construcción de la Pila de Daniell.

Forme una media pila colocando una lámina de Cobre en un vaso de 100 a 150 ml. de capacidad que contenga 35 ml. de una solución 1 molar de CuSO_4 .

Puente salino: Este consiste en un tubo en forma de U lleno de solución de NaNO_3 estando obturados los extremos del tubo con algodón.

Media pila de referencia: La otra media pila similar a la anterior, se hace empleando una lámina de Zn. sumergida en 35 ml. de una solución molar de Zn SO_4 .

HOJA DE REPORTE

SERIE DE LAS FUERZAS ELECTROMOTRICES DE LOS ELEMENTOS

EXPERIMENTO No. 30

Nombre del alumno:

Fecha :

Nota :

- 1) Para qué sirve el puente salino?
- 2) Escriba las reacciones medias que tiene lugar en el electrodo negativo para cada pila.
- 3) Escriba la reacción media que tiene lugar en el electrodo positivo de cada semipila.
- 4) Escriba la reacción total de cada pila
- 5) Cuántos tipos de cubas electrolíticas hay?

Profesor: _____

EXPERIMENTO No. 31

SERIE DE DESPLAZAMIENTOS DE LOS METALES

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

Granallas de: Zinc, Sn, Cu, Pb, Al, y Hg.

Alambre de Cu

Lámina de aluminio

Cloro de hierro

Soluciones de:

Acetato de Plomo

Nitrato de Plata

Sulfato de Zinc

Sulfato Cúprico

Acido Clorhídrico diluido

Acido Sulfúrico diluido

Nitrato de Aluminio

Sulfato Ferroso

Cloruro Mercurico

Hidroxido de sodio diluido

Equipo:

12 tubos de ensayo

1 gradilla

1 mechero de Bunsen

Fósforos

1 pinza para tubos de ensayo.

EXPERIMENTO No. 31

SERIE DE DESPLAZAMIENTO DE LOS METALES

SUGERENCIAS:

La escala de actividad contiene un cierto número de metales que forman iones positivos. Observamos nosotros que el Hidrógeno figura en muchas reacciones de desplazamiento ya que existen varios metales que son oxidados por él. Es fácil determinar experimentalmente que metales pueden ser oxidados por el hidrógeno. Por ejm.: si una tira de Zinc se introduce en una solución que contenga iones de H⁺ (en ácido clorhídrico por ejemplo). El Zinc se disolverá y producirá simultáneamente abundantes burbujas.

La ecuación que sucede es :



El Zn se oxida y el hidrógeno se reduce. Si comparamos esta ecuación con el comportamiento de el cobre, el cobre permanece inalterado, sin ser atacado. Esto significa que el hidrógeno no es lo suficiente potente para oxidar el Cobre. Por lo tanto el H está por encima del Cobre en la escala de actividad y el Zn por encima de el H en la escala de actividad.

Se comprende ahora que cualquier metal arriba de el hidrógeno en la escala de actividades. Desplaza el hidrógeno de los ácidos y los que están por debajo del hidrógeno, no desplazan al hidrógeno de los ácidos.

En general la escala de actividades prevee que elemento desalojará a cual, de las soluciones que contengan iones del elemento. Basta para esto fijarse en el orden de colocación en la serie de desplazamiento de los metales. Cualquier elemento desalojará a otro que esté después, de él, a su vez este será desalojado por cualquiera que se halla antes de él.

SERIE DE DESPLAZAMIENTO DE LOS METALES

K	H
Ba	Cu
Ca	Sb
Na	Bi
Mg	Hg
Al	Ag
Mn	Au
Zn	Pt
Cr	
Fe	
Cd	
Ni	
Sn	
Pb	

EXPERIMENTO No. 31

SERIE DE DESPLAZAMIENTO DE LOS METALES

PROCEDIMIENTO:

A) Desplazamiento del Hidrógeno por los metales:

1) Acción de los ácidos hidrácidos sobre los metales. -

Coloque 6 tubos de ensayo en la gradilla. Ponga a cada uno de ellos los siguientes metales Zn, Sn, Cu, Pb, Al, Hg. Añada a cada tubo 1 ml. de ácido clorhídrico. Observe cada tubo;-- (note la velocidad de desprendimiento de el hidrógeno si la hay)

Resultado:

Zn	Sn	Cu
Pb	Al	Mg

Deseche el contenido de los tubos sin extraer la porción remanente de metal. Lave con agua destilada el metal dentro -- del tubo y colque los tubos en la gradilla.

2) Acción de los ácidos oxácidos sobre los metales.

Vierta en cada tubo 1 ml. de ácido sulfúrico diluido.

Observe cada tubo (Note la velocidad de desprendimiento del hidrógeno si la hay)

Resultado:

Zn	Sn	Cu
Pb	Al	Mg

Existe la misma relación entre los ácidos hidrácidos y los ácidos oxácidos. Exolique en su hoja de Reporte.

3) Ahora caliente los tubos de ensayo y anote sus resultados.

Zn	Pb	Al
Sn	Cu	Mg

Podría señalar un orden de actividad de estos metales - de acuerdo con las observaciones.

1º	2º.	3º
4º	5º	6º

B) Serie de desplazamiento de los metales.

1) Introduzca un alambre de cobre limpio en una solución de Nitrato de Plata. Espere 5 minutos.

Hecho observado:

Ecuación iónica:

Hubo oxidación reducción quién se oxidó

Quién se redujo qué metal fue desplazado

2) Compruebe la acción de una granalla de zinc, sobre una solución de acetato de plomo.

Hecho observado:

Ecuación molecular:

Hubo oxidación reducción quién se oxidó

Quién se redujo: metal desplazado:

3) Coloque en 6 tubos de ensayo las soluciones siguientes: (3 ml de cada uno) 1o.) Nitrato de aluminio, 2o.) Sulfato de Zinc, 3o.) Sulfato ferroso, 4o.) Nitrato de Plata, 5o.) Sulfato cúprico, 6o.) Cloruro mercurico. Introduzca en cada uno una granalla de Zinc.

Resultados:

1o.	2o.	3o.
4o.	5o.	6o.

Repita el ensayo introduciendo un clavo de hierro.

Resultados:

1o.	2o.	3o.
4o.	5o.	6o.

Repita el ensayo con una granalla de Cobre.

Resultados:

1o.	2o.	3o.
4o.	5o.	6o.

Repita el ensayo con una lámina de aluminio.

Resultados:

1o	2o	3o
4o	5o	6o

De acuerdo con los resultados de 1, 2 y 3 parte B, ordene los correspondientes metales en el orden decreciente de su actividad.

C) Reacciones de las Bases con los metales.

1o) Zinc e hidróxido de Sodio. Coloque una granalla de -- Zinc en un tubo de ensayo y agréguele 3 ml. de solución de hidróxido de sodio. Caliente el tubo de ensayo cuidadosamente hasta la ebullición. Precaución: los alcoholes calientes algunas veces pueden salpicar y producir quemaduras en la piel.

Observe Ud. si hay una reacción química?

Tape el tubo de ensayo durante 30 segundos entonces en el tubo - se ve el desprendimiento de Hidrógeno.

Resultados:

Al calentar el hidróxido de sodio reacciona con el Zinc formando Sincato de Sodio e hidrógeno.

Escriba la ecuación:

2) Aluminio e hidróxido de Na.

Repita la parte (1) usando pequeño pedazos de aluminio en vez de zinc.

Caliente la mezcla durante unos 30 segundos.

Es el hidrógeno desprendido cuando se calienta el álcali ?

El aluminio reacciona con la base produciendo aluminato de Sodio.

Escriba la ecuación:

HOJA DE REPORTE

SERIE DE DESPLAZAMIENTO DE LOS METALES

EXPERIMENTO No. 31

Nombre del alumno:

Nota ;

Fecha:

- 1) Cuáles son los metales más activos?
- 2) El Au, Hg, desplazan al hidrógeno de el ácido sulfúrico, si no lo dezplaza, explique porqué?
- 3) El Na,K, Pt, reaccionan con el HCl. Diga cual elemento - ' no desplaza al H.
- 4) Qué conclusiones sacó Ud. de el perimento.

Profesor _____

EXPERIMENTO No. 32

COMPARACION DE LAS PILEAS DE FAPADAY

Materiales requeridos:

Reactivos químicos:

Sólidos:

2 cátodos de cobre en forma laminar

Soluciones:

Resolución 1 molar CuSO_4

Equipo:

1 vaso de 250 ml. de capacidad

1 miliamperímetro

1 Bateria seca 1 1/4 volts.

1 resistencia de 10. Ohms.

EXPERIMENTO No. 32

COMPROBACION DE LAS LEYES DE FARADAY

GENERALIDADES:

Leyes de Faraday de la electrólisis: en 1832 y 1833 Michael Faraday dió a conocer su descubrimiento experimental de las leyes de la electrólisis.

1a. Ley.

El peso de una sustancia producida por una reacción anódica o catódica es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por la cuba electrolítica.

$$m = Kq$$

de donde K = equivalente electroquímico, es diferente para las diversas sustancias.

q = cantidad de electricidad.

2a. Ley.

Los pesos de diferentes sustancias producidas por la misma cantidad de electricidad son proporcionales a los pesos equivalentes de los mismos.

$$A = \frac{\text{Coulombios}}{\text{seg.}}$$

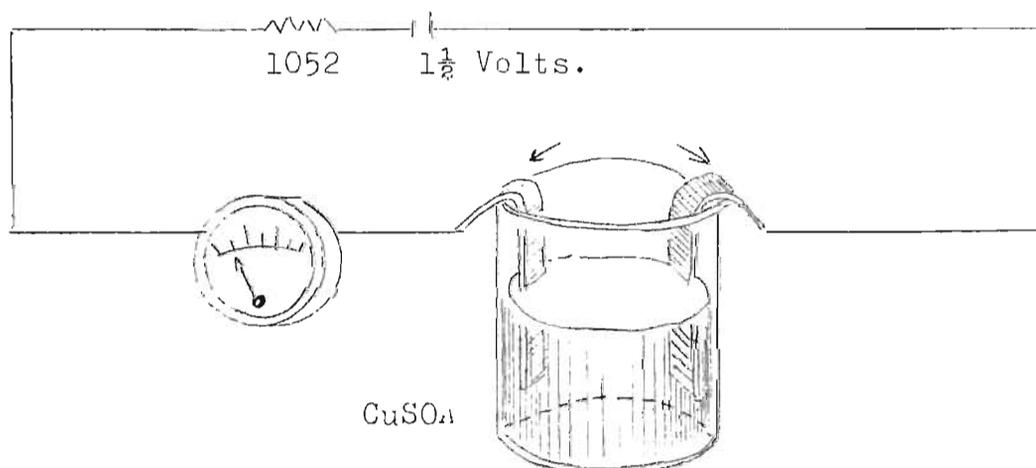
A = Amperaje o cantidad de corriente.

La cantidad de electricidad se puede expresar como número de electrones. El número de moléculas de una sustancia producida en una reacción electrolítica está relacionada, de una manera sencilla, con el número de electrones que intervienen.

Una mol de electrones = 96.500 coulombios = 1 Faraday

" " " " = 6.024×10^{23} electrones.

El aparato que se usa se muestra en la figura:



Antes de comentar la electrólisis, los electrodos de cobre se pasan. Se marca el tiempo ($T - 0$) antes de comenzar el experimento. el miliamperimetrico. Después de que ha transcurrido el tiempo determinado la corriente se desconecta y los electrodos son removidos y secados. Con los datos de la corriente y el tiempo que tarda en pasar, nosotros podemos determinar cuantos Coulombios de electricidad pasan a travez de la solución y también nosotros conocemos cuantas moles de electrones pasan durante la electrólisis. Podemos también calcular cuantas moles de cobre se depositan sobre el cátodo y cuantas se disuelven en el ánodo. Compruebe las leyes de Faraday controlado el peso del cátodo de cobre antes y después de la experiencia. Y también puede computar el peso equivalente del cobre.

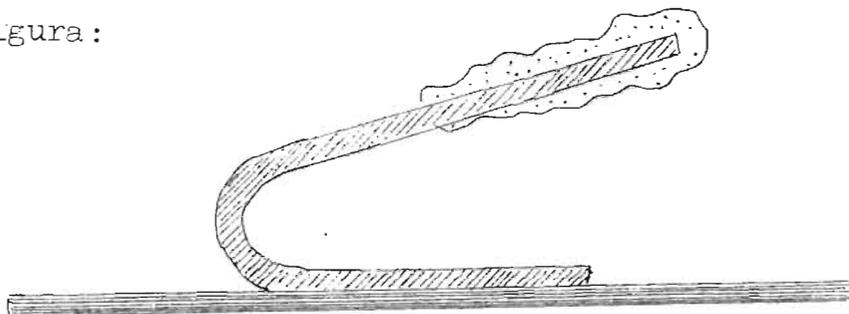
PROCEDIMIENTOS:

Limpie dos electrodos de cobre en forma de lámina con un pedazo de lija hasta dejarlos bien pulidos.

Determine el peso de cada uno de ellos en una balanza analítica. Antes de comenzar el experimento conecte los electrodos como indica la figura anterior. Pero no sumerja los electrodos en la solución. Se introducen 150 ml de la solución en un vaso de precipitado. Para comenzar el experimento, coloque ambos electrodos dentro de la solución y tome el tiempo con su reloj a intervalos de 1 minuto; lea y anote las lecturas del miliamperímetro (Estas lecturas corresponden a milésimas de amperios y por consiguiente una lectura de 150 indica 150 miliamperímetros, o 150 amperios) Continúe el experimento durante 20 minutos. Suspenda el experimento, quite los electrodos (anote el tiempo) No ponga los electrodos sobre la mesa. Desconecte el cátodo y lavelo con agua. Hágalo dejándole caer un chorro de agua destilada sobre el depósito de cobre. Entonces deje que se seque el cátodo al aire y colóquelo sobre la mesa, hágalo en --

la forma que el depósito de cobre no quede directamente sobre la superficie de la mesa, pero que sea el otro extremo del cátodo.

Ver figura:



Siga el mismo proceso de lavado con el ánodo (con el ánodo es importante hacerlo lo más cuidadosamente posible, puesto que el ánodo a perdido cobre durante la electrólisis y usted puede quitar algunas partículas de cobre si no lo hace con cuidado).

Después que el ánodo y el cátodo se han secado, al cabo de de 15 minutos, entonces péselos exactamente en una balanza analítica. Del peso perdido por el ánodo y el peso ganado por el cátodo se encuentra el equivalente electroquímico del cobre (Los resultados obtenidos de el peso perdido por el ánodo pueden variar con los obtenidos del peso ganado por el cátodo. Generalmente, - los resultados obtenidos para el cátodo son más exactos. Si la - discrepancia es grande descarte los resultados obtenidos para el ánodo.)

Repita el experimento de la misma manera para comprobar los resultados.

En muchos casos la corriente eléctrica fluctúa durante el experimento, Usted puede anotar esto con sus lecturas sobre el miliamperímetro. Sume todas las lecturas obtenidas para encontrar el total de corriente que pasa durante el curso del experimento. Si Usted hace el experimento cuidadosamente, los resultados de - ambos le darán un error del 1%.

CUADRO DE ANOTACIONES

Minutos	Amperaje
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	
8	
9	
10	
11	
12	
13	
14	
15	
16	
17	
18	
19	
20	

Peso del Cátodo antes del experimento _____
" " " después del " _____
" " Anodo antes del experimento _____
" " " después del " _____

HOJA DE REPORTE

EXPERIMENTO No. 32

COMPROBACION DE LAS LEYES DE FARADAY

Nombre del alumno:

Nota :

Fecha:

Cálculos:

- 1 - Equivalente electroquímico.
- 2 - Peso equivalente del cobre.
- 3 - Número de Coulombios que pasan a travez de la solución.
- 4 - Número de moles de electrones que pasan.

Profesor: _____

CONCLUSIONES:

1) Se hace énfasis sobre la prevención de accidentes de laboratorio, porque los alumnos ignoran los riesgos tan diversos que corren en un laboratorio de Química.

2) Se dan instrucciones sobre los primeros auxilios - que se usan con más frecuencia en un laboratorio de Química en - caso de que ocurran accidentes.

3) Antes de comenzar los experimentos relacionados con la teoría se hacen tres experimentos preliminares sobre: el conocimiento de material y equipo de laboratorio, Mechero de Bunsen y manipulación con tubos de vidrio; técnicas y manipulaciones del - trabajo de laboratorio. Todo esto por el hecho de que los alumnos que llegan a la facultad desconocen totalmente el equipo de laboratorio y el manejo del Mechero de Bunsen; es por lo dicho que se dan estas explicaciones.

4) Se hacen los experimentos haciendo hincapié en llevarlos como complemento de su teoría para que sus conocimientos - sean mejor aprovechados.

5) Se comprobó que siguiendo este sistema el alumno - aprovechó más su tiempo en sus trabajos de laboratorio.

6) Concluyo dando una tabla de distribución de los experimentos en los períodos de laboratorio. Tomando en cuenta que durante el año lectivo se hizo un período de laboratorio de tres horas de duración semanalmente.

<u>Experimento</u>	<u>Tiempo</u>	<u>Período de Lab.</u>
Mechero de Bunsen y Manipulación con tubos de vidrio	3 horas	1 período
Técnicas y manipulaciones del tra- bajo de laboratorio	3 horas	1 período
Energía	3 horas	1 período
Manejo de la balanza analítica clásica y Determinación de densi- dades	3 horas	1 período
Fenómeno físico y fenómeno químico.	3 horas	1 período
Radiactividad: el uso del contador Geiger (demostrativo)	3 horas	1 período
Paramagnetismo y diamagnetismo. . .	3 horas	1 período
Color de los iones en solución. . .	3 horas	1 período
El contraste entre los compuestos iónicos y los covalentes.	3 horas	1 período
Estudio del agua.	3 horas	1 período
El agua como disolvente polar . . .	3 horas	1 período
Acidos y bases en el sistema agua .	3 horas	1 período
Hidrólisis.	3 horas	1 período
Clasificación de los elementos se- gún la clasificación en la Tabla Pe- riódica conforme el comportamiento de sus combinaciones oxihidrogena- das al cambiar el medio		
Oxidación - Reducción	3 horas	1 período
Determinación de puntos de fusión y puntos de ebullición.	3 horas	1 período
Determinación del volumen molar y Ley de Graham, de la difusión de los gases	3 horas	1 período

<u>Experimento</u>	<u>Tiempo</u>	<u>Período de Lab.</u>
Diferencia entre sustancias puras y mezclas.	3 horas	1 período
Soluciones	3 horas	1 período
Valoración	3 horas	1 período
Determinación del peso molecular por el método del punto de ebullición.	3 horas	1 período
Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.	3 horas	1 período
Efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción.	3 horas	1 período
Efecto de los catalizadores sobre la velocidad de reacción	3 horas	1 período
Equilibrio químico	3 horas	1 período
Determinación del PH por métodos colorimétricos	3 horas	1 período
Serie de las fuerzas electromotrices.	3 horas	1 período
Serie de desplazamiento de los metales.	3 horas	1 período
Comprobación de las leyes de Faraday	3 horas	1 período.

B I B L I O G R A F I A

- 1- INTRODUCCION AL ESTUDIO DE LA QUIMICA - Eugenio Muñoz Mena Editorial Atlante, S. A. - 1943.
- 2- SEMI MICRO QUALITATIVE ANALYSIS - Frank J. Welsher and Richard B. Hann - D. Van Nostrand Company Inc. - 1961.
- 3- THE ORIGINS AND PREVENTION OF LABORATORY ACCIDENTS - The Royal Institute of Chemistry. Londres - 1955.
- 4- QUIMICA GENERAL. UNA INTRODUCCION A LA QUIMICA DESCRIPTIVA Y A LA MODERNA TEORIA QUIMICA - Linus Pauling - Editorial Aguilar - 1955.
- 5- TRATADO MODERNO DE FISICO QUIMICA - Getman y Daniels - Compañía Editorial Continental, S. A. - 1955.
- 6- QUIMICA INORGANICA. GUIA PARA ESTUDIOS SUPERIORES - R. B. Heslop, P. L. Robinson - Editorial Alhambra - 1962.
- 7- AN INTRODUCTION TO CHEMISTRY - Howard L. Ritter - John Wiley & Sons - 1960.
- 8- FUNDAMENTAL CHEMISTRY - Donald H. Andrews and Richard J. Kokes - John Wiley & Sons, Inc. - 1963.
- 9- LABORATORY AND FUNDAMENTAL CHEMISTRY - Donald H. Andrews and Richard J. Kokes - John Wiley & Sons, Inc. - 1963
- 10- QUIMICA GENERAL - W. E. Luder, A. A. Vernon y S. Zuffanli Editorial Alhambra - 1955.
- 11- TEORIA FUNDAMENTAL DE QUIMICA ANALITICA - F. Vargas y F. De La Carrera - Editorial Cultural, S. A. - 1949.
- 12- QUIMICA GENERAL MODERNA - J. A. Babor y José Ibarz - Editorial Marín, S. A. - 1962.
- 13- QUIMICA. LOS ELEMENTOS Y SUS REACCIONES. Una presentación rigurosa de la Química General - E. Hutchinson - Editorial Reverté, S. A. - 1961.
- 14- QUIMICA ANALITICA CUALITATIVA - Arthur I. Vogel - Kapelus Editors - 1959.
- 15- QUIMICA ANALITICA APLICADA. ANALISIS INSTRUMENTAL. ANALISIS

- DE GASES - Arthur I. Vogel - Kapelus Editoriales - 1959.
- 16- QUIMICA GENERAL APLICADA A LA INDUSTRIA. Con prácticas de Laboratorio - Dr. E. Calvet - Salvat Editoriales - 1944.
- 17- FUNDAMENTOS DE FISICO QUIMICA - H. D. Crookford y Samuel P. Knight - Compañía Editorial Continental, S. A. - 1961.
- 18- LA FISICO QUIMICA EN LA MEDICINA Y EN LA BIOLOGIA - W. Bladder Groon - Espasa Calpe - 1946.
- 19- FISICA GENERAL - Sears y Zemansky - Editorial Aguilar -1954.
- 20- FISICA PARA TODOS - Werner Braunbek - Editorial Labor, S. A. 1960.
- 21- ELECTRICIDAD - S. G. Kalashnikov - Editorial Grijalbo, S. A. 1959.