



157  
Universidad Nacional Autónoma de México

Facultad de Química

Proposición para un Nuevo Enfoque del Trabajo  
Experimental en los Dos Primeros Semestres de  
las Carreras del Area de Química en la E.N.E.P.  
Cuautitlán.

T E S I S

Que para obtener el título de

QUÍMICO

p r e s e n t a :

María Ubaldina del Rosario Alvarez Rivera



Universidad Nacional  
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

**Biblioteca Central**



**UNAM – Dirección General de Bibliotecas**  
**Tesis Digitales**  
**Restricciones de uso**

**DERECHOS RESERVADOS ©**  
**PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

CLAS Tesis 1977

LIBRO M-19

FECHA \_\_\_\_\_

PREC \_\_\_\_\_

• \_\_\_\_\_



QUINICA

Jurado asignado:

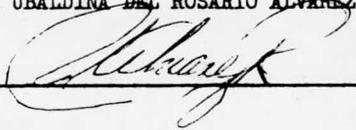
PRESIDENTE: Prof. Anibal Bascuñan Blaset.  
VOCAL: Profra. Ma. del Socorro Salas Tavares.  
SECRETARIO: Prof. Carlos Castañeda Estrada.  
1er. SUPLENTE: Profra. Silvia Tejada de Horta.  
2o. SUPLENTE: Prof. Ignacio Rodríguez Robles.

SITIO DONDE SE DESARROLLO EL TEMA:

E.N.E.P. CUAUTITLAN.

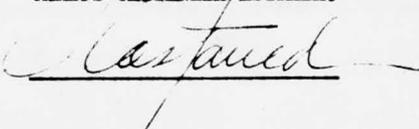
Sustentante:

MARIA UBALDINA DEL ROSARIO ALVAREZ RIVERA.



Asesor:

CARLOS CASTAÑEDA ESTRADA.



CON CARÍÑO

A MIS PADRES

RIGOBERTO Y MARIA

A ANGELA

I N D I C E .

	Página.
Introducción . . . . .	1
Capítulo I.- El cambio Educativo. . . . .	6
Capítulo II.- Un nuevo enfoque para Ciencia Básica. . . . .	10
Capítulo III.- Programa para el desarrollo del Taller de Ciencia Básica. . . . .	18
Capítulo IV.- Las Prácticas seleccionadas. . . . .	24
Capítulo V.- Modelos de Prácticas . . . . .	56
Conclusiones . . . . .	146
Apéndice . . . . .	149
Bibliografía . . . . .	160

## INTRODUCCION

Lo rápido de la evolución de las sociedades, en todos sus aspectos, ha requerido que se busquen nuevos métodos más dinámicos, acordes con esta rápida evolución y con las características psicológicas de los alumnos.

Los métodos de enseñanza activa, probados satisfactoriamente en otros países, parecen ser la respuesta a nuestra necesidad de aprender a — aprender, de aprender haciendo, para encontrarnos en situación menos desventajosa ante la rápida evolución de la ciencia y la Tecnología.

Las instituciones educativas del País entre las que se encuentra nuestra máxima Casa de Estudios, han propiciado e impulsado este cambio en los métodos educativos que se venían utilizando.

Dicho cambio en los procesos de enseñanza-aprendizaje requirió la formulación de nuevos programas. Gradualmente al hacerse más ambiciosas las metas a alcanzar, ha sido necesario implementar nuevos procedimientos para lograrlas.

Nuestras actividades docentes se iniciaron con este cambio educativo dentro de la U.N.A.M., primero en el área de Ciencias Experimentales — del Colegio de Ciencias y Humanidades y posteriormente en los Laboratorios de Ciencia Básica de E.N.E.P. Cuautitlán. Convencidas de la bondad de estos métodos y de los beneficios, que a la postre obtendrá nuestro País de ellos, hemos participado activamente en estas escuelas en la aplicación de la metodología experimental.

En este trabajo proponemos un nuevo enfoque para el Laboratorio — de Ciencia Básica, que pretende ser una introducción, un paso intermedio — hacia el Laboratorio Experimental Multidisciplinario que a partir de Agosto de 1976 funciona en la Escuela Nacional de Estudios Profesionales Cuauti—

tlán y el cual trata de dar al alumno la oportunidad de desenvolverse en la misma forma que lo hace un profesionista dentro de su ámbito normal de trabajo.

## CAPITULO I.

### EL CAMBIO EDUCATIVO

Pensando que la Educación es el método fundamental mediante el cual puede lograrse el progreso y la reforma social, la Universidad Nacional Autónoma de México, en acuerdo del 26 de Enero de 1971, creó el Colegio de Ciencias y Humanidades que es la representación material de la necesidad sentida que tiene la Institución de actuar, a través de sus estudiantes y egresados, como factor de cambio en el desarrollo económico y cultural del País.

Todo proceso educativo tiene dos aspectos, uno psicológico y otro sociológico y ninguno de ellos puede ser pospuesto, ni descuidado sin que existan contratiempos en los resultados.

Desde el punto de vista social, la creación del Colegio de Ciencias y Humanidades satisface medianamente la demanda creciente de enseñanza a nivel medio superior y desde el punto de vista pedagógico significan la introducción de los Métodos de Enseñanza activa que propician la formación de mentes creativas desde el nivel bachillerato y de las cuales tiene grave carencia nuestro País.

Si bien el objeto de esta tesis no es el de realizar un análisis exhaustivo de los métodos de enseñanza activa, consideramos que era conveniente precisar el alcance de sus objetivos y compararlos con el método tradicional de enseñanza, en virtud de que a nivel de Facultad están llegando dos tipos diferentes de alumnos: los egresados de las Escuelas Preparatorias y los egresados de los Colegios de Ciencias y Humanidades y cada uno de ellos con un diferente concepto de lo que es el proceso enseñanza-aprendizaje.

Pensando que la educación es un proceso de la vida, y no una preparación para la vida, los métodos de enseñanza activa están fundados sobre el principio de la necesidad; necesidad de saber, de buscar, de trabajar, - el interés resultante de la necesidad, es lo que convierte una reacción en un "acto" verdadero.

La Ley de la Necesidad o del Interés, señala que la actividad está siempre suscitada por una necesidad. Con base en esta Ley, podemos afirmar que un acto normal es aquel que tiene la característica de realizar los -- fines capaces de satisfacer la necesidad que lo hace nacer; si se suprime -- la necesidad previa se suprime la causa del acto.

Mientras los métodos de enseñanza activa tratan de hacer actuar -- al estudiante colocándolo en circunstancias tales que experimente la necesi-- dad de cumplir la acción que se espera de él, el método tradicional confie-- re más importancia a los procedimientos, piensa que ciertas etapas recorri-- das en cierto orden, aseguran la total comprensión de la materia estudiada-- e induce al alumno a aprender una fórmula rutinaria de exposición.

En el método de enseñanza tradicional todo está organizado para -- que el alumno "escuche", para recibir pasivamente la enseñanza, en la mayo-- ría de las veces verbalista, que el maestro imparte. No se toma en cuenta -- que esto está en contraposición con las características psicológicas del -- alumno y hasta de la evolución de la sociedad misma, cuya característica -- principal es hacer, crear, moverse, ensayar, experimentar, vivir para apren-- der constantemente de la realidad.

El método de enseñanza tradicional es, en un alto porcentaje, me-- morista. No pensamos que el desarrollo de la memoria sea un mal hábito, pe-- ro si pensamos que el aprendizaje basado en la memorización de información-- es deficiente e incompleto.

Solo sentimos que nuestro espíritu se desarrolla y se extiende -- no precisamente cuando aprendemos simplemente, sino cuando ponemos en relación lo que aprendemos con lo que ya sabíamos y lo aplicamos como base en la investigación de lo que aún desconocemos.

Considerar la escuela como un lugar donde deben darse ciertas informaciones, donde deben aprenderse ciertos temas o bien, donde deben contraerse ciertos hábitos, es quitar a la educación su base principal que se encuentra en las aptitudes de los estudiantes para trabajar, siguiendo las líneas constructivas generales que han dado origen a la civilización.

La enseñanza tradicional lleva implícita la idea de una organización vertical, en donde el alumnado, base de la pirámide, debe concretarse simplemente a obedecer.

El método de enseñanza activa establece el principio fundamental de que la escuela debe ser considerada como una forma de vida en común, en donde todos los miembros, alumnos, maestros, empleados, comparten derechos y responsabilidades sobre una base de igualdad, en donde el maestro, como miembro de la comunidad, no impone ideas, sino perfecciona las influencias que se ejercen sobre el estudiante y lo ayuda a reaccionar de acuerdo a esas influencias.

La aplicación de los métodos de enseñanza activa que han contribuido con todo éxito, en países como Estados Unidos, Francia, Alemania, etc.; a lograr un gran desarrollo científico, económico y social, mucho mayor que el nuestro, deja fuera de discusión la bondad y utilidad de estos métodos.

Sabemos que toda reforma, toda innovación genera una resistencia al cambio y que esta aumenta en la proporción en que la reforma afecte las estructuras establecidas.

También estamos conscientes de que la aplicación de los métodos de enseñanza activa significan una fuerte inversión en tiempo y en dinero para reestructurar los planteles y los programas que resultan obsoletos.

Suponemos que ambos factores han sido decisivos para que, en la actualidad, la enseñanza con ambos métodos sea paralela, preparatorias con método tradicional y C.C.H. con método de enseñanza activa, aunque esto a nivel de facultad origina una situación problemática.

Hubiera sido absurdo planear la formación de investigadores desde el nivel bachillerato, si no se hubiera proyectado continuar la aplicación de estos métodos a nivel de facultad.

Un grupo de maestros de la Facultad de Química de la U.N.A.M., — con una gran visión del beneficio que a nuestro País reportaría la rápida generalización de este tipo de enseñanza-aprendizaje, planeó el curso de Laboratorio de Ciencia Básica, como el primer paso firme a nivel de facultad, de esta reforma educativa.

Dos fueron los objetivos señalados:

"..... es objetivo fundamental de este curso desarrollar en el estudiante la capacidad de análisis, manejando para ello los principios generales de la ciencia y en especial el Método Científico..." y

"..... establecer una plataforma de conocimientos básicos, generalizada a todas las carreras de química, dentro del plano experimental. Es decir, lograr una integración de las diversas materias que forman los planes de estudio desde el punto de vista de su aplicación a los problemas concretos....."

Como los alumnos de primer ingreso llegan a la Facultad con una serie de conocimientos heterogéneos, los maestros que diseñaron el curso establecieron que la metodología de instrucción sería personalizada, con el

objeto de permitir que cada estudiante avance al ritmo por él mismo marcado, de acuerdo con su nivel de conocimientos; pero de cualquier modo: rápido o lento, el aprendizaje sería sólido.

El Laboratorio de Ciencia Básica se comenzó a impartir en la Facultad de Química de Ciudad Universitaria y también en la Escuela Nacional de Estudios Profesionales de Cuautitlán, a partir del primer semestre del año de 1974.

Durante 1975 el programa de Laboratorio de Ciencia Básica de la E.N.E.P. Cuautitlán, sufre un cambio radical cuyo principal objetivo, de acuerdo a los criterios del profesorado encargado de esta reforma, estribó en buscar la continuidad de este laboratorio en los semestres subsecuentes.

La reestructuración del programa abarcó tanto los procedimientos de trabajo como el contenido académico.

Se seleccionaron fundamentalmente temas relacionados con la transformación de la energía y la materia, por considerarse que son los temas centrales del estudio de la Química.

En la primera parte del curso, los temas seleccionados para las prácticas, fueron principalmente experimentos de Física, por ser esta la disciplina en la cual los experimentos tienen un mayor nivel de objetividad, no obligando de este modo, al alumno, al manejo inmediato de abstracciones.

La segunda parte del curso fué diseñada a base de prácticas de Química, por suponerse que el alumno había adquirido ya conocimientos suficientes sobre modelos y su manejo.

En cuanto a los procedimientos de trabajo, la variante principal consistió en la introducción de una Guía Metodológica, que contiene una serie de preguntas programadas que destacan los aspectos importantes de las prácticas, sobre los que los alumnos deben centrar su atención; al mismo

tiempo que guía la observación, induce a los alumnos a obtener sus propias conclusiones.

No ha sido fácil, en ningún momento, ya en el desarrollo de los cursos de Laboratorio de Ciencia Básica, el trabajar con alumnos acostumbrados a dos distintos métodos de enseñanza, en virtud de que han desarrollado características diferentes.

En general, los alumnos provenientes de las escuelas Preparatorias no conocen el material de laboratorio, su sentido de la observación se encuentra poco desarrollado, por lo que con dificultad, localizan las fuentes de error en los experimentos que realizan.

No siendo capaces de planear los pasos sucesivos que requiere un experimento, pretenden que sea el maestro el que, a cada momento, les señale que es lo que tienen que hacer, como suele acostumbrarse en el método tradicional.

Les es difícil, también, sacar conclusiones de los resultados de un experimento, es decir, aplican con cierta soltura las fórmulas, pero no obtienen las fórmulas a partir de los resultados experimentales.

Sin embargo, es justo hacer notar que los alumnos egresados de las escuelas Preparatorias tienen una más amplia información teórica y trabajan con mayor rapidez que los alumnos egresados del C.C.H.

Los alumnos de los Colegios de Ciencias y Humanidades están más familiarizados con el material de laboratorio y en general, con el manejo del método experimental, sin embargo, de esto estamos plenamente conscientes los maestros que laboramos en el Colegio de Ciencias y Humanidades desde su inicio, el contenido temático de este Colegio es de nivel inferior al de la Escuela Nacional Preparatoria en algunos aspectos.

Desafortunadamente aquí, el contenido formativo fué en detrimento del contenido informativo, sin que haya sido posible, hasta la fecha encontrar el punto de equilibrio.

A pesar de todos los inconvenientes que tiene la integración de -- grupos tan heterogéneos en sus conocimientos y en su formación, a nuestra manera de ver los cursos de Laboratorio de Ciencia Básica cumplen sus objetivos y son un paso, quizá lento, pero firme en la evolución de los métodos educativos y un avance en el nivel de estudios de nuestra Universidad.

Es indudable que el objetivo intrínseco de este cambio educativo - en nuestras escuelas y particularmente en el área de la Química, es enseñar a nuestros **estudiantes** a hacer Ciencia.

## CAPITULO II.

### UN NUEVO ENFOQUE PARA CIENCIA BASICA.

Los descubrimientos científicos y tecnológicos, en la actualidad, llevan un ritmo acelerado, de tal modo que lograr que las escuelas superiores no sean un sitio donde solo se reciben ciertas informaciones o donde se aprenden ciertos temas, sino un lugar donde vayamos a aprender a aprender, es la única forma de actualizar nuestros conocimientos a la velocidad que el avance de la ciencia moderna requiere.

Es imposible separar al individuo de las circunstancias que lo rodean y en este momento esas circunstancias son de cambio constante. Nuestras escuelas, mas que enseñar como se resuelve un determinado problema, debe enseñar como planear y organizar nuestras actividades, como desarrollar nuestra capacidad de observación y análisis para resolver cualquier problema.

Propiciar el desarrollo de la creatividad mental, sin encerrarla en marcos rígidos de los que ha desaparecido la iniciativa personal y se ha perdido la razón del por qué y para qué se hacen las cosas, debe ser nuestro objetivo.

Si, como anteriormente dijimos, el Laboratorio de Ciencia Básica ha sido el primer paso firme, a nivel de facultad, para lograr estos objetivos, necesariamente hay que añadir que dura demasiado poco, dos semestres, para lograrlo.

Los conocimientos adquiridos de la Metodología Experimental, básicamente, se pierden en el transcurso de los siguientes semestres.

Darle continuidad al Laboratorio de Ciencia Básica a lo largo de la carrera, se constituyó en el problema a resolver dentro de la E.N.E.P. -

Cuautitlán y buscar el desarrollo ininterrumpido de las mentes creativas, dentro de condiciones lo mas semejantes posible, a las que se presentarán dentro de su actividad diaria como profesionistas, fueron las metas a alcanzar.

Con este fin, se crearon el Laboratorio de Proyectos para los --- semestres 3o. y 4o. y el Laboratorio Experimental Multidisciplinario para los semestres del 5o. al 9o.

Con la creación de estos laboratorios, consideramos que era necesario dar un nuevo enfoque al Laboratorio de Ciencia Básica para buscar la continuidad de las acciones y los procedimientos en los tres laboratorios y establecer el paso intermedio entre el Laboratorio de Ciencia Básica y el de Proyectos, evitando, de este modo, el posible descontrol del alumnado ante un cambio brusco en el sistema de enseñanza-aprendizaje.

Para lograrlo proponemos la creación del Taller de Ciencia Básica.

Dicho Taller se llevará a cabo tanto en el primero como en el segundo semestre del Laboratorio de Ciencia Básica, durante las últimas seis semanas de cada uno de ellos.

Proponemos que el Taller se realice al final de ambos semestres, porque en el primero de ellos, debido a la distinta procedencia de los alumnos, su nivel de conocimientos es diferente y muchos de ellos no están familiarizados con las técnicas de laboratorio y el manejo del Método Experimental.

Suponemos que al estar por finalizar el semestre escolar, estos escollos han desaparecido parcialmente y el alumnado tiene, además de cierta habilidad en el manejo de las técnicas de laboratorio y la Metodología Experimental, un mínimo de conocimientos en materias específicas de la carre

ra que serán necesarios para llevar a cabo el trabajo que se les pide.

En esta primera fase del Taller, las prácticas que proponemos son esencialmente demostración de Leyes y Conceptos, que por su menor grado de dificultad, es factible que sean realizadas por los alumnos en forma individual.

Las prácticas que proponemos para el segundo semestre son Proyectos y Construcción de aparatos, por ser precisamente este tipo de prácticas las que podrán realizar el enlace entre el Laboratorio de Ciencia Básica y el de Proyectos, pero que por el mayor grado de dificultad que tienen, solo es factible realizarlas cuando el alumno ha adquirido, a lo largo de ambos semestres, una mayor cantidad de conocimientos teóricos y prácticos.

En el primer semestre la realización de las prácticas será de manera individual; en el segundo, se llevarán a cabo en equipo, no solo por la mayor dificultad de los experimentos propuestos, sino por considerarse que el alumno debe aprender a trabajar en ambas formas, ya que cualquiera de las dos puede presentársele dentro del campo de la actividad profesional.

Pretendemos que en el Taller de Ciencia Básica el alumno aprenda a resolver, por sí mismo, las interrogantes que son genéricas a la planeación de cualquier trabajo.

- 1.- ¿Cuál es el problema a resolver o el objetivo a alcanzar?
- 2.- ¿Qué se necesita saber para resolverlo?
- 3.- ¿Qué se necesita utilizar?
- 4.- ¿Qué tiempo va a requerir?
- 5.- ¿Cómo se va a evaluar?
- 6.- ¿Qué beneficio o utilidad reporta el resolverlo?

De hecho, este conocimiento será elemental, pero suficiente para que el alumno se percate de que programar un trabajo es la mejor forma de evitar pérdidas de tiempo, dinero y esfuerzo.

Dentro del Taller pretendemos lograr:

1.- Que los alumnos apliquen los conocimientos que han adquirido de la Metodología Experimental en un trabajo que desarrollen con un mínimo de asesoramiento.

2.- Que se inicien en la planeación de procesos completos, fijando cada etapa de ellos.

3.- Que se inicien en la estimación de tiempos probables para el desarrollo de las actividades, como un primer paso en la formulación de rutas críticas.

4.- Que desarrollen su poder de observación, enfrentándolos con problemas en los que ya no hay preguntas específicas que guíen la observación.

5.- Que aprendan a buscar la información específica necesaria para desarrollar un determinado trabajo.

6.- Que comiencen a interiorizarse con los términos técnicos y los conceptos en el idioma inglés y su correcta traducción.

7.- Que desarrollen su capacidad de síntesis

8.- Que aprendan a exponer con claridad sus ideas y conocimientos.

Consideramos que independientemente de su objetivo como enlace entre los Laboratorios de Proyectos y Ciencia Básica, los objetivos que es posible alcanzar en este Taller, justifican, por sí mismos, este nuevo enfoque.

No sería factible que en este nivel el alumno seleccionara por sí mismo el problema a resolver, es decir, el experimento a realizar; por lo -

que la selección de los experimentos quedará a cargo del maestro, que en este Taller limitará su papel al de asesor.

Los lineamientos generales a los que deberán sujetarse todos los trabajos en el Taller de Ciencia Básica son los siguientes:

I.- Traducción del artículo.

II.- Introducción (Teoría del Tema).

III.- Plan de trabajo experimental.

a) Objetivos.

b) Material y equipo requerido.

c) Actividades a realizar con estimación de tiempo para cada una de ellas.

IV.- Reporte del experimento realizado.

a) Descripción del trabajo experimental.

b) Resultados obtenidos.

c) Cálculos.

d) Conclusiones.

e) Observaciones.

V.- Síntesis del trabajo realizado.

El texto del experimento que el alumno realizará, le será entregado en el idioma en el que fué publicado (inglés). Pretendemos que con la traducción que de él haga obtenga, además de la comprensión del marco teórico y práctico del artículo, familiarizarse con los términos específicos de la carrera en este idioma, pues dado que casi todas las comunicaciones importantes de la Química son publicadas en inglés, es indispensable que los conozcan.

Aprender a buscar la información que necesitamos para desarrollar un determinado trabajo, es quizá, una de las mejores maneras de aprender a-

aprender, dado que nos obliga a determinar exactamente el conocimiento y la amplitud en la que nos es necesario, localizar distintas fuentes de información y formar un todo congruente con la información obtenida. La introducción que acompañará a todos los trabajos, cumple este propósito.

El plan de trabajo ha sido definido como el plan práctico y completo que nos permita obtener, coordinar y controlar las actividades para lograr el objetivo o los objetivos que nos proponemos.

Estamos conscientes de que la elaboración del plan de trabajo será uno de los principales escollos con los que el alumno tropezará en el Taller de Ciencia Básica y en lo que requerirá mayor asesoría, por ser una actividad que probablemente nunca antes a realizado, pero consideramos que es necesario iniciarlos, pues en la actualidad todo se hace por programa—ción y un Plan de Trabajo, por simple que sea, es una manera de programar.

El pedirle al alumno que fije sus objetivos tiene dos finalidades: primero, que aprenda a precisar exactamente que es lo que quiere o a donde desea llegar, porque aunque en muchas ocasiones estos objetivos resultan obvios, hemos observado que tienen cierta dificultad en fijarlos y segundo, - que todas sus actividades las orienten a alcanzar el o los objetivos que fijaron previamente.

Las estimaciones del tiempo que tomará realizar cada actividad y la ratificación o rectificación que se haga a posteriori de estas estima—ciones, adiestrará al alumno en el cálculo de tiempos. Una gráfica de Gantt hará más objetivos estos cálculos. Esta relación de actividades-tiempo, es básica en la programación de cualquier proceso, la misma ruta crítica, que es el procedimiento generalmente empleado para establecerla, se inicia con una estimación de tiempos. El Taller solo pretende iniciar al alumno en el

uso de estas técnicas.

El reporte es la forma de comunicar a los demás que hicimos, como lo hicimos y para qué lo hicimos; razón por la cual debe estar estructurado de tal manera que permita la reproducción exacta del experimento con las condiciones, manipulaciones y equipo que en él se describen.

Obtener conclusiones de los datos y observaciones experimentales es tarea difícil, pero es la culminación lógica de todo trabajo realizado. Hacerlas, requiere analizar muy detenidamente los datos obtenidos y que ese análisis sea totalmente objetivo para evitar concluir lo que nosotros quisieramos que fuera y no lo que realmente es. Iniciar a los alumnos en la obtención de conclusiones congruentes con los resultados experimentales, formuladas con claridad y con estricta honestidad científica, será siempre conveniente.

Los alumnos, a lo largo del curso de Laboratorio de Ciencia Básica, han tenido oportunidad de ver reportes elaborados, pero en poquísimas ocasiones o en ninguna, han elaborado uno. Nuestro propósito es iniciarlos en este tipo de comunicación, que es el usual en los trabajos científicos.

El alumno hará una síntesis de su trabajo, en la que brevemente dé a conocer la parte fundamental de su experimento, sus principales observaciones y los hechos mas importantes. De esta síntesis entregará copia a cada uno de sus compañeros.

Con este resumen perseguimos dos objetivos: desarrollar la capacidad de síntesis del alumno y proporcionar al resto del grupo información sobre todos los trabajos realizados.

Si la comunicación escrita es importante bajo los lineamientos, - en este caso muy elementales, del discurso científico; mas importante es la

comunicación oral, por ser la que usamos a cada momento y en todos los ámbitos de nuestra existencia.

Hablar no es comunicarse. La comunicación solo se dá cuando los - participantes emplean el mismo código y el mensaje emitido por el codifica- dor llega a la conciencia del decodificador con un mínimo de alteraciones.

Expresar nuestras ideas y conocimientos con claridad, en un lenguaje accesible a nuestro auditorio y siguiendo una secuencia lógica, solo se consigue intentándolo una y otra vez; raras son las personas que innatamen- te tienen esta cualidad.

Pedírlas a los alumnos que ante sus compañeros expongan el traba- jo realizado, tiene el propósito de adiestrarlos en esta actividad.

El desarrollo del Taller, en todas sus fases, requiere de la ase- soría del maestro. Las instrucciones verbales que les dé, deberán ser comple- mentadas con un instructivo por escrito en el que se encuentren especifica- dos todos los requisitos que debe llenar su trabajo. Un modelo del instruc- tivo para el alumno, que podría ser utilizado, se encuentra en el capítulo señalado como "Prácticas Modelo".

El desarrollo del Taller seguirá la programación específica que - se señala en el siguiente capítulo.

### CAPITULO III.

#### PROGRAMA PARA EL DESARROLLO DEL TALLER DE CIENCIA BASICA.

##### METAS:

- Que el alumno aprenda a organizar procesos completos de trabajo, tanto en forma individual como en equipo.
- Que el alumno aplique en sus trabajos el Método Experimental.
- Reforzar a través del trabajo experimental a algunas de las disciplinas teóricas cuya enseñanza es paralela al Laboratorio de Ciencia Básica.

##### OBJETIVOS:

- Lograr que los alumnos apliquen los conocimientos que han adquirido de la metodología experimental en un trabajo que desarrollen con un mínimo de asesoramiento.
- Iniciar al alumno en la planeación de procesos completos, fijando cada etapa de ellos.
- Iniciar al alumno en la estimación de tiempos probables para el desarrollo de las actividades.
- Lograr que desarrolle su capacidad de observación, enfrentándolo con problemas en los que ya no hay preguntas específicas que guíen la observación.
- Lograr que los alumnos comiencen a interiorizarse con los términos técnicos y los conceptos en el idioma inglés y su correcta traducción.
- Lograr que los alumnos aprendan a buscar la información específica necesaria para desarrollar un determinado trabajo.
- Lograr que los alumnos desarrollen su capacidad de síntesis.

- Lograr que los alumnos aprendan a exponer con claridad sus ideas y conocimientos.
- Introducir, paulatinamente, al alumno a lo que será la metodología del Laboratorio Experimental Multidisciplinario.

LIMITES:

- En tiempo: la duración de dos semestres escolares.
- En espacio: Laboratorio de Ciencia Básica de la Escuela Nacional de Estudios Profesionales Cuautitlán.

POBLACION ESCOLAR:

- Alumnado del 1o. y 2o. curso del Laboratorio de Ciencia Básica.

ORGANIZACION:

- Queda a cargo de la Dirección del Plantel la creación de un laboratorio cuyo funcionamiento sea de 12 horas diarias y al cual tengan acceso los alumnos sin restricción de horario.
- Es responsabilidad de los Maestros de Ciencia Básica vigilar el desarrollo total de los experimentos, sin que por ello intervengan en su realización.
- Es responsabilidad de los Coordinadores del área de Ciencia Básica el dar asesoría a los alumnos en ausencia del maestro respectivo.
- Queda a cargo del Laboratorista la correcta entrega y recibo del material existente en el laboratorio que sea solicitado por los alumnos.
- Es responsabilidad del alumno la correcta utilización y conservación del material y equipo del laboratorio

ACTIVIDADES:

Del Maestro:

Durante las 10 horas semanales frente al grupo y las 5 horas semanales asignadas para asesoría, el maestro desarrollará las siguientes actividades:

- Seleccionar las prácticas a desarrollar de acuerdo al nivel académico de los alumnos, necesidades de los cursos teóricos, materias que estén cursando los alumnos, etc.
- Ordenar la reproducción fotostática o mimeográfica de las prácticas en cantidad suficiente para el número de alumnos del grupo.
- Proporcionar a cada alumno una práctica, con el instructivo correspondiente, procurando que en cada grupo no existan más de dos prácticas iguales, cuando el trabajo sea individual; si el trabajo se va a realizar en equipo, la práctica será entregada al representante del equipo y los experimentos no estarán repetidos.
- Entregar las prácticas con seis semanas de anticipación al fin del curso.
- Dar indicaciones generales y ejemplos prácticos respecto a la forma de presentación del plan de trabajo y los rubros que éste debe contener.
- Revisar las traducciones de los artículos.
- Revisar los Planes de Trabajo.
- Supervisar el desarrollo de las prácticas.
- Asesorar a los alumnos.
- Organizar la selección de los jurados de alumnos que evaluarán la exposición.

- Formular el programa de exposición de prácticas precisando fecha y hora para cada una de ellas.
- Informar a los alumnos con una semana de anticipación el programa de exposición de prácticas.
- Evaluar las prácticas.

De los alumnos:

Los alumnos desarrollarán las siguientes actividades durante el horario y laboratorio correspondientes a su curso de Laboratorio de Ciencia Básica, aun cuando podrán prolongar su trabajo dentro del laboratorio del Taller por el tiempo que deseen en el horario de funcionamiento del mismo.

- Traducir la práctica, en virtud de que todas las seleccionadas se encuentran en el idioma inglés.
- Elaborar el Plan de Trabajo de acuerdo a las instrucciones recibidas.
- Obtener los materiales necesarios para la realización del trabajo experimental.
- Desarrollar la práctica en los tiempos predeterminados.
- Entregar los resultados de la práctica en el término de un mes -- contado a partir de la fecha en que le fué entregada.
- Sintetizar su trabajo y entregar una copia a cada uno de sus compañeros de grupo con tres días de anticipación a la fecha en que deberá exponerla.
- Designar al compañero que deberá exponer el trabajo, cuando éste sea realizado en equipo.
- Exponer ante su maestro y compañeros el trabajo que le correspondió.

- Leer los resúmenes de los trabajos que le hayan sido entregados - con anticipación a la fecha en la que serán expuestos.
- Participar en el análisis y discusión de los temas expuestos.

Del Laboratorista:

- Permanecer en el laboratorio el tiempo que éste permanezca abierto a los alumnos.
- Proporcionar a los alumnos los materiales que éstos le soliciten y que existan en el laboratorio.
- Llevar al día el inventario de los reactivos.
- Recibir el material que le sea devuelto.

EVALUACION:

- La evaluación cuantitativa tendrá cuatro fases:
  - I.- Evaluación del Plan de Trabajo y objetivos.
  - II.- Evaluación de la práctica durante su desarrollo en el labora  
torio.
  - III.- Evaluación del reporte y sus conclusiones.
  - IV.- Evaluación de la exposición de la práctica.
- La evaluación de las tres primeras fases será realizada únicamente por el maestro.
- La evaluación de la exposición de la práctica la realizarán maestro y alumnos, dicha exposición seguirá los siguientes procedimientos:
  - a) En los trabajos individuales, la exposición tendrá una duración no mayor de 15 minutos, destinándose 5 minutos más para discusión del tema.
  - b) En los trabajos en equipo la exposición será de 20 minutos y -

10 minutos para discusión del tema.

- c) La exposición deberá contener, de una manera sintética, los — puntos relevantes del Plan de Trabajo, los objetivos perseguidos, si estos fueron alcanzados, las dificultades encontradas, la forma como fueron resueltas, las conclusiones obtenidas y — si es posible una demostración objetiva de alguna fase del experimento.

## CAPITULO IV.

### LAS PRACTICAS SELECCIONADAS.

El trabajo individual en el Taller de Ciencia Básica, no sería -- factible si no se dispusiera de experimentos en cantidades suficientes para que hubiera uno disponible para cada alumno. El problema estribaba entonces en recopilar un número de experimentos necesarios que reunieran las siguientes características:

- a) Posible de realizar en los laboratorios de la escuela.
- b) Directamente relacionados con las materias que se cursan en el primer año de las carreras de Química de E.N.E.P. Cuautitlán.
- c) Didácticamente probados.

La revista seleccionada para este objeto fué el Journal of Chemical Education, en virtud de que la mayoría de los artículos contenidos en ella, tienen fines didácticos y han sido probados en escuelas de otros países.

La revisión se hizo desde 1924, año en que esta revista inició su publicación, hasta el año de 1975; pero las referencias obtenidas desde 1924 a 1944 son pocas, dado que el mayor avance científico y tecnológico se ha realizado precisamente en estas tres últimas décadas.

De esta revisión se obtuvieron 524 experimentos que reunían las condiciones previamente fijadas, habiéndose fotocopiado 200 de ellos.

La lista de las referencias y las fotocopias de los artículos que dan a disposición de la E.N.E.P. Cuautitlán, así como las traducciones de 25 de ellos, para el caso de que la proposición que hacemos en esta tesis sea aceptada.

Estos mismos experimentos pueden utilizarse como apoyo a las dis-

tintas materias que se imparten en el primer año de las carreras de Química de E.N.E.P. Cuautitlán, por lo que a continuación anotamos las referencias - de algunos de ellos, así como las materias con las que directamente están relacionados.

Como ya se dijo anteriormente, estos artículos fueron sacados del Journal of Chemical Education, razón por la cual se omite señalarlo en cada una de las referencias.

CIENCIA BASICA.

1945

Modified maquene melting point block. F. W. Schneider and E. W. Blank  
22, 2, 92

A mirror Thermometer. Alexander P. Marion. 22, 10, 506.

1946.

A simple laboratory Hot-Air Dryer. I. R. C. Bick 23, 3, 127.

1947.

Hints on laboratory technique. Morris M. Graff. 24, 4, 182.

Apparatus for determinig boiling points. L. M. Simmons. 24, 5, 233

Experiments with writing inks. Roy Neal, C. F. Bailey, and Robert S. Casey -  
24, 9, 429.

A simple manostat of constant sensivity. Robert D. Goodwin. 24, 10, 511.

1948

Lecture demonstrations for general chemistry. G. H. Sorum. 25, 9, 489.

Duplicating industrial processes in the school laboratory. Donald D. Dorr,-  
William L. Dunn. 23, 11, 673.

1949.

A new laboratory still-head. Wojciechowsky, Mieczyslaw. 26, 3, 132.

A method for filtering small quantities of aluggy material. Langevin, Joseph  
26. 9, 471.

A simple oscillating stirrer. Grelecki C, J. and Young, Jay A. 26, 12, 829.

1950.

A simple fluorometer. Wheelock, Charles E. 27, 1, 9.

1951.

A simple device for weighing gases. Chittun John W. and Grady, Roy I. 28, --  
1, 33.

An improvised ultramicroscope. Kplinger, G. C. 28, 1, 42.

A thermoregulator for gas-heated baths. Brown, John A. 28, 9, 465.

1952.

Practical precision for chemistry students. Carmody, Walter R. 29, 7, 349

1953.

A useful melting-point apparatus. Walter, Joseph L. 30, 3, 142.

An inexpensive, easily constructed spectrophotometer. Safford Hurd W. and --  
Westneat D. F. 30, 7, 343.

1954.

An easily constructed manometer. Castro Albert J. and Boold, Alden E. 31, -  
1, 23.

A simple, automatic gas buret. Goodwin, Robert D. 31, 7, 369.

Tests for alcohol in breath and blood. Berkebile, James M. 31, 7, 360.

A sublimation apparatus for rapid separations. Pino, Lexis N. and Zehring, -  
Winfield S. 31, 9, 476.

Measurement of the Joule-Thomson coefficient. (A laboratory experiment). ---  
31, 10, 530.

A simple valve to prevent back suction in vacuum system. Chaco, M. C. 31, ---  
10, 545.

A simple melting-point apparatus. Gero, Alexander. 31, 11, 645.

A student polarimeter. Nechamkin, Howard. 31, 11, 579.

1955.

Tested demonstrations in general chemistry. Alyes, Hubert N. 32, 1, 28.

Two experiments for the radiochemistry laboratory. McCool, Whittie J. and ---  
Hentz, Robert T. 32, 6, 329.

A simple apparatus for refrigeration experiments. Govinda, N. A. and Subba,  
Rau M. G. 32, 7, 364.

Inorganic preparations: an introduction to inorganic chemistry. Dodson, Van-  
ce H. 32, 7, 422.

1957.

A simplified isoteniscope for vapor pressure measurements. Stenberg, James -  
C. 34, 9, 442.

" Two-penny " experiments in chemical engineering. Lemlich, Robert. 34, 10,  
489.

1958.

Thought stimulation by demonstration experiments. Stone, Hosmer W. 35, 7, 349

Laboratory preparation of cellophane. Miller, Meredith. 35, 10, 517.

1959.

Device for pipetting pathogenic organism. Ghosh, D. 36, 2, 76.

An experiment on osmotic flow. Borrero, Luis M. 36, 5, 244.

A gas chromatography demonstration apparatus. Cowan, Paul, J. 36, 5, 246.

Electrodeposition of silver and copper without the use of cyanide. Adams, R.  
J. and Blaedel, W. J. 36, 6, 266.

1960.

- An apparatus for the continuous production of triple distilled water. Taylor, Jay E. 37, 4, 204.
- Determination of reaction rates with an A. C. conductivity bridge. (A student experiment) Chesnick, John P. and Patterson, Jr. A. 37, 5, 7.
- Determining an empirical formula. (A simple, rapid high school experiment). Harris, Sidney P. 37, 10, 516.
- Inexpensive polarimeter for demonstrations and student use. Garvin, James E. 37, 10, 515.
- A simple ice calorimeter. (a first experiment in thermochemistry). Mahan, -- Bruce H. 37, 10, 634.

1962.

- (Experiments for general chemistry II) A simple vacuum system. Kokes, R. J. Dorfman, M. K. and Mathia, T. 39, 1, 20.
- Experiment for general chemistry III. Calorimetry. Kokes R. J., Dorfman M. - K. and Mathia T. 39, 2, 90.
- Fractional Distillation. A laboratory experiment. Campbell, Richard D. 39, - 7, 348.
- Diffusion in liquids; A class experiment. Watts, H. 39, 9, 477.

1964.

- A convenient micro-filter-stick. Cooper, Paul D. 41, 2, 85.

1968.

- A calorimeter for general chemistry. Garin, D. I. 45, 1, 37.
- An introduction to the literature of organic chemistry Part I--classes 1-12 -- Hancock, J. E. H. 45, 3, 195.
- A "primordial biogenesis" experiment. Steinman, Gary and Smith, Adolph E. -- 45, 9, 555.
- Laboratory experiment for the introductory chemistry course. Walter, Robert I. 45, 10, 673.

1969.

- A chemistry projects laboratory. Sleinfelt, J. L. 46, 4, 233.
- Saponification of aspirine in dimethyl sulfoxide. Vinson, Joe A. and Hacher, Edward K. 46, 4, 245.
- Electrolytic preparation of iodoform. Helle, K. Rijks, J. A. Janssen, L. J. J. and Schuyl, J. W. 46, 8, 518.

An improved equivalent weight apparatus. Brown, Oliver F. 46, 9, 617.  
Determining Avogadro's number from the volume of a monolayer. Moynihan, Cornelius T. and Goldwhite, Harold. 46, 11, 779.

1970.

Isopoly and heteropoly compounds. A general chemistry laboratory experiments  
George B. Kauffman and Paul F. Vartanian. 47, 3, 212.

The acidities of ascorbic and sialic acids. Charles D. Hurd. 47, 6, 481.

A simple method for demonstrating an enzymatic reaction. Chung-shih-Tang. 47, 10, 692.

A procedure for recovering silver nitrate from silver-silver oxide residues.  
David L. Garin, K. O. Henderson. 47, 11, 741.

1971.

Distilled water from solar stills. Oliver st. C. Headley and Basil G. F. —  
Springer. 48, 1, 49.

Liquid viscosity measurement using a buret. An instructional technique. —  
Charles A. Sorrel. 48, 4, 252.

Analysis of phosphates in detergents. George S. Kriz Jr. and Kay Dean Kriz.  
48, 8, 550.

1972.

Liquid-crystals-synthesis and properties. An experiment for the integrated —  
organic and physical laboratory. Verbit, Lawrence. 49, 1, 37.

1973.

TLC detection of caffeine in commercial products. Pavlicks, James W. 50, 2, 134

Tritation of calcium and magnesium in milk with E.D.T.A. McCormick, Patrick  
G. 50, 2, 136.

Normal modes of vibration. A "pendulum" demonstration. Davis, Donald R. 50,  
3, 180.

The aspirin project. Laboratory experiments for introductory chemistry. —  
Brown, David B. and Friedman, Lawrence B. 50, 3, 214.

Homogeneous catalysis in industrial synthesis. Acetaldehyde vinyl acetate, —  
and vinyl chloride. Bartley, F. R. 50, 4, 1973.

Diphenyl ether. A versatile substance for laboratory demonstration. Cases, Jai  
me C. 50, 6, 420.

Construction of a self-filling pycnometer in five minutes. McCullough, Tho—  
mas. 50, 8, 546.

Maple syrup production as a laboratory exercise. Burt, Norman E. 50, 9, 623.

Mechanochemical energy conversion. Pines, E., Wun K. L. and Prins W. 50, 11,

753.

Demonstrating rubber elasticity. Rodríguez F. 50, 11, 764.

1974.

$C_{30}H_{62}O_2$ . A solid alcohol from flowers petals. MacCullough, Thomas. 51, 4, -  
264.

FISICOQUIMICA I.

1948.

The experimental basis for the study of atomic structure. Morrel William E.  
25, 10, 551

1949.

A General Chemistry experiment in radioactivity. Scherer, George A. 26, 2, 111

1950.

A model illustrating the effects of thermal agitation. Woolley, Roscoe H. and  
McLachlan Jr. 27, 4, 187.

Teaching ionization potentials in general chemistry laboratory. Scherer Geor  
ge A. 27, 6, 331.

A convenient demonstration of diamagnetism. Taylor, Erich A o'D. 27, 8, 457.

1951.

Experiments on radioactivity in the first course in College Chemistry. Brown,  
Charles A. and Rochow, E. G. 28, 10, 521.

A demonstration on the chemistry of color. Bunce, Stanley C. and Hammer Henry  
F. 28, 10, 546.

1953.

Atomic structure and the photoelectric effect. Brockett, Clyde P. 30, 10, 498

1954.

A magnetic model of polyelectrolyte interaction. Conway. B. E. 31, 9, 477.

1957.

An experiment to determine a photochemical quantum yield. Vernon, Arthur A.  
and Forbes, George S. 34, 6, 35.

1965,

Chemical reactions of color centers. Kohn, Harold W. 42, 7, 356.

1968.

C-H bond strengths. A physical chemistry experiment. Boobyer, Glynne J. and  
Cox A. Peter. 45, 1, 18.

The Becquerel effect. Ensanian, Minas. 45, 4, 240.

Demonstration of uncertainty principle. Laurita, William. 45, 7, 461.

1969.

Determining Avogadro's number from the volume of monolayer. Moynihan, Corne-  
lius T. and Goldwhite, Harold. 46, 11, 779.

1913.

Charge and mass of electron. An introductory experiment. Thompson, C. C. ---  
50, 6, 434.

FISICOQUIMICA II.

1945.

A chemical- physical change demonstration apparatus. Alexander P. Marion. —  
22, 4, 169.

1946.

The introduction to Thermodynamics. Duncan McRae. 23, 8, 366.

1949.

A laboratory experiment to illustrate deviation from ideal gas laws. Wagner,  
Herman B. 26, 5, 278.

1950.

A model illustrating the effects of thermal agitation. Woolley, Roscoe H. and  
Mc Iachlan Jr. Dan. 27, 4, 187.

A Lecture demonstration of Gay-Lussac's Law. Dannelly, Clarence C. and Lash,  
M. E. 27, 11, 618.

1952.

A simple demonstration of Carnot cycle. Galingaert, George. 29, 8, 405.

1954.

A demonstration of compressibility measurements on gaseous fluids. Baron, —  
John D. and Watson, George M. 31, 2, 74.

A calorimeter for determining specific heats of liquids. Charles, Robert G.  
31, 11, 577.

1955.

A simple Charles's Law experiment. Damerell, V. R. 32, 10, 534.

Calorimeter for determining heat capacities of liquids. Greene, Stanley A. —  
32, 11, 577.

Apparatus for the demonstration of conductivity of electrolytes. Suter, Hans  
A. and Kaelber, Lorraine. 32, 12, 640.

1962.

A model for introducing the entropy concept. Bockhoff, Frank H. 39, 7, 340.

1963.

Maxwell's demon demonstrator. Sussman M. V. 40, 1, 49.

Temperature dependence of equilibrium. (A first experiment in general chemis-  
try). Mahan, Bruce H. 40, 6, 293.

1965.

Interaction in chemical systems. The methanol-water system. Neiding, H. A. ,  
R. T. and Lockwood K. L. and Teates T. G. 42, 7, 368.

An apparent exception to the first law of thermodynamics. A demonstration -- involving liquid-diffussion. Worley, John David. 42, 6, 337.

1966.

Thermodynamics from dipole moments. An experiment in Physical chemistry. J. B. Moffat. 43, 2, 74.

Demonstrating concepts of statistical thermodynamics. More on the Maxwell -- demon bottle. M. V. Sussman. 43, 2, 105.

The indirect determination of heat capacity,  $C_p$ , of liquid. Stanley J. Gill and Earl M. West. 43, 10, 557.

1967.

An experimental approach to ideal Gas Law. W. G. Breck, and F. W. Holmes. -- 44, 5, 293.

Charles's Law. A general chemistry experiments. Daniel T. Haworth. 44, 6, 232.

Capillary tube experiments for introductory chemistry laboratory. H. D. Gesser, Caroline Lithown, D. Brattston, and Ian Thompson. 44, 7, 387.

Accurate measurement of gas volumes by a soap-film method. O. Hello 44, 10, 568.

The Thermodynamic properties of ammonium carbonate. An experiment in heterogeneous equilibrium. Michael J. Joncich, Bruce H. Solka and John E. Bower. - 44, 10, 598.

1969.

The thermal decomposition of 2,5-dihydrofuran vapor. An experiment in gas -- kinetics. Rubin, Jay A. and Filseth, Stephen V. 46, 1, 157.

1970.

Two lecture experiments in elementary thermodynamics. W. H. Eberhart. 47, 5, 362.

1973.

A Charles's Law experiment using a ballon or a plastics bag. Murdock, Howard D. and Howthorne Jr. Robert M. 50, 8, 528.

1974.

A Dalton's Law experiment for students in the health sciences. Feigh, Dorothy M. 51, 4, 273.

FISICOQUIMICA III.

1947.

Boiling point elevation as an experiment in general chemistry. Greig S. Hoyt 24, 11, 563.

1948.

The use of egg albumin to demonstrate colloidal phenomena. I. Carrol King and Ruth E. Peterson. 25, 9, 488.

1949.

A lecture experiment to demonstrate the adsorption of gases by solids. McLau galin, R. R. and Azis D. 26, 6, 325.

1951.

An experiment for measuring the thermal conductivity of gases. Linde, Harry W. and Rogers L. B. 28, 11, 576.

1955.

A Raoult's law experiment for the general chemistry course. (Manometry without a manometer). Harrys, Frank E. and Nash, Leonard K. 32, 11, 575.

1958.

A molecular weight determination by boiling-point elevation. (A freshman — research project). Wolthuis, Enno, Visser, Marylyn and Oppenhuizen, Irene. — 35, 8, 412.

1959.

Apparatus for the study of liquid-vapor equilibria. Balson, E. W. 36, 5, 214

1960.

Determination of solubility ( A laboratory experiment). Wolthuis, Enno, — Pruiksmá, Arthur B. and Heerema, Robert P. 37, 3, 137.

1962.

Experiment for general chemistry V. Equilibria in ionic solutions. Koked, R. J. Dorfman, M. K. and Mathia, T. 39, 2, 93.

Ideal solutions laws. ( Apparatus and experiment). Tobey, Stephen W. 39, 5, 258.

1964.

A colorimetric Chemical Kinetics Experiments. Corsaro, Gerald. 41, 1, 48.

Method for the determination of liquid-vapor binary equilibria. Colgate S. — O. and Hanrahan, R. J. 41, 8, 433.

A second order kinetics experiment. Teerlenk, Wilfred J., Asay Heanette and Sugehara, James M. 41, 3, 161.

1965.

Interaction in Chemical Systems the KCl-methanol-water system. Neidig, H. A. Yingling R. T. Lockwood, K. L. and Teates, T. G. 42, 7, 368.

1966.

The dissolution of tin in solutions of iodine. A kinetic Experiment. J. F. — Davies and A. F. Trotman-Dickenson. 43, 9, 483.

1968.

Apparatus for determining vapor density. Uglum, K. L. Carson L. M. and — Riley K. V. 45, 3, 203.

Calculation of activity coefficients from spectroscopic data. A physical chemistry experiment. Worley, John D. and Fussaro, David R. 45, 8, 534.

1969.

Activation energy determination. An organic Chemistry experiment. Bryan Ashley M. and Olafsson, Patrick G. 46, 4, 248.

Graham's laws: Simple demonstrations of gases in motion. Part II. Experiments Evans, R. B. III, and Lone, L. D. and Maso E. A. 46, 7, 423.

1973.

A practical energy experiment or lecture demonstration. Garin, David L. 50, 7, 497.

QUIMICA INORGANICA.

1945.

An apparatus for the determination of molecular weights by method of Lumsden Otto F. Seibach. 22, 1, 22.

Agitation and crystallization. A practical laboratory experiment. Arthur W. - Evor. 22, 4, 200.

A semimicro boiling-point test tube. Arthur Furst and John W. Bohner. 22, 11, 531

Qualitative synthesis of water by volume. A classroom demonstration. Samuel Schenberg. 22, 11, 537.

1946.

A simple sublimation apparatus. John Pitha. 23, 1, 403.

1948.

Producing an alloying element of high purity. W. L. Hammerquist. 25, 7, 392.

1949.

Laboratory applications of ion exchange techniques. Edward R. Tomkins 26, 2, 92

A general chemistry experiment in radioactivity. George A. Scherer. 26, 2, - 111.

The decomposition of silver oxide, an autocatalytic reaction. George C. Hood Jr. and George W. Murphy. 26, 3, 169.

Hardness in water. A demonstration. E. J. H. Birch. 26, 4, 196.

1950.

The separation of inorganic ions by paper partition chromatography. W. Joe - Frierson and Mary Jo Ammons. 26, 1, 37.

New methods for the determination of molecular weight by vapor density. W. H. Eberhardt. 27, 5, 248.

Teaching ionization potentials in the general chemistry laboratory. George - A. Scherer. 27, 6, 531.

Equivalent weight by reduction of copper oxide. A modified procedure. Daniel B. Murphy. 27, 7, 463.

1951.

Large crystals of monoclinic sulfur. Milton G. Wolf. 28, 8, 427.

The effect of nitrous acid on the oxidizing power of nitric acid. Robert C. - Brasted. 28, 8, 442.

Demonstration of ozone from bottled oxygen. J. E. Ransford. 28, 9, 477.

1952.

A lecture demonstration of ion exchange. James Boyd Smith. 29, 6, 292.

1953.

A convenient apparatus for the distillation of solids. Lloyd B. Barkley, James K. Thomas F. Mc. Grath and Robert Levine. 30, 3, 115.

Demonstration of intermediate position of cobalt between iron and nickel. — Ernest M. Goldstein. 30, 8, 387.

Paper chromatography for students. R. Quentin Blackwell and Leonard S. Fosdick. 30, 12, 614.

1954.

Ion-exchange chromatography for high-school students. William Rieman. 31, 4, 212.

1955.

Synthesis of copper (I) sulfide. Samuel R. Scholes, Jr. 32, 7, 305.

1956.

The use of colloidal graphite for laboratory demonstration. Edward A. Smith. 33, 12, 600.

1957.

The determination of normal boiling points at high altitudes. Luis W. Levy - and Oswaldo E. Proaño. 34, 9, 440.

1968.

Long-lived soap-bubbles (The use sodium 9, 10 dibromo stearate solutions) — A. L. Kuehner. 35, 7, 337.

1963.

Some experiments on the stoichiometry of reactions. H. R. Tietze. 40, 7, 344

1964.

Kinetics of the thermal decomposition of silver permanganate. A solid state chemistry experiment. Mark K. Goldstein, Ted B. Flamagan. 41, 5, 276.

The oxidation of iodide ion by persulfate ion. P. C. Moews and R. H. Petrucci. 41, 10, 549.

1965.

Radio tracer studies of metal-metal ion exchange. David S. Newman 42, 9, 477

Experiments in inorganic paper chromatography. 42, 9, 477.

Improvised melting point apparatus. F. E. Rogers 42, 11, 619.

A student Buoyancy-bulb apparatus. K. B. Oldham and B. Rand. 42, 12, 664.

1966.

- The direct synthesis of organometallic compounds. Eugene G. Rochnow 43, 2, 58
- The photochemical reaction of Xenon with Fluorine at room temperature. A demonstration of reactivity of Xenon. John H. Holloway. 43, 4, 203.
- The spectrum of atomic hydrogen. A freshman laboratory experiment. J. Leland Hollengerg. 43, 42, 16.
- The spectrum of atomic hydrogen. A mass Scale Freshman laboratory experiment A. Companion and K. Schug. 43, 11, 591.

1967.

- The stoichiometry of an oxidation-reduction reaction. An elementary chemistry experiment. W. C. Child Jr. and R. W. Ramette. 44, 3, 109.
- A practical method of removing oxygen from inert gases. A. D. Broadbent. --- 44, 3, 145.

1969.

- A simple method for the identification of borosilicate glass. Drake, Robert F. 46, 1, 49.
- Turbidimetric determination of chelated calcium at various pH levels. An analytical laboratory experiment. L'Annunziata, Michael F. and Fuller Wallace. 46, 3, 172.
- Induced redox reactions. An experiment for introductory analytical laboratory. Baron, Bill N. and Aikens, David A. 46, 4, 246.
- Correlation between ligand field theory and complex dissociation. A kinetics experiment. Brumfitt G. 46, 4, 250.
- A flotation method for growing large simple crystals. Fischrigger, Andrew J. 46, 8, 486.

1971.

- The preparation and analysis of some double salts. An introductory experiment Fred A. Snavely and Claude H. Yoder. 48, 9, 621.
- Gas Laws. Equilibrium and the commercial synthesis of nitric acid. A simple demonstration. M. Dale Alexander. 48, 12, 972

1973.

- The law of definite proportions. An experiment for introductory chemistry. - Wilhelm Dale. 50, 6, 436.
- Preparation on reagent grade Iron (III) oxide from iron ore . An Experiment for freshman chemistry. Mulckozi, A. N. 50, 9, 634.
- The reduction of CuO with burner gas and without a fume hood. A high school chemistry experiment. Zidick, Clem and Weisman, Thomas. 50, 10, 717.

QUIMICA ORGANICA.

1945.

Construction of a fractionating column. Robert Taft Jr. and Calvin A. Vander Werf. 22, 2, 82.

The use of semimicro technic in organic chemistry VI. Semimicro fractional -- distillation. Nicholas D. Cheronis and Nathan Levin. 22, 2, 85.

The laboratory preparation of D. D. T. S. F. Dalling 22, 4, 170.

Agitation and crystalization. A practical laboratory experiment. Arthur W. - Devor. 22, 4, 200.

Elastic silica a demonstration. James W. Cole. 22, 7, 97.

A simple experiment illustrating the preparation and properties of isobutylene (2-methyl propene). Charles Barkenbus and Jerry B. Kelley. 22, 7, 356.

The preparation and refining of cane sugar. A laboratory experiment. F. Fromm Nicanor Quiñones, Raul Maldonado. 22, 9, 502.

1946.

Demonstration of the existence of a free radical. L. Michaelis. 23, 7, 317.

1947.

Preparations of 2, 4,-D(2,4 Dichlorophenoxyacetic acid). Ellen Ebel, Jane - Bell, Arthur Fries, Carl Kasey and J. M. Berkebile. 24, 9, 449

Laboratory experiments dealig with the manufacture of points. F. S. Boig. -- 24, 12, 594.

1948.

Preparation of acyl-chlorides with thionyl chloride. Saverio Suffanti. 25, - 9, 481.

Preparation of antic(  $\alpha$  -Naphthylthiourea) from Naphtalene. J. M. Berkebile and Arthur H. Fries. 25, 11, 617.

Preparation of ammonium monosulfide from ammonium polisulfide. Carl E. Otto 25, 11, 675.

1949.

An improved apparatus for the distillation of miscible binary liquid systems Mikus, F. F. 26, 4, 250.

Apparatus for lecture demonstration of optical activity. Noller, Carl R. 26, 5, 269.

A simple ketene generator. Wang, S. C. and Schueker, F. W. 26, 6, 325.

Small-scale experiments for the organic chemical laboratory. (Preparation -- and isomerization of levo-methanone). Wright, George F. 26, 8, 422.

Automatic trap for laboratory steam distillation. Nickels, J. E. 26, 10, 533  
1950.

Drying tube for the organic laboratory. Canin, Martin. 27, 2, 75.

A simplified laboratory experiment in paper partition chromatography. Gage,  
Thomas B. Douglas, Casl D. and Wender, Simon H. 27, 3, 159.

A new Friedel-Crafts synthesis for the begining student. Hart, Harold 27,7,398  
1951.

A simplified construction for vacuum distilling apparatus. Wendland, Ray. 28  
6, 332.

The preparation of 2-bromonaphtalene. Wolfe, Wintrop C. and Doukas, Harry M.  
28, 9, 472.

A scheme for the quantitative identification of amino acids. Dunn, MaxS. and  
Drell, William. 28, 9, 480.

1952.

The molecular weight of a protein. A student determination of osmotic presure  
Peterson, Sigfred. 28, 9, 486.

A new semi-micro technique in the teaching of preparative chemistry. Connolly  
Joseph M. and Oldham Graham. 29, 6, 310.

The thermomatic steamer. Wendland, Ray. 29, 7, 364.

The fredel-Crafts reaction in elementary organic laboratories. Wright, Oscar  
L., Fuhlhage, Donald and Sheridan, Earr. 29, 12, 620.

1953.

A vacuum drying apparatus for small samples. Reinheimer, John D. 30, 3, 139.

A continous liquid-liquid extraction apparatus. Danieley, J. Carl. 30, 4, 139  
Differentiating between primary, secondary and tertiary alcohols. Ritter, —  
Frank O. 30, 8, 395.

1954.

Efficient absortion trap for noxious gases. Kaye, Irving Allan, Attler, Louis  
and Tweed. 31, 5, 266.

A sublimation apparatus for rapid separations. Pino, Lewis N. and Zehrun, —  
Winfield S. 31, 9, 476.

1955.

Preparation of anhydrous pyridine hydrochloride. Taylor, Moddie D. and Grant,  
Louis. 32, 1, 39.

The grignard reagent reaches the freshman. King, W. Bernard and Beel John A.  
32. 3. 146.

A laboratory exercise in catalytic dehydrogenation. Allison, Elizabeth, ---  
Gordich, Richard and Riner, L. O. 32, 4, 209.

Automatic safety trap for laboratory steam distillations. Hubbard, Edward M.  
32, 7, 376.

Continuous reactors for preparing organic chemicals. Allen, C. F. H., Ryers,  
Jr. J. R., Humphlett, W. and Reynolds, D. D. 32, 8, 394.

1958.

Polymerization of ethylene at atmospheric pressure. A demonstration using a  
"Ziegler" type catalyst. Zilkha, Albert, Calderon, Nissim Rabani, Joseph and  
Frankel, Max. 35, 7, 344.

Anionic polymerization of vinyl monomers. A demonstration. Zilkha, Albert.,  
Albeck Michael and Frankel, Max. 35, 7, 345.

1959.

The nylon rope trick. Demonstration of condensation polymerization. Morgan,  
Paul W. and Kwolec, Stephanie L. 36, 2, 182.

Preparation of 2,4, dinitro phenylhydrazones. Demonstrating acid catalysis.  
Shine, H. J. 36, 11, 575.

1960.

A separation and identification experiment for elementary organic chemistry  
laboratory. Laughton, Paul M. 37, 3, 133.

A safe method for preparation of uncontaminated hydrazoic acid. Kemi, Maryland  
D. 37, 3, 142.

Identification of amino-acids in a protein hydrolysate by paper chromatogra-  
phy. Clapp, Leallyn B. and Hansch, Corwin. 37, 6, 297.

A universal azeotropic water separator. Balasubrahmanyam, S. N. 37, 9, 475.

A simple extraction experiment. Ellis, Lilian N. and Fox, Marjorie. 37, 10, -  
510.

1961.

Experiments in acid-base catalysis. Leisten, Ja. A. 38, 3, 132.

A demonstration of optical rotation with an "Esquimo Yo-Yo". Gill, S. J. 38,  
5, 263.

Polystyrene. A multistep synthesis. Wilen, Samuel H., Krimer, Chester, B. ---  
and Waltoher, Irving. 38, 6, 304.

Determination of saponification equivalents of phenolic esters. Tobey, S. W.  
McGregor, S. D. and Vottrill, Sharon L. 38, 12, 611.

1962.

(Experiments for general chemistry IV). Chemical equilibrium: the hydrogenation of benzene. Kikes, R. J., M. K. and Mathia, T. 39, 2, 91.

A student preparation of butyl ether. Smith, William B. 39, 4, 212.

A gas chromatography analysis for the elementary organic laboratory. ---

Schimelpfening, C. W. 39, 6, 310.

1963.

A Diels-Alder reaction experiment. Sheppard, William J. 40, 1, 40.

Preparation of diphenylmethane (simplified procedure: purer product) Ellis, William D. 40, 7, 346.

$\alpha$ -pinene, a starting material for sequence of organic experiments. Domínguez, X. A. and Leal, G. 40, 7, 360.

A Diels-Alder student preparation. Ellett, Jr. J.C. 40, 10, 543.

Simple method for the preparation of 2,4-dinitroaniline. Ashton, A. A. 40, - 10, 545.

1964.

The direct esterification of phenols. Offenbaver, Robert D. 41, 1, 39.

The Friedel-Crafts alkylation of benzene. Dunathan, H. C. 41, 5, 278.

1965.

X ray cristalography "experiment". Powder patterns for alkali halides. P. --- Peter Boer and Truman N. Jordan. 42, 1, 76.

Absorption of benzene on silica-gel. A high vacuum experiment. Hanson, Jonathan C. and Stafford, Fred. E. 42, 2, 88.

A three step synthesis 2,4, dinitrophenylhydrazine from benzene. Ault, Addison. 42, 5, 267.

Potentiometric titration of aspirin in ethanol. Shen, Samuel Y. and Gelman, Alfred S. 42, 9, 540.

Melting point techniques for volatile mixtures. Wilcox, W. R. 42, 11, 616.

Reactions mechanisms in organic chemistry II. The reaction intermediate. --- Caserio, Marjorie C. 42, 11, 627.

1966.

Acetylation of ferrocene. A chromatography experiment for elementary organic laboratory. Richard E. Bozak 43, 1, 62.

Piperazine as the diacetate. An organic gravimetric experiment. George W. --- Latimer Jr. 43, 3, 148.

Excited-state dissociation. Laboratory exercise using fluorescence. David W Ellis. 43, 5, 259.

1967.

Polymerization Kinetics. Dead-end radical polymerization. E. Senogles and L. A. Woolf. 44, 3, 157.

Preparation and crosslinking of an unsaturated polyester. An organic chemistry experiment. M. P. Stevens. 44, 3, 160.

Determination of glucose. A Kinetics experiments for the analytical course.

E. Clifford Toren Jr. 44, 3, 172.

Preparation of terephthaloyl chloride. Prelude to ersatz nylon. Norman C. -- Rose. 44, 5, 283.

1968.

A simplified electrolytic preparation of iodoform. An anodic organic laboratory experiment. Lariviere Sister factitia Marie. 45, 1, 54.

3-sulfolene: a butadiene source for a Diels-Alder synthesis. An undergraduate laboratory experiment. Sample Jr. Thomas E. and Hatch, Lewis F. 54, 1, 55.

The Eschweiler-Clark methylation of amines. An organic chemistry experiment. Pine, Stanley H. 45, 2, 118.

The identification of vegetable oils. A gas chromatography experiment. Cover Richard E. 45, 2, 120.

Pseudohalogens. A general chemistry laboratory experiment. Kauffman, George B., Foust, Gary E. and Tun, Peggy. 45, 2, 141.

Using TLC to follow the oxidation of a secondary alcohol to a ketone. Davis, Michael. 45, 3, 192.

Chromic acid oxidation of alcohols. A simple experiment on reaction rates. - Lanes, Rose M. and Lee, Donald G. 45, 4, 269.

Precipitation from mixed solvents. A demonstration. Janes, Jerry L. 45, 6, 433

Natural products isolation-Orange oil. An undergraduate organic experiment. Greenberg, F. H. 45, 8, 537.

Laboratory experiments for the introductory chemistry course. Walter, Robert I. 45, 10, 673.

1969.

Kinetics of condensation in polymerization. Preparation of a polyester. McCaffery, Edward L. 46, 1, 59.

Preparation of p-anisonitrile. An organic chemistry experiment. Smith Richard F. and Bates, Alvin C. 46, 3, 174.

- Saponification of aspirin in dimethyl sulfoxide. Vinson, Joe A. and Racher - Edward K. 46, 4, 245.
- Activation energy determination. An organic chemistry experiment. Bryan, --- Ashley M. and Clafson, Patrick, G. 46, 4, 248.
- Two fluorescence experiments. Russo, Salvatore F. 46, 6, 375.
- Hydrolysis of group IV chlorides. A laboratory experiment. Yocer, Claude H. 46, 6, 382.
- Tertiary ammonium chlorides. A problem in organic qualitative analysis. Raush G. W. and Christech, R. P. 46, 8, 517.
- Electrolytic preparation of iodoform. Helle, K., Rijks, J. A. Janssen, I. J. J. and Schuyl, J. W. 46, 8, 518.
- Chlorination of 2,3,-dimethylbutane. A quantitative organic chemistry experiment. Markgraf, J. Hodge. 46, 9, 610.
- Preparation of adamantane. An introductory organic chemistry experiment. Ault Addison, Kopet, Rachel. 46, 9, 612.
- Basic organic laboratory techniques and problem solving. The tritiation of --- 4 nitrophenol. Pearson, Robert E. 48, 10, 692.
- The Hantzsch pyridine synthesis. A factorial design experiment for the introductory organic experiment. Norcross, B. E., Clement, C. And Weinstein M. --- 46, 10, 694.
- Preparation of sulfanilamide from aniline. An organic chemistry experiment. Hurdis, Everett C. Yang Josephine W. 46, 10, 697.
- Identification of unknown ester. An analytical-organic experiment. Robert --- L. and Husk, G. Ronald. 46, 11, 769.
- Hydrolysis of latex paint in dimethyl sulfoxide. Vinson, Joe A. 46, 12, 877. 1970.
- An experiment to illustrate nucleophilic aromatic substitution and tautomerism J. L. Farmer and E. I. Haws. 47, 1, 41.
- Isomerism in transition metal complexes. An experiment for freshman chemistry laboratory. Richard D. Foust Jr. and Peter C. Ford. 47, 2, 165.
- Dependence of molecular weight of polystyrene on initiator experiment. Paul Ander. 47, 3, 233.
- A model for demonstrating the rotation of polarized light by asymmetric molecule. James P. Berry 47, 9, 659.
- Preparation of the proteins by micro organisms. A laboratory experiment. H. M. L. Dieteren and A. P. H. Xchouteten 47, 9, 663.

1971.

Substituent effects on aromatic electrophilic substitution. An "experimental" class exercise. Philip R. Ferguson 48, 6, 405.

Two thermochromic compounds. Preparations for the introductory organic laboratory. Addison Ault, Rachel Kopet, and Arthur Selanz. 48, 6, 410.

1973.

TCL detection of caffeine in commercial products. Pavlick, James W. 50, 2, 134

Homogeneous catalysis in industrial synthesis. Acetaldehyde, vinyl acetate - and vinyl chloride. Hartley, F. R. 50, 4, 273.

Molecular weight determination of aldehydes and ketones. A quantitative organic experiment. Steinhaus, Ralph K. 50, 4, 293.

Diphenyl ether. A versatile substance for laboratory demonstrations. Cases, - Jaime C. 50, 6, 420.

A questionable method of distinguishing maleic and fumaric acids. Noldan, - Lawrence R. and Pallard, Bruce. 50, 7, 457.

The determination of pesticide residues. A laboratory experiment. Jarodch, - Richard. 50, 7, 507.

Demonstrating Rubber Elasticity. Rodríguez F. 50, 11, 764.

Coffee, tea, or.....cocoa. A trio of experiments including the isolation of - theobromine from cocoa. Pavia, Donald J. 50, 11, 791.

1974.

Determination of p-aminobenzoic acid in urine. A student laboratory experiment Gammons, Richard E. and Stewart, James T. 51, 4, 275.

La estructura misma del Taller exige que las prácticas seleccionadas y relacionadas en las páginas anteriores por materia, sean divididas a su vez en cuatro grandes grupos: las que demuestren leyes, las que demuestren conceptos, las que traten de realización de proyectos y las que específicamente se refieren a la construcción de aparatos.

Con fines exclusivamente demostrativos de lo que puede hacerse — con todas las prácticas seleccionadas, a continuación se listan las referencias de algunas de ellas agrupadas en esta forma y ordenadas alfabéticamente.

Las prácticas de demostración de conceptos y demostración de Leyes, serán las que se utilicen en el Taller que se llevará a cabo durante el primer semestre, en el cual, como ya se dijo antes, el trabajo será individual.

Las correspondientes a Proyectos y Construcción de Aparatos serán las que se utilicen en el Taller que se realice durante el segundo semestre, las cuales, por el mayor grado de dificultad que poseen requieren para su realización en el tiempo predeterminado, el concurso de varias personas.

El objeto de ordenar alfabéticamente dichas prácticas es evitar, hasta donde esto sea posible, que los temas se repitan dentro de un mismo grupo, dado que es posible que hubiera pérdida de interés de parte de los alumnos, principalmente en el momento de la exposición de los temas.

DEMOSTRACION DE CONCEPTOS.

- Activity coefficients from spectroscopic data. Calculation of -. Worley, -- John D. and Fussaro, David R. 48,8,534 (1968).
- Atomic structure. The experimental basis for the study of -. Morrell, William E. 25,10,551. (1948).
- Atomic structure and the photoelectric effect. Brockett, Clyde P. 30,10,498 (1953).
- Avogadro's number from the volume of a monolayer. Determining -. Moynihan, Cornelius T. and Goldwhite Harold. 46,11,779. (1969).
- Bequerel effect. The -. Ensanian, Minas. 45,4,240. (1968).
- Boiling Point elevation as an experiment in general chemistry.- Hoyt, Creig S. 24,11,563.
- Carnot cycle. A simple demonstration of the -. Calingaert, George. 29,8,405 (1962).
- Colloidal phenomena. The use of egg albumin to demonstrate -. King, L. Carrol and Peterson Ruth E. 25,9,488. (1948).
- Color. A demonstration on the chemistry of -. Bunce, Stanley C. and Hammer Henry T. 28,10,546 (1951)
- Chemistry. Tested demonstrations in general -. Alyer, Hubert N. 32,1,28 -- (1955).
- Diamagnetism. A convenient demonstration of -. Taylor, Erich A. O. D. 27,8, 457 (1950).
- Diffusion in liquids: a class experiment. Watts, H. 39,9,477. (1962).
- Electron. Charge and mass of the -. Thompson, C. C. 50,6,435 (1973).
- Energy determination. Activation -/ Bryan, Ashley M. and Olafsson, Patriak. 46,4,249 (1969)
- Equivalent weight by reduction of copper oxide. A modified procedure. Murphy, Daniel B. 27,8,463. (1950).
- Equilibrium. Temperature dependence of -. Mahan, Bruce H. 40,6,293 (1963).
- Equilibria. Method for the determination of liquid-vapor binary -. Colgate, S. O. and Hanrahan R. J. 41,8,433 (1964).
- Heat capacity, Cp of a liquid. The indirect determination of -. Gill, Stanley J. and West, Earl M. 43,10,557. (1966).
- Hydrogenation. Kercheval, James W. and Armbruster, Lloyd A. 21,1,12 (1944).
- Interaction in chemical systems. Neidig, H. A, Yingling, R. T. Lockwood, K.

- L. and Teates, T. G. 42,7,368. (1965).
- Ionic reaction. The activation energy of an -. Shurvell, H. F. 43,10,555. - (1966).
- Ion exchange. A lecture demonstration of -. Smith, James Bond. 29,6,292. - (1952).
- Iodide Ion by persulfate ion. The oxidation of -. Moews Jr., P. C., and Petrucci, R. H. 41,10,549 (1964).
- Joule/Thomson coefficient. Measurement of the -. Hecht, Charles E. and Zimmerman, George. 31,10,530 (1954).
- Kinetics experiment. A colorimetric chemical -. Corsaro, Gerald. 41,1,49. - (1964).
- Kinetic versus thermodynamic control. McGreen, L. A. and Keuger, T. L. 48, 6,401. (1971).
- Kinetics experiment for first year chemistry. A -. Schaefer, William P. 41, 10,558 (1964).
- Le Chatelier's principle. Apparatus for illustrating -. Tucker Jr., W. C. - 35,8,411 (1958).
- Liquid Viscosity measurement using a buret. Sorrell, Charles A. 48,4,252 - (1971).
- Maxwell's demon demonstrator. Sussman, M. N. 40,1,49. (1963).
- Molecular diameters by the use of the crookes radiometer. Determination of - Smith, John H. 47,8,591 (1970).
- Nitrous acid on the oxidizing power of nitric acid. The effect of -. Brasted Robert C. 28,8,442 (1951).
- Osmotic Flow. An experiment on -. Barrera, Luis M. 36,5,245 (1959).
- Redox Reactions. Induced -. Baron, Bill N. and Hikens, David A. 46,4,247. - (1969).
- Silver oxide an autocatalytic reaction. The decomposition of -. Hood, George C. and Murphy, George W. 26,3,169.
- Soap Bubbles. Long-lived. Kuehner, R.L. 35,7,337. (1958).
- Stoichiometry of reactions. Some experiments on the -. Tietre, A. R. 40,7, 344. (1963).
- Stoichiometry of an oxidation-reduction reaction. The -. Child Jr., W. C. and Ramette, R. W. 44,21,109 (1967).
- Solubility. Determination of -. Wolthuis, Enno, Pruiksma, Arthur B. and Heerma, Edbert P. 37,3,137.
- Thermodynamics. Demonstrating concepts of statical thermodynamics. More on

the Maxwell demon bottle. Sussman, M. V. 43,2,105 (1966).

Vibration. Normal modes of -. Davis, Donald R. 50,3,180. (1973).

DEMOSTRACION DE LEYES.

- Capillary tube experiments for introductory chemistry laboratory. Gesser, N. D., Lithown, Caroline, Brattston, D. and Thompson, Jan. 44,7,387 (1967).
- Charles and Boyle's Laws.- Denor, Arthur W. 22,6,268. (1945).
- Dalton's Law experiment for students in the health sciences. A.- Feigl, Dorothy M. 51,4,273. (1974).
- Definite proportions. The Law of -. Wilhelm, Dale L., 50,6,437. (1973).
- First Law of thermodynamics. An apparente exception to the -. Worley, John David, 42,6,337. (1965).
- Gas Buret. A simple automatic -. Goodwin, Robert D. 31,7,369. (1954)
- Gay-Lussac's Law. A lecture demonstration of -. Danelly, Clarence C., and Lash, M.E. 27,11,618 (1950).
- Gay Lussac's Law of combining volumes. Hamlehurst, Thomas H. and Billinger, R. D. 22,10,511. (1945).
- Graham's Laws: simple demonstration of gases in motion. Evans, R. B. Love, L. D. 46,7,423 (1969)
- Ideal Gas Law. An experimental approach to the -. Breck, W. G. and Holmes, F. W. 44,5,293 (1967).
- Ideal Gas Laws. A laboratory experiment to illustrate deviation from - Wagner, Herman B. 26,5,278 (1949)
- Ideal solution Laws. Apparatus and experiment. Tobey Stephen W. 39,5,258. - (1962).
- Mechanochemical energy conversion. Pines E., Wun K. L. and Prins, W. 50, - 11,753. (1973).
- Raoult's Law experiment for the general chemistry course. A -. (Manometry - without a manometer). Harris Frank E. and Nasch, Leonard K. 32,11,575 (1955)
- Water by volume. Qualitative synthesis of - Schenberg, Samuel. 2,11,537 (1945)

P R O Y E C T O S .

- Agitation. A model illustrating the effect of thermal -. Wolley, Roscoe H. and McLachlaw Jr., Dan. 27,4,187 (1950).
- Alloying element of High purity. Producing an -. Hammerquist, W L. 25,7,392 (1948).
- Aspirin project. The -. Blown David B. 50,3,214. (1973).
- Calcium and Magnesium in milk with edta. Titration of -. Mc Cornick, Patrick G. 50,2,136 (1973).
- Cane sugar. The preparation and refining of -. A laboratory experiment. -- Fromm F., Quiñones, Nicanor and Maldonado, Raul. 22,10,502 (1945).
- Catalysis in industrial synthesis. Homogeneous -. Acetaldehyde, vinyl acetate and vinyl chloride. Hartley, F. R. 50,4,263. (1973).
- Chromatography. Experiments in inorganic paper -. Walton, Harold F. 42,9, - 477. (1965).
- Complex compound. Preparation and analysis of -. Sebera, Donald K. 40,9,476 (1963).
- Distillation fractional. A laboratory experiment. Campbell, Richard D. 39,7, 349 (1962).
- Double salts. The preparation and analysis of some -. Sn<sub>a</sub>vely, Fred A. and Yoder Claude H. 48,9,621 (1971).
- Ethylene at atmospheric pressure. Polymerization. Zilkha, Albert, Calderon, Nissim, Rabani, Joseph and Frankel, Max. 35,7,344. (1958).
- Hardness in water. A demonstration. Birch, E. J. H. 26,4,196. (1949).
- Inks. Experiments with writing -. Neal, Roy, Bailey, C. F., and Casey, Robert S. 24,9,429. (1947).
- Iodoform. Electrolytic preparation of -. Helle, K., J. A., Janssen, L. J. J. and Schuyt, J. W. 46,8,578 (1969).
- Ion-exchange chromatography for High-School Student. Rieman William. 31,4,- 212. (1954).
- Iron (III) oxide from iron ore. Preparation of reagent grade -. Mulokozi, A. N. 50,9,634 (1973).
- Nitric acid in rain water. Gleason, Geoffrey I. 50,10,718. (1973).
- P-anisonitrile. Preparation of. Smith, Richard F. and Bates, Alvine. 46,3,174 (1969).
- Phosphates in detergents. Analysis of -. Kriz Jr. George S. and Kris Kay Dian 48,8,551 (1971)

Sodium perchlorate and anhydrous magnesium sulfate: two student preparations

W. Joe and Ammons, Mary Jo. 27,1,37 (1950).

Tin in solutions of iodine. The dissolution of -. Davies, J. F. and Trotman-Dickenson A. F. 43,9,483. (1966).

Xenon with fluorine at room temperature. The photochemical reaction of -. - Holloway, John H. 43,4,202. (1966).

A P P A R A T O S .

- Boiling Points. Apparatus for determining -. Simmons, L. M. 24,5,233. (1947)
- Buoyancy-Bulb apparatus. A student -. Oldham, K. B. and Rand, B. 42,12,664. (1954).
- Calorimetry. (experiments for general chemistry III). Kikes, R. J. Dorfman, M. K. and Mathia T. 39,2,90. (1962)
- Calorimeter for general chemistry. A -. Garrin D. L. 45,1,37. (1968)
- Chemical-Physical change demonstration apparatus. A -. Marion, Alexander P. 22,4,169. (1945)
- Distilled Water. An apparatus for the continous production of -. Taylor, - Jay E. 37,4,204. (1960)
- Distillation apparatus. An automatic -. Hinton, J. F., Than A. and Amis, E. S. 44,2,112. (1967).
- Distillation of solids. A convenient apparatus for the -. Barkley, Lloyd B., Sneed, James, K. Mc Grath, Thomas F. and Levine, Robert. 30,3,115. (1953).
- Equivalent Weight apparatus. An improved -. Brown, Oliver, L.J. 46,9,617. - (1969)
- Gas chromatography demostration apparatus. A -. Cowan, Paul J. and Sugihara, James M. 36,5,246. (1959)
- Hot-Air Dryer. A simple laboratory -. Biok, I. R. C. 23,3,127 (1946)
- Manometer. An easily constructed. -. Castro, Albert J. and Blood Alden E. - 31,1,23. (1954).
- Manometer. A simple inexpensive thermistor -. Hayes, Kenneth E. 47,1,53. - (1970).
- Melting-Point apparatus. A simple -. Gerd, Alexander. 31,12,645. (1954).
- Melting-Point block. Modified Maquenne. Schneider F. W. and Blank E. W., - 22,2,92. (1945).
- Molecular Weights by method of Lumsden. An apparatus for the determination of -. Steinbach, Otto F. 22,1,22. (1945)
- Molecular Weight by vapor density. New methods for determination of-. Eberhardt, W. H. 27,5,248 (1950).
- Ozone from bottled oxygen. Demostration of -. Ransford, J. E. 28,9,977 (1951)
- Photometer. Instrument for the freshman laboratory. Slobrugh, N. H., 41,1,12 (1964)
- Polarimeter. A student -. Nechumkin, Howard. 31,11,579 (1954).
- Reaction Rates with an A. C. conductivity Bridge. Determination of -. A student experiment. Chesick, John P. and Patterson Jr., A. 37,5,242. (1960).

- Refractometer. Construction of a simple -. Coe, Gordon R. Conton, Ralph, D. and Dessy, Raymond E. 41,6,337 (1964).
- Refrigeration experiments. Simple apparatus for -. Govinda Rau, N. R., and Subba-Ray M. G. 32,7,364. (1955).
- Sublimation apparatus for rapid separations. A -. Pino, Lewis N. and Zehning Worfield S. 31,7,476 (1954).
- Thermal conductivity of gases. An experiment for measuring the -. Linde, -- Marry W. and Rogers, L. B. 28,11,576 (1951).
- Thermometer. A mirror -. Marion, Alexander P., 22,10,506. (1945).
- Vacuum sistem. A simple -. Kokes, R. J., Dorfman, M. K. and Mathia T. 39,1, 20. (1962).
- Vapor density. Apparatus for determining -. Uglum, K. L., Carson, L. M. and Riley, R. V. 45,3,203 (1968).

## CAPITULO V.

### MODELOS DE PRACTICAS.

A fin de ilustrar de una manera objetiva como podrían ser presentadas por los alumnos las prácticas dentro del Taller que estamos proponiendo, seleccionamos una práctica de cada uno de los grandes grupos en las que previamente fueron clasificadas: demostración de leyes, conceptos, proyectos y construcción de aparatos y las realizamos en todas sus fases como suponemos podrán ser realizadas y presentadas por los propios alumnos, considerando el grado de conocimientos y habilidades que es factible posean en el momento de desarrollarlas.

En este mismo capítulo incluimos un modelo del instructivo que será entregado al alumno, junto con la práctica que le corresponda realizar, y que señala detalladamente cuáles son los requisitos que su trabajo debe llenar, a fin de evitarle pérdidas de tiempo y trabajo inútil por falta de especificación de lo que se le solicita.

Desde luego, como ya se dijo antes, aún cuando se ha tratado de detallarlo minuciosamente, el instructivo por sí mismo no es suficiente y deberá ser reforzado por las instrucciones verbales dadas por los respectivos maestros, así como por todos los ejemplos necesarios hasta conseguir la total comprensión de lo que se pretende.

MODELO DE INSTRUCTIVO PARA EL ALUMNO.

La práctica que se le entregará deberá usted realizarla solo, solamente podrá realizarla en equipo cuando así le sea señalado.

La traducción de la práctica debe hacerse lo más fielmente posible a fin de no alterar conceptos o datos que pudieran comprometer el buen resultado del experimento; no quiere decir con esto que la traducción deba ser literal.

El Plan de Trabajo que formule deberá contener los siguientes puntos:

I.- Introducción.

II.- Objetivos.

III.- Lista de Material.

IV.- Programación de actividades con cálculo de tiempo para cada una de ellas.

Por Plan de Trabajo entendemos, el plan práctico y completo que nos permita obtener, coordinar y controlar las actividades necesarias para lograr el objetivo o los objetivos que nos proponemos.

Introducción.- La introducción deberá contener toda la información que con respecto al tema pueda reunir, es decir, el marco de referencia teórico que le ayudará a comprender con mayor facilidad las distintas fases del experimento que realizará.

La introducción no será mayor de cinco cuartillas ni menor de una, procurando que la extensión, mayor o menor, no vaya en detrimento del contenido.

Objetivo.- El objetivo es la precisión de nuestros propósitos, en otras palabras, es determinar que es lo que queremos lograr a través de --

muestras actividades.

Lista de Material.- De acuerdo a la práctica que le haya correspondido, haga una lista del material o equipo que requiera para realizarla, se le recomienda precisar el tipo de material que requiera en cuanto a dimensiones, graduaciones, cantidad, calidad, etc., el laboratorio de la escuela le proporcionará todos aquellos que tenga en existencia, quedando a cargo de usted la obtención del material restante.

Programación de Actividades.- Programe todas las actividades que deba ejecutar para realizar el experimento, haciendo una estimación del tiempo que utilizará en cada una de ellas. Haga los ajustes necesarios al terminarlas.

Para facilitarle la labor le recomendamos utilizar una gráfica de Gantt.

La traducción y el Plan de Trabajo deberán ser mostrados a su maestro, como máximo, una semana después de que le haya sido entregada la práctica, a fin de que el maestro le dé las instrucciones pertinentes y pueda usted comenzar a realizar su trabajo experimental.

De dicho trabajo experimental deberá elaborar un reporte que contendrá los siguientes puntos:

- I.- Descripción del trabajo experimental.
- II.- Resultados obtenidos en el experimento.
- III.- Cálculos (cuando sean necesarios).
- IV.- Conclusiones.
- V.- Observaciones.

Descripción del Trabajo Experimental.- En este punto usted escribirá paso a paso cada una de las manipulaciones que efectuó en la realiza-

ción del experimento de una manera clara y precisa que permita, en un momento dado, reproducirlas.

Resultados obtenidos en el experimento.- Dependiendo del tipo de experimento que le haya tocado realizar, los resultados del experimento pueden darse por descripción o tabulación, o de ambas maneras si así fuera preciso.

Cálculos.- Si el experimento así lo requiere, en este punto usted señalará las operaciones matemáticas que realice con los datos experimentales obtenidos, o la interpretación matemática de sus resultados.

Conclusiones.- Del análisis objetivo de la información recopilada, de los datos y observaciones experimentales obtendrá usted las conclusiones. Por conclusión entenderemos el inferir, deducir una verdad de otras que se admiten, demuestran o presuponen.

Observaciones.- En observaciones usted reportará, por ejemplo, si consiguió los objetivos propuestos, en caso contrario a que se debió; si existe discrepancia entre los resultados obtenidos con los reportados, cuáles fueron las causas posibles de esta discrepancia; cuáles fueron los problemas encontrados en la realización de la práctica, como los resolvió; que sugerencias propone para evitarlos o que modificaciones sería conveniente hacer.

Al reporte deberá usted anexar la bibliografía consultada.

En la fecha y hora que su maestro le señale, ante un jurado integrado por sus compañeros y ante el resto del grupo, hará usted la exposición del trabajo que le tocó realizar.

Dicha exposición tendrá una duración máxima de 15 minutos, destinándose 5 minutos más para preguntas.

De su trabajo hará una síntesis lo más completa posible, de la — que entregará, tres días antes de su exposición una copia a cada uno de sus compañeros. De este modo, usted y cada uno de ellos, tendrá información sobre todos los trabajos realizados.

TRADUCCION. (\*)

LA ESTEQUIOMETRIA DE UNA REACCION DE OXIDO-REDUCCION.

Un experimento de química elemental.

W. C. Child, Jr., R. W. Ramette, Carleton College, Northfield, Minnesota.

Los maestros de Química parecen estar de acuerdo en que los mejores experimentos de laboratorio son aquellos que incluyen algunos aspectos de investigación. Los detalles experimentales pueden ser dados por el profesor o bien puede pedírsele al estudiante que planee su propio procedimiento, pero en ambos casos lo más importante es que al estudiante se le haga una pregunta capaz de despertar su interés.

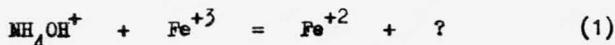
En el experimento aquí descrito, se les pidió a los estudiantes que decidieran cual de una serie de sustancias nitrogenadas puede ser el producto de la reacción entre el ión hidroxilamonio,  $\text{NH}_3\text{OH}^+$ , y el Fierro (III), en base a la estequiometría de la reacción determinada experimentalmente. Hemos encontrado adecuado el experimento para el primer año de Química en Facultad. Requiere del uso cuidadoso de pipeta y bureta y es quizá apropiado como una primera ilustración de las técnicas volumétricas, debido a que no es necesario usar indicador en la titulación del permanganato y por consiguiente, la teoría del punto final es fácilmente comprendida.

EL PROBLEMA.

Quando una solución acidificada de sulfato de hidroxilamonio se le agrega una solución de sal de Fierro (III) y se calienta se lleva a cabo una reacción de óxido-reducción<sup>1</sup>. Esta puede comprobarse agregando, por ejemplo ferricianuro de potasio que con Fierro (II) da una coloración azul-oscuro y se concluye que la reducción de Fierro (III), debe ir acompañada por la oxidación del ión hidroxilamonio. Los hechos hasta aquí descritos

(\*) Ver texto original en el Apéndice

pueden representarse por la ecuación incompleta y no balanceada:



Basados en los números convencionales de oxidación asignados, el nitrógeno en el  $\text{NH}_4\text{OH}^+$  está en el estado -1 y este número de oxidación es incrementado en la reacción con el Hierro (III). Puesto que se sabe que el nitrógeno forma compuestos con casi todos los estados de oxidación desde -3 hasta +5, es posible la formación de diversos productos. Entre estos están:  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}_2$  y  $\text{NO}_3^-$ .

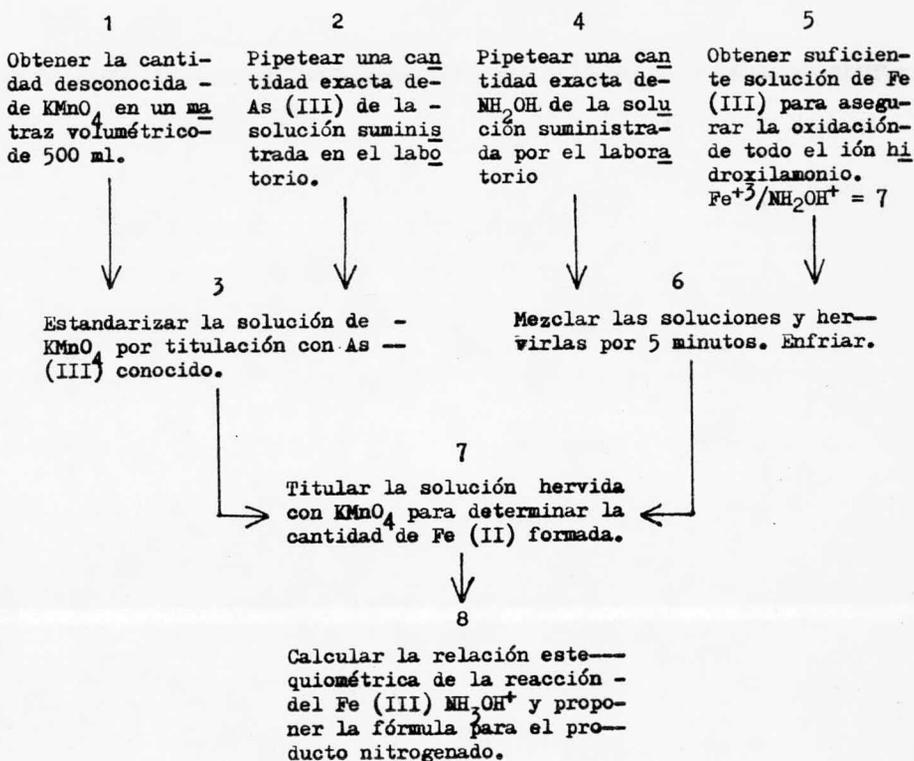
Al estudiante se le pide que determine el número de moles de  $\text{Fe}^{+3}$  que reaccionan con una mol de  $\text{NH}_4\text{OH}^+$ . Con esta información él puede balancear parcialmente la ecuación (1) y deducir finalmente que el producto conteniendo nitrógeno es consistente con la estequiometría observada. Si bien no hemos proseguido el experimento mas allá, se puede pensar que es posible proceder a identificar mejor el producto.

#### ENFOQUE EXPERIMENTAL.

La reacción se realiza calentando una cantidad conocida con precisión de sulfato de hidroxilamonio acuoso con un exceso de sulfato de Hierro (III) en medio ácido. La cantidad de Hierro (II) producida, y de aquí la cantidad de Hierro (III) que reaccionó se determinó por titulación con una solución de permanganato de potasio, previamente valorado con  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ . El procedimiento se resume en el diagrama de flujo.

Instrucciones más detalladas pueden ser obtenidas de los autores.

DIAGRAMA DE FLUJO RESUMIENDO EL PROCEDIMIENTO.



RESULTADOS.

En dos determinaciones, un buen estudiante obtuvo proporciones de  $Fe^{+3}/NH_2OH^+$  de 1.971 y 1.962 por lo tanto, se estima que por cada  $NH_2OH^+$  que ha reaccionado, ha habido una transferencia de dos electrones. Esto implica que el estado de oxidación del nitrógeno va hasta +1 y que el producto pudiera ser  $N_2O$ . En este caso la ecuación balanceada final para la reacción es:



Dado que los compuestos más comunes de nitrógeno en el estado formal de oxidación +1 son el óxido de nitrógeno (I)  $N_2O$ , el ácido hiponitroso  $H_2N_2O_2$  y la nitramida  $NH_2NO_2$ , el primero de los cuales es el más estable, - la ecuación (2) es muy probable.

LA ESTEQUIOMETRIA DE UNA REACCION  
DE OXIDO-REDUCCION.

INTRODUCCION.

Estequiometría es el término que se utiliza en Química para describir los cálculos que comprende relaciones de peso entre los átomos de un compuesto y entre moléculas y átomos en una reacción química.

Por medio de la estequiometría se pueden determinar las fórmulas empíricas de compuestos y las relaciones de peso entre los reactivos y productos.

**Oxidación-Reducción.**- En general, se define como oxidación al cambio que sufre un átomo, en el que aumentan sus cargas positivas o disminuyen las negativas y hay desprendimiento de electrones.

Los electrones ineludiblemente necesitan pasar a otro átomo que incremente sus cargas negativas (o reduzca las positivas con absorción de electrones). Este proceso es contrario a la oxidación y se llama reducción.

Si en una reacción se oxida un elemento, necesariamente se reduce otro. Además, el número de electrones que desprende un elemento es siempre igual al número de electrones que absorbe el otro.

Así, el ión  $Fe^{2+}$  pasa a ión  $Fe^{3+}$  por oxidación o pérdida de una carga eléctrica negativa, pero también se oxida cuando pasa de hierro neutro o metálico  $Fe^0$  a ión  $Fe^{2+}$  divalente. La valencia de un elemento, su carga eléctrica y sus electrones, se encuentran tan íntimamente relacionados que, frecuentemente, se consideran como términos sinónimos.

Las reacciones químicas de oxidación se expresan por ecuaciones simplificadas; así, en vez de:

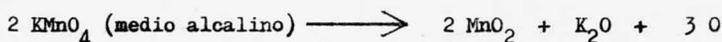


Usando el método de descomposición se escribe:



representando los + las cargas eléctricas positivas.

En vez de:



Se escribe:



con lo cual se aprecia que el permanganato potásico (Mn heptavalente), es más oxidante en medio ácido (pasa a Mn divalente), que en medio alcalino — (pasa a Mn tetravalente).

Potencial de oxidación.- La tendencia de un elemento, ya sea en forma iónica, atómica o molecular, a actuar como un agente oxidante o reductor puede ser medida como voltaje, potencial eléctrico. Mientras más grande es el voltaje que se requiere para separar un electrón de un elemento y mayor la afinidad de éste por los electrones de otros elementos, más grande es la fuerza oxidante del elemento. Mientras con mayor facilidad los electrones se separan de un elemento y menor es su tendencia por adquirir electrones, más grande es la fuerza reductora del elemento. Estas propiedades de los elementos varían de compuesto a compuesto. Un elemento puede actuar como agente reductor en un ión y como agente oxidante en otro.

Energía para reacciones redox.- La energía para las reacciones redox ( de oxidación-reducción), proviene de átomos que adquieren electrones. Cuando un átomo adquiere electrones, se desprende energía; cuando los electrones son separados de los átomos, utilizan energía. Si en una reacción se desprende más energía de la que se absorbe, ocurrirá el intercambio de electrones (reacción). Conforme hay mas energía desprendida en toda la reacción,

esta se lleva a cabo mas vigorosamente.

Ciertas sustancias cambian de color al cambiar el potencial de oxidadación de una solución. De estas sustancias, el permanganato es capaz por sí mismo de cambiar de color y de actuar como agente oxidante. Un exceso muy ligero de permanganato dá un color que indica el punto de vire durante una titulación. Se han encontrado otras sustancias que también cambian de color al cambiar el potencial de oxidación dentro de rangos muy estrechos. Algunas de estas sustancias, entre otras azul de metileno, difenilaminosulfonato de bario, sulfato ferroso de 1,10 fenantrolina(ferroína), y sulfato ferroso de 5 nitro,1,10 fenantrolina (nitroferroína), se utilizan como indicadores — redox.

El permanganato de potasio es, probablemente, el agente oxidante volumétrico mas usado, debido a su gran poder oxidante y a su bajo costo. — Una de las desventajas principales de este reactivo es su estabilidad limitada, ya que en solución neutra, el permanganato se descompone lentamente:



y las disoluciones ácidas son aún menos estables.

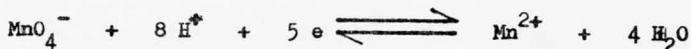
La poca estabilidad de las soluciones acuosas de permanganato se debe a la tendencia de este ión a oxidar el agua. La descomposición es catalizada por la luz, el calor, ácidos, bases, ión manganoso y dióxido de manganeso.

El dióxido de manganeso sólido acelera gradualmente la descomposición. Como este es un producto potencial de la descomposición, debemos esperar que la velocidad de la reacción aumente con el tiempo en consecuencia — del aumento de la cantidad de sólido. Este es un ejemplo de un proceso autocatalítico, puesto que el producto de la reacción sirve para catalizar su propia formación.

Reacciones del ión permanganato.- El ión permanganato puede ser reducido a los estados +2, +3, +4, ó +6; propiedad que ha dado origen a distintos métodos volumétricos.

En este trabajo se presenta una reducción del  $Mn^{7+}$  a  $Mn^{2+}$ , por lo que nos referiremos únicamente a este cambio.

En medio ácido el producto de reducción ordinario es el ión manganesoso:



Esta es la reacción del permanganato mas usada. Aunque el mecanismo implicado en la formación del ión manganesoso es frecuentemente complicado, la oxidación de la mayoría de las sustancias se produce rápidamente en disolución ácida.

Una de las propiedades mas obvias del permanganato de potasio es su color púrpura intenso, que es usado comúnmente como indicador para las valoraciones. Un volumen tan pequeño como 0.1 a 0.2 ml. de una disolución 0.01 N. es suficiente para colorear 100 ml. de agua. Por lo tanto, para disoluciones mas concentradas que esta, el error de valoración es despreciable.

El punto final del permanganato no es permanente y palidece gradualmente hasta dar una disolución incolora. La decoloración resulta de la reacción del exceso del ión permanganato con la relativamente alta concentración del ión manganesoso formado durante la valoración.



PLAN DE TRABAJO.

OBJETIVO:

- Proponer, en base a determinaciones experimentales, la estequiometría de la reacción entre el ión hidroxilamonio ( $\text{NH}_2\text{OH}^+$ ) y el hierro (III).

MATERIAL:

- 1 Pipeta volumétrica de 5 ml.
- 1 Bureta de 50 ml.
- 1 Pinzas para bureta
- 1 Soporte
- 4 Matraces erlen mayer de 250 ml.
- 1 Matraz aforado de 500 ml.

REACTIVOS:

- Solución valorada de permanganato de potasio
- Solución de hidroxilamina
- Solución de sulfato férrico
- Acido sulfúrico

ACTIVIDADES:

- Diseño de la práctica.
- Recolección del material y reactivos necesarios.
- Preparación de soluciones.
- Realización del trabajo experimental.
- Análisis de datos y cálculos.
- Conclusiones
- Elaboración del reporte
- Elaboración del resumen del trabajo

PROGRAMACION DE ACTIVIDADES.

ACTIVIDADES .	la Semana	2a Semana	3a. Semana	4a. Semana
Traducción del Artículo.				
Elaboración de la introducción y el Plan de Trabajo.				
Diseño de la práctica.				
Recolección de material y Reactivos.				
Preparación de soluciones.				
Realización del trabajo experimental.				
Análisis de datos y cálculos.				
Conclusiones.				
Elaboración del reporte.				
Elaboración del resumen del trabajo.				

Para señalar en la gráfica el tiempo proyectado en cada actividad, se utilizan una serie de símbolos entre los que destacan:

- | Inicio de la actividad.
- ===== Período de tiempo proyectado, para la actividad.
- X Término de la actividad.
- ||||||| Tiempo real en la ejecución de la actividad.
- ===== Adiciones en los tiempos proyectados.

ESTEQUIOMETRIA DE UNA REACCION

DE OXIDO-REDUCCION.

REPORTE.

Este experimento se realizó con el objeto de establecer la estequiometría de la reacción efectuada entre el sulfato de hidroxilamina y el sulfato férrico.

Para lograrlo se procedió de la manera siguiente:

Se hicieron reaccionar cantidades conocidas de sulfato de hidroxilamina con un gran exceso de sulfato férrico en solución acuosa acidulada con ácido sulfúrico, esta solución se puso a hervir con el fin de asegurarse de que la reacción fuese completa.

Como resultado de la reacción se esperaba obtener sulfato ferroso, puesto que el ión hidroxilamonio es un reductor. Se comprobó la existencia del ión  $\text{Fe}^{+2}$  con ferricianuro de potasio, produciéndose una coloración azul oscuro.

Puesto que una reducción va siempre acompañada de una oxidación, se esperaba que al reducirse el ión  $\text{Fe}^{+3}$  se oxidara el nitrógeno presente en el ión  $\text{NH}_2\text{OH}^+$ . Hasta aquí esto puede representarse por la ecuación incompleta:



Donde X sería un producto nitrogenado en el cual el nitrógeno tendría un número de oxidación mayor de - 1, que dependería de la cantidad de electrones transferidos al  $\text{Fe}^{+3}$ .

Para conocer la cantidad de ión  $\text{Fe}^{+2}$  que se obtuvo y por tanto la cantidad de ión  $\text{Fe}^{+3}$  que reaccionó se tituló con solución previamente valorada de permanganato de potasio.

La solución de permanganato de potasio se preparó disolviendo 6.4 gramos de permanganato de potasio puro, en dos litros de agua destilada calentando la solución a ebullición y manteniéndola así durante veinte minutos, a fin de asegurar la oxidación completa de cualquier rastro de materia orgánica presente. La solución se dejó enfriar y posteriormente se filtró sobre lana de vidrio, el filtrado se recibió en un matraz perfectamente limpio y se guardó al abrigo de la luz.

Antes de usarse esta solución se tituló con oxalato de sodio de la siguiente forma.

Se tomaron tres muestras 0.2388, 0.2194 y 0.2200 gramos de oxalato de sodio previamente secado en una estufa a  $110^{\circ}$  C., y se colocaron en matraces erlenmayer de 250 ml., se les agregó agua y ácido sulfúrico diluido (1:8) a cada uno, las soluciones se calentaron a  $70^{\circ}$  -  $80^{\circ}$  C. y se titularon con la solución de permanganato de potasio.

Los volúmenes de permanganato de potasio utilizado fueron los siguientes: 29.3, 27.0 y 26.7 ml.

La normalidad promedio obtenida para la solución de permanganato de potasio fué de 0.1218.

Como ya se dijo, con esta solución se tituló la cantidad de ión  $\text{Fe}^{+2}$  presente en los productos de la reacción.

#### Resultados.

Los datos obtenidos se muestran en la tabla siguiente:

	Muestra 1	Muestra 2	Muestra 3
Gramos de $(\text{NH}_2\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$ reaccionantes.	1.0000	2.0000	3.0000
Gramos de $\text{NH}_3\text{OH}^+$ reaccionantes.	0.4146	0.8292	1.2438
Moles de $\text{NH}_3\text{OH}^+$ reaccionantes	0.0119	0.02438	0.03658
Gramos de $\text{Fe}^{+2}$ producidos	1.3498	2.6795	4.0269
Moles de $\text{Fe}^{+3}$ reaccionantes.	0.02417	0.04798	0.07212
Vol. de $\text{KMnO}_4$ 0.1218 N utilizado en la titulación (ml.)	198.5	394.0	592.2
<u>Moles de <math>\text{Fe}^{+3}</math> reaccionantes</u> Moles de $\text{NH}_3\text{OH}^+$ reaccionantes.	1.9829	1.9680	1.9714

Cálculos:

Reacción de titulación de  $\text{Fe}^{+2}$  con  $\text{KMnO}_4$



Peso Molecular de  $\text{KMnO}_4 = 158.03$       Peso equivalente de  $\text{KMnO}_4 = 31.606$

Una solución 0.1218 N de  $\text{KMnO}_4$  equivale a una solución 0.02436 M de  $\text{KMnO}_4$

En un mililitro de solución 0.1218 N de  $\text{KMnO}_4$  hay 0.0038496 gramos de  $\text{KMnO}_4$ .

Peso molecular del  $\text{MnO}_4^- = 118.94$

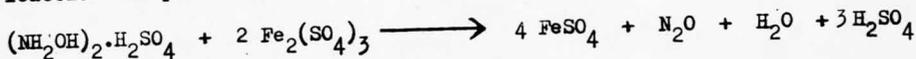
En la muestra 1 se utilizaron para la titulación 198.5 ml. de solución de  $\text{KMnO}_4$  0.1218 N en los cuales hay 0.5750 g. de  $\text{MnO}_4^-$ ; por la reacción de titulación de  $\text{Fe}^{+2}$  sabemos que 118.93 g. de  $\text{MnO}_4^-$  reaccionan con -

279.20 g. de  $\text{Fe}^{+2}$  por lo que 0.5750 g. de  $\text{MnO}_4^-$  reaccionan con 1.3498 g. de  $\text{Fe}^{+2}$ . De igual manera se hicieron los cálculos para las otras dos muestras.

Conclusiones.

Como puede observarse en la tabla de resultados la relación  $\frac{\text{Fe}^{+3}}{\text{NH}_3\text{OH}^+}$  en las tres muestras es aproximadamente 2, tomando en cuenta el error experimental, podemos decir que 2 moles de  $\text{Fe}^{+3}$  reaccionan con cada mol de  $\text{NH}_3\text{OH}^+$  lo que significa que hay una transferencia de 2 moles de electrones por cada mol de  $\text{NH}_3\text{OH}^+$  reaccionante. Por lo tanto el nitrógeno que tenía un estado de oxidación de -1 pasó a un estado de oxidación de +1.

Los compuestos posibles para el nitrógeno en el estado de oxidación +1 son:  $\text{N}_2\text{O}$  (óxido de nitrógeno I),  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$  (ácido hiponitroso) y  $\text{NH}_2\text{-NO}_2$  (nitramida), de estos, el más estable es el  $\text{N}_2\text{O}$  y por lo tanto la reacción más probable es:



ESTEQUIOMETRIA DE UNA REACCION  
DE OXIDO-REDUCCION.

RESUMEN.

Si una solución de una sal de Fe (III) se hace reaccionar con una solución que contenga  $\text{NH}_3\text{OH}^+$  en medio ácido, esta se calienta y a los productos se les agrega  $\text{Fe}(\text{CN})_6\text{K}_4$ , se observa una coloración azul oscuro, indicando esto la presencia del ión  $\text{Fe}^{+2}$ , como toda oxidación debe ir acompañada de una reducción, puede concluirse que la reducción del  $\text{Fe}^{+3}$  será simultánea a la oxidación del ión hidroxilamónico. Esto puede representarse por la ecuación incompleta y no balanceada:



En esta reacción no se puede establecer cual es el producto "X", dado que el nitrógeno puede formar compuestos tales como el  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ , etc., en los cuales actúa con distintos estados de oxidación.

El propósito de este trabajo es determinar el número de moles de  $\text{Fe}^{+3}$  que reaccionan con un mol de  $\text{NH}_3\text{OH}^+$ , con el fin de poder completar y balancear la ecuación (1).

La reacción se realizó calentando una cantidad conocida de sulfato de hidroxilamina acuoso con un exceso de sulfato de fierro (III) en medio ácido.

La cantidad de Fe (II) producida y por lo tanto la cantidad de Fe (III) que reaccionó se determinó por titulación con una solución valorada de  $\text{KMnO}_4$  (esta solución se valoró con  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ).

Se trabajó con tres muestras, encontrándose para la relación:

$$\frac{\text{Fe}^{+3}}{\text{NH}_3\text{OH}^+}$$

valores de 1.9829, 1.9680, y 1.9714 respectivamente. De lo cual se deduce que

por cada mol de  $\text{NH}_2\text{OH}^+$  que reacciona, son necesarias 2 moles de  $\text{Fe}^{+3}$ . Esto implica que hay una transferencia de dos electrones por cada  $\text{NH}_2\text{OH}^+$  reactante y por lo tanto el estado de oxidación del nitrógeno va de - 1 a + 1.

De los compuestos que forma el nitrógeno con un estado de oxidación + 1 el más estable es el  $\text{N}_2\text{O}$ , por lo tanto la ecuación balanceada final para la reacción será:



BIBLIOGRAFIA.

- 1.- Ander Paul y Sonessa Anthony J.  
Principios de Química. Introducción a los conceptos teóricos.  
1a. ed. Ed. Limusa S. A.  
México (1975).
- 2.- Brumblay, Ray U.  
Análisis Cuantitativo.  
1a. ed. Ed. CECSA  
México (1973)
- 3.- Orozco, D. Fernando.  
Análisis Químico Cuantitativo.  
7a. Ed. Editorial Porrúa  
México (1973).
- 4.- Vogel, Arthur I.  
Química analítica cuantitativa.  
Vol. I. 5a. ed.  
Editorial Kapelus  
Buenos Aires (1960).
- 5.- Villarreal Domínguez, Enrique.  
Elementos de Electroquímica formativa. 1a. Ed.  
México, 1970.

TRADUCCION. (\*)

UN EXPERIMENTO DE LA LEY DE RAOULT,  
PARA EL CURSO DE QUIMICA GENERAL.

Manometría sin un Manómetro.

Frank E. Harris and Leonard K. Nash.

Harvard University, Cambridge, Massachusetts.

En los manuales de laboratorio para el curso de Química General, se encontraron muchos experimentos simples (y básicamente similares) acerca del abatimiento del punto de congelación y de la elevación del punto de ebullición.

Estas dos regularidades coligativas derivadas de la Ley de Raoult son presentadas en estos experimentos, al igual que en la mayoría de los libros de texto, como su generalización fundamental. Los autores no han encontrado en ningún manual de laboratorio un experimento ilustrando la Ley de Raoult que se adapte a las necesidades del estudiante promedio de primer año de Facultad y al muy limitado suministro de materiales y equipo normalmente disponible para dicho estudiante. Básicamente, el problema presentado es el de hacer una medición manométrica sin un manómetro, y sin el uso de un sistema de vacío, cantidades apreciables de mercurio, etc. Este reporte ofrece la explicación de un experimento que satisface este problema, un experimento que requiere un tiempo de laboratorio de no más de tres horas, que no incluye manipulaciones difíciles ni principios que no puedan ser completamente comprendidos por los estudiantes.

El experimento se probó con un grupo de estudiantes del curso de primer año de Química General, el cual está diseñado para estudiantes que han aprobado el curso de Química de la escuela a nivel medio superior.

(\*) Ver texto original en el Apéndice.

El experimento fué bien recibido por los estudiantes. Puesto que el experimento se realizó durante el transcurso de la cuarta semana del curso, puede suponerse que estará dentro del dominio de estudiantes que inician cualquier curso superior al de Química General. Encontramos que con este experimento el estudiante obtiene una apreciación más clara del concepto de presión de vapor, una mejor comprensión de la utilidad de la Ley de las Presiones Parciales de Dalton y una mayor perspicacia en el tema completo de las propiedades coligativas.

El equipo experimental consiste en una probeta invertida dentro de un vaso de precipitados con agua. Primero se determinaron el volumen y la presión total del aire recogido sobre el agua de la probeta. Una muestra del líquido (puro o mezclado) al que se le va a determinar la presión de vapor fué llevada a flote sobre la superficie del agua dentro de la probeta. Como resultado de la presión de vapor de equilibrio generada por este líquido, se incrementa el volumen del gas aislado (dado que la presión total en el sistema debe permanecer esencialmente constante). Con base en la Ley de Dalton, puede deducirse la magnitud de la presión de vapor a partir del cambio en el volumen total del gas, como se explica más adelante.

En la versión de prueba de este experimento se hicieron mediciones de la presión de vapor de dos líquidos volátiles y de dos mezclas determinadas de estos líquidos. Los datos obtenidos fueron comparados posteriormente con el comportamiento predicho mediante la Ley de Raoult. Los dos líquidos escogidos deben: (1) diferir pronunciadamente en la presión de vapor; (2) formar soluciones relativamente ideales uno con otro; (3) ser relativamente inmiscibles en agua o en solución salina diluida y (4) ser menos denso que el agua o la solución salina diluida. En el éter etílico y en el ben



ceno se encontraron un par de sustancias que cumplen estos requisitos. Por supuesto, se podría usar otro par de sustancias. En la siguiente tabla se presentan los resultados típicos obtenidos mediante el proceso descrito. La desviación de la medición de los valores calculados es atribuida en la mayor parte a las variaciones de temperatura durante el desarrollo del experimento.

Correlación de los Datos del Estudiante por la Ley de Raoult		
Mezcla	Presión de vapor por Medida.	mm. Hg. Calculada.
2/3 éter-1/3 benceno	345	356
1/3 éter-2/3 benceno	210	223
Presión de vapor del éter etílico medida	490 mm.	
Presión de vapor del benceno medida	90 mm.	

Dos estudiantes trabajan juntos en este experimento. Cada estudiante requiere del siguiente equipo:

- 1 Probeta de 500 ml.
- 2 Vasos grandes (800 y 1000 ml.).
- 1 Pipeta de 5 ml. (o gotero medicinal grande).
- 2 Tubos de ensayo con tapones de corcho.
- 1 Regla (divisiones métricas).
- 1 Termómetro (división de  $1^{\circ}$ ).

La clase en conjunto, debe tener acceso a una balanza con capacidad de más de 50 g. y a un barómetro (o a la lectura de él).

Cada par de estudiantes requiere los siguientes materiales:

- 200 g. de cloruro de sodio.
- 10 ml. de éter etílico (grado técnico).

10 ml. benceno (grado técnico)

10 ml. de Mezcla A (1/3 fracción mol éter; 2/3 fracción mol benceno)

10 ml. de Mezcla B (2/3 fracción mol éter; 1/3 fracción mol benceno)

El riesgo de incendio puede reducirse si las mezclas son preparadas en tubos de ensaye y proporcionadas así a los estudiantes.

En las secciones sucesivas están presentados : (1) Una versión condensada de la introducción al experimento entregado a los estudiantes; (2) una explicación completa del procedimiento; y (3) Algunas preguntas que servirán para que los estudiantes enfoquen su atención sobre ciertos puntos — significativos que de otra manera pudieran no apreciar.

#### INTRODUCCION:

Va a medir la presión de vapor a temperatura ambiente del éter — etílico, del benceno y de algunas mezclas de éter-benceno; y va a determinar en que medida estos datos se correlacionan con los calculados mediante la Ley de Raoult.

Para empezar, recoja una muestra de aire sobre el agua de una probeta invertida. Midiendo la presión total ( $P^0$ ) del gas encerrado (aire más vapor de agua), puede ser obtenida la presión parcial del aire ( $P_a^0$ ). Si  $V^0$  representa el volumen de gas recogido,  $T^0$  la temperatura medida y  $P_w^0$  la presión de vapor del agua a esta temperatura, por la Ley de Dalton podemos escribir:

$$P_a^0 = P^0 - P_w^0$$

A continuación, el líquido al que se le va a determinar la presión de vapor es puesto en contacto con el gas aislado. El líquido se volatiliza hasta que se alcanza un nuevo estado de equilibrio, con un volumen total de gas  $V^1$  a una presión total  $P^1$  y a una temperatura  $T^1$  (a la que corresponde la presión de vapor del agua representada como  $P_w^1$ ).  $P_a^1$  representa

la presión parcial del aire en esta mezcla.

Dado que la cantidad total de aire presente en el gas confinado a permanecido constante, la forma combinada de las Leyes de Boyle y Charles - nos dice que :

$$\frac{P_a^0 V^0}{T^0} = \frac{P_a^1 V^1}{T^1}$$

de donde, con la ayuda de la primera ecuación encontramos:

$$P_a^1 = \frac{T^1 V^0}{T^0 V^1} (P^0 - P_w^0)$$

pero, por la Ley de Dalton sabemos que la presión total final debe representar la suma de las presiones parciales de las especies gaseosas presentes.

Por lo tanto escribimos:

$$P^1 = P_a^1 + P_L + P_w^1$$

y de esta ecuación se obtiene fácilmente la solución para la única incógnita  $P_L$ , la presión de vapor del líquido en cuestión.

En el método experimental que usted usará existen dos complicaciones prácticas. La primera es que, si existe una diferencia sustancial entre los niveles de agua dentro y fuera de la probeta, entonces la presión interna total (P) puede diferir de modo apreciable de la presión barométrica medida ( $P_B$ ). Empero, si el nivel del líquido dentro de la probeta se encuentra que es h mm. más alta que la de fuera, la siguiente ecuación nos permite hacer la tolerancia debida a la cabeza hidrostática:

$$P = P_B - \frac{h}{13.6}$$

La segunda complicación surge del hecho de que el éter y el benceno no son completamente inmiscibles con el agua. Sin embargo, la solubilidad se reduce fácilmente mediante la disolución de cloruro de sodio en el -

agua. A temperatura ambiente esta sal está muy lejos de ser volátil para con tribuir a la presión total dentro del sistema.

PROCEDIMIENTO:

Tanto el benceno como el éter etílico tienen presiones de vapor - altas y forman con el aire mezclas peligrosamente explosivas. Evite el de- rramamiento de muestras de líquido. Durante el experimento no deberá haber ninguna flama presente en su sección de laboratorio.

En un vaso de precipitados de 1,000 ml. prepare una solución de - 50 g. de cloruro de sodio en 725 ml. de agua. Cuando toda la sal se haya - disuelto agregue agua caliente en porciones pequeñas hasta que la solución esté a temperatura ambiente o con una diferencia máxima de 1° C. (No calen- tar el agua con mechero Bunsen). Llene una probeta de 500 ml. con la solu- ción de sal. Ponga invertido sobre la probeta un vaso de precipitados de - 800 ml. y en el lavadero voltéelos rápidamente. Levante cuidadosamente la - probeta y permita que entren aproximadamente 150 ml. de aire. Ponga la so- lución de sal en el vaso de precipitados hasta que la solución llegue casi a la mitad del vaso. Dé tiempo para que el sistema alcance la temperatura - ambiente. Mientras espera, prepare un aparato similar en el que introducirá aproximadamente 300 ml. de aire.

Cuando se haya obtenido el equilibrio térmico, registre la tempe- ratura del agua, el volumen exacto del gas recogido, la diferencia entre -- las alturas del agua dentro y fuera de la probeta graduada y la presión ba- rométrica. Busque en la literatura la presión de vapor del agua a la tempe- ratura a la que realizó el experimento. Tome una muestra de éter etílico e introdúzcala en la probeta que contiene 150 ml. de aire y haga lo mismo con una muestra de benceno en la probeta que tiene 300 ml. de aire. El tamaño a decuado de la muestra será aproximadamente la mitad de un tubo de ensaye --

grande. Mantenga los tubos tapados y tenga cuidado de no calentar los líquidos al manipularlos. Para introducir la muestra levante la probeta hasta que la boca esté ligeramente abajo del nivel del agua en el vaso. Luego con una pipeta de 5 ml. inyecte con cuidado el líquido en la probeta, cuidando que no escape ni entre aire. Vaya aumentando la cantidad de muestra introducida hasta que pueda verse una capa de ésta flotando dentro del agua de la probeta. Agite la probeta hasta que el volumen del gas se estabilice; agregue mayor cantidad de muestra si desaparece la capa flotante. Al agitar, tome la probeta por su base y no por su cilindro para evitar que el gas contenido en ella se caliente por el calor de la mano.

Procure efectuar estas manipulaciones en el vertedero, pues puede haber un derramamiento de la solución salina contenida en el vaso.

Después de que el volumen del gas se haya estabilizado, deje reposar el sistema por lo menos 30 minutos a fin de lograr el equilibrio. Durante este tiempo puede realizar otra parte de este experimento.

Cuando se alcance el equilibrio, registre el nuevo volumen del gas, la diferencia en las alturas del agua dentro y fuera de la probeta y la temperatura del agua. Si es posible igualar los niveles del agua dentro y fuera de la probeta no será necesaria ninguna corrección hidrostática.

Efectuado lo anterior, lave el material y vuelva a preparar los equipos con nueva solución salina. Las mediciones se harán ahora en dos mezclas de éter-benceno. En base a los resultados previos, calcule el volumen inicial óptimo de gas, recordando que tanto más grande sea el volumen inicial más grande será la sensibilidad de la medición, pero el volumen final no deberá exceder de 500 ml. Las dos soluciones de éter-benceno tienen composiciones molares de  $1/3$  mol éter- $2/3$  mol benceno y  $2/3$  mol éter- $1/3$  mol benceno. Estas soluciones deben ser inyectadas en exceso; es aconsejable el

uso de 15 o 20 ml. de cada una. Proceda como en las muestras anteriores.

Calcule las presiones de vapor del éter, del benceno y de las dos mezclas mediante los métodos descritos en la introducción. Construya una gráfica mostrando la variación de la presión de vapor como una función de la fracción molar de éter. En la misma gráfica dibuje la curva de presión de vapor predicha mediante la Ley de Raoult. ¿Presenta el sistema éter-benceno desviaciones significativas de la Ley de Raoult?

PREGUNTAS:

(1) ¿Afecta significativamente la exactitud de las mediciones de presión la presencia de la capa de líquido en la superficie del agua dentro de la probeta? ¿Bajo que condición o condiciones puede ser significativo este efecto?

(2) ¿Cómo afectaría sus resultados si se produjera un cambio de temperatura durante la tarde?

(3) La exactitud de sus mediciones del volumen no es mayor de 5 ml. Suponga que en su trabajo con benceno el volumen final fué realmente 5 ml. más que lo observado. ¿En cuántos milímetros de mercurio está errada su determinación de la presión de vapor del benceno?

(4) Si, en lugar de cargar la probeta con un exceso grande la mezcla de éter-benceno hubiera agregado solo la suficiente mezcla para dejar una gota sin evaporar. ¿Qué fuente de error, adicional, introduciría entonces? ¿Puede ocurrir este mismo error cuando se mide la presión de vapor de éter o benceno puros?

(5) La adición de sal al agua usada en el experimento cambia la presión de vapor del agua y cambia la densidad del agua. ¿Despreciar estos cambios introduciría errores significativos en los resultados obtenidos?

Una alternativa promisorio del experimento aquí descrito involucraría el problema del éter etílico (etiquetado como tal) y el problema del benceno como una sustancia de peso molecular desconocido. Al estudiante, -- entonces, se le instruiría para preparar a partir de ~~porciones~~ porciones de estos líquidos dos soluciones de composición conocida mediante el peso. Entonces, -- complementando las mediciones de la presión de vapor de los dos líquidos -- puros y de las dos mezclas, él encontraría posible verificar tanto la Ley de Raoult, como obtener un peso molecular aproximado para la sustancia -- desconocida. Si se desea tener una serie de incógnitas de los diferentes -- pesos moleculares, es posible, sin duda, encontrar los líquidos adecuados -- además del benceno. Finalmente, es también posible usarlos como sólidos no volátiles desconocidos solubles en éter pero no en agua.

<sup>1</sup> El instructor puede combinar este experimento con otro. En el laboratorio de los autores, los estudiantes realizaron un experimento acerca del abatimiento del punto de congelación mientras esperaban que se estableciera el equilibrio en el presente experimento.

### INTRODUCCION.

Una solución se define como un sistema homogéneo de composición-variable. El término homogéneo indica que el sistema no contiene límites físicos y que las propiedades intensivas son las mismas en todo él. Entendemos por propiedades intensivas las que son independientes de la cantidad de material, como la concentración, la densidad y la temperatura. Las propiedades extensivas, tales como el peso, el volumen y el contenido de calor, dependen de la cantidad del material. La definición de una solución indica también que es una mezcla de componentes cuyas cantidades relativas pueden variar; no se trata de una sustancia pura con una composición definida y fija.

Aún cuando en Química se encuentran soluciones con muchos componentes, las mas comunes son las binarias, que contienen dos componentes. El componente de una solución binaria que se encuentra en menor proporción es el soluto y el que está en mayor proporción, el solvente.

Fracción Molar.- La fracción molar de un compuesto A en una mezcla que contenga, además, los componentes B, C y D, es el número de moléculas de A dividido por el número total de moléculas de los cuatro componentes, es decir, la fracción molar del componente i,  $X_i$  en una solución la da:

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i} = \frac{w_i/M_i}{\sum_i (w_i/M_i)}$$

En donde  $n_i$  es el número de moles del componente i,  $\sum_i n_i$  es el número total de moles en solución,  $w_i$  es el peso del componente i y  $M_i$  es el peso molecular de dicho componente.

Se debe hacer notar que:

$$\sum_i X_i = 1$$

y que  $X_i$  no tiene dimensión.

En la práctica, las concentraciones de A, B, C y D no se expresan por el número actual de sus moléculas, sino en fracciones o múltiplos de sus pesos moleculares en gramos. Ello no afecta al valor de la fracción molar, - porque la molécula-gramo de una substancia contiene siempre el mismo número de partículas o moléculas.

Presión de vapor.- Sobre cada líquido o sólido se ejerce siempre - una cierta presión por su propio vapor.

En vasija cerrada y luego de un tiempo suficiente de equilibrio, - muchas moléculas abandonan la superficie del líquido para formar vapor y pueden volver al líquido pasando de la fase vapor a la líquida. Se denomina presión de vapor, del líquido o del sólido, a una determinada temperatura, a la presión del vapor encima de dicho líquido o sólido a esa misma temperatura y cuando se ha obtenido el equilibrio entre las dos fases.

Soluciones ideales. Ley de Raoult.- A una temperatura determinada, una solución binaria que contenga componentes volátiles ejerce una presión - de vapor definida. En una solución ideal, cada componente ejerce su presión de vapor de equilibrio, y la presión total de vapor es la suma de las presiones de vapor de los componentes individuales, como lo indica la Ley de Dalton sobre las presiones parciales.

Se ha descubierto experimentalmente que las presiones de vapor de los componentes líquidos individuales de una solución ideal son proporcionales a su fracción molar en la solución. Esto se expresa mediante la Ley de Raoult.

$$P_i = X_i P_i^0 \quad (1)$$

En donde  $P_i$  es la presión de vapor del componente i a la fracción molar  $X_i$  y  $P_i^0$  es la presión de vapor del componente puro i a la temperatura

en cuestión. La presión de vapor total  $P$  de una solución ideal, que contenga los componentes 1 y 2 es:

$$P = P_1 + P_2 = X_1 P_1^0 + X_2 P_2^0 \quad (2)$$

En donde  $P_1$  y  $P_2$  son las presiones parciales de los componentes 1 y 2, respectivamente. De hecho, una solución ideal se define como aquella en la que todos y cada uno de los componentes obedecen la Ley de Raoult.

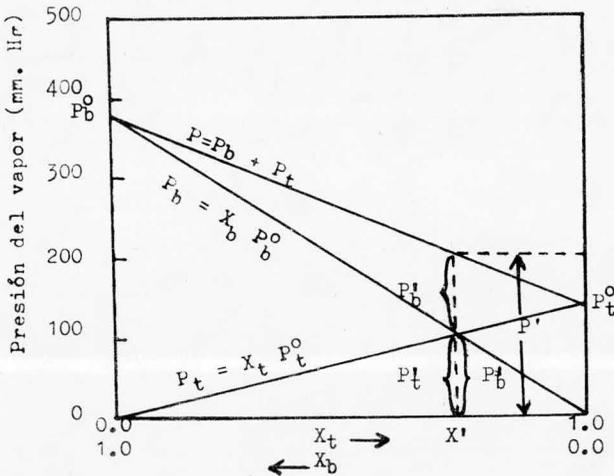


Figura 1.- Curvas de presión de vapor para el benceno y el tolueno, a lo largo de toda la gama de concentraciones, a 60°C. P<sub>b</sub> representa la presión de vapor del benceno y P<sub>t</sub> la del tolueno.

Algunas soluciones binarias siguen la Ley de Raoult a lo largo de toda la gama completa de concentraciones a ciertas temperaturas. Estos sistemas incluyen benceno-tolueno, tetracloruro de carbono-tetracloruro de silicio y cloruro de etileno-bromuro de etileno. La idealidad de dichas mezclas se puede atribuir a sus estructuras moleculares similares. Debido a esta similitud de estructuras, la interacción entre una molécula de benceno y otra de tolueno, es la misma que tendría lugar entre una molécula de benceno y otra del mismo compuesto o entre dos moléculas de tolueno. Esto significa que uno de los componentes es tan afín a sí mismo como al otro componente. Un par --

ideal, como el de benceno y tolueno, obedece la ecuación (2) a lo largo de toda la gama de concentraciones como se muestra en la figura 1.

Evidentemente, a cualquier concentración, el valor de P lo dá la suma de las presiones individuales de vapor en esa composición. Por ejemplo, a la concentración X', en la figura 1,  $P' = P_b' + P_t'$ .

En este punto, debemos hacer notar que, según la ecuación (1), la presión parcial de cada componente en una solución ideal es menor que la presión de cada líquido puro, o sea el valor de la presión de vapor cuando  $X_1 = X_2 = 1$ .

En realidad, cuanto menor sea la fracción molar de un componente, tanto menor será su presión parcial. Utilizando la ecuación (1) para el componente 1, en una solución binaria,

$$P_1 = X_1 P_1^0 = (1 - X_2) P_1^0 \quad (4)$$

Y reordenando obtenemos:

$$\frac{P_1^0 - P_1}{P_1^0} = X_2 \quad (4a)$$

en donde la fracción se menciona como la reducción relativa de la presión de vapor del componente 1. El valor de la reducción de la presión de vapor para una solución ideal depende solo de la fracción molar del segundo componente y, por tanto, depende únicamente del número de moléculas del segundo componente y no de su naturaleza química. A una propiedad que depende solo de la cantidad del componente se le llama propiedad coligativa.

PLAN DE TRABAJO.

OBJETIVOS:

Demostrar la Ley de Raoult.

Hacer mediciones manométricas sin un manómetro.

MATERIAL:

1 Probeta de 500 ml.

1 Vaso de precipitado de 800 ml.

1 Vaso de precipitado de 1,000 ml.

1 Pipeta de 5 ml. (o gotero medicinal grande)

2 Tubos de ensaye con tapones de corcho.

1 Regla con divisiones métricas.

1 Termómetro con divisiones de  $1^{\circ}$  C y con un rango de  $-10^{\circ}$  a  $300^{\circ}$  C

1 Balanza con capacidad de más de 50 g.

1 Barómetro.

REACTIVOS:

200 g. de cloruro de sodio.

10 ml. de éter etílico (grado técnico).

10 ml. de benceno.(grado técnico)

10 ml. de mezcla A (1/3 fracción mol éter, 2/3 fracción mol benceno

10 ml. de mezcla B (2/3 fracción mol éter, 1/3 fracción mol benceno

ACTIVIDADES:

- Recolección de material y reactivos.
- Diseño de la práctica.
- Realización del trabajo experimental.
- Análisis de datos.
- Cálculos.

- Construcción de gráficas.
- Conclusiones.
- Elaboración del reporte
- Elaboración del resumen del trabajo.

PROGRAMACION DE ACTIVIDADES.

ACTIVIDADES .	1a. Semana	2a. Semana	3a. Semana	4a. Semana.
Traducción del Artículo.	X			
Elaboración de la introducción y el Plan de Trabajo.		X		
Recolección de material y Reactivos.			X	
Realización del trabajo experimental.			X	
Análisis de datos y cálculos.				X
Construcción de gráficas.			X	
Conclusiones.				X
Elaboración del reporte.				X
Elaboración del resumen del Trabajo.				

Para señalar en la gráfica el tiempo proyectado en cada actividad, se utilizan una serie de símbolos entre los que destacan:

| Inicio de la actividad.

==== Período de tiempo proyectado para la actividad.

X Término de la actividad.

||||||| Tiempo real en la ejecución de la actividad.

----- Adiciones en los tiempos proyectados.

UN EXPERIMENTO DE LA LEY DE RAULT  
PARA EL CURSO DE QUÍMICA GENERAL

REPORTE.

Este trabajo consistió en medir sin un manómetro las presiones de vapor, a temperatura ambiente, del éter etílico, del benceno y de dos mezclas de éter-benceno con objeto de determinar en que medida estos datos siguen la Ley de Raoult que dice:

" Las presiones de vapor de los componentes líquidos individuales de una solución ideal son proporcionales a su fracción molar en la solución"

Esto se expresa por:

$$P_i = X_i P_i^{\circ}$$

donde:

$P_i$  = Presión de vapor del componente  $i$  a la fracción molar  $X_i$

$X_i$  = Fracción molar del componente  $i$

$P_i^{\circ}$  = Presión de vapor del componente puro  $i$  a la temperatura en cuestión.

Para determinar estas presiones de vapor se procedió de la siguiente manera:

Se preparó una solución salina con 100 g. de cloruro de sodio en 1,400 ml. de agua, con esta solución se llenó una probeta de 500 ml. que se invirtió dentro de un vaso de precipitados que contenía el resto de la solución permitiéndose la entrada de un volumen determinado de aire en la probeta como se ilustra en la siguiente figura. (Fig. 1)

Una vez que el sistema alcanzó la temperatura ambiente (18.5° C), se midió la diferencia de alturas entre los niveles del agua dentro de la probeta y fuera de ella, así como el volumen de aire contenido en su inte--

rior. Con una pipeta se introdujo a la probeta una pequeña cantidad del líquido al que se le determinaría la presión de vapor y se agitó fuertemente hasta que ya no se observó ningún cambio brusco en el volumen.

Cuando la muestra introducida pasó totalmente a la fase gaseosa se agregó otra pequeña cantidad a fin de que siempre hubiera una pequeña capa flotando sobre el agua y pudiera establecerse el equilibrio termodinámico entre las fases líquido-vapor.

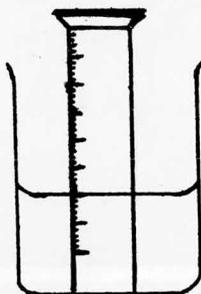


Figura No. 1

Al agitar se tuvo cuidado de no tomar la probeta por su cilindro para evitar que aumentara la temperatura del gas contenido en ella. Se esperó media hora antes de medir nuevamente el volumen, la temperatura y la diferencia de altura entre los niveles del agua para asegurarse de que el sistema había alcanzado el equilibrio.

Para todas las determinaciones realizadas se siguió el mismo procedimiento.

### Resultados.

Los datos obtenidos en las diferentes determinaciones efectuadas se muestran en la tabla siguiente:

	Eter etílico	Benceno.	Mezcla 1 *	Mezcla 2 **
Volumen inicial (cm <sup>3</sup> )	150	295	200	175
Temperatura inicial (° C)	18.5	18.5	18.5	18.5
Diferencia inicial entre los niveles de agua. (mm.)	161	72	145	165
Volumen final. (cm <sup>3</sup> .)	520	340	275	325
Diferencia final entre los niveles de agua. (mm.)	80	42	90	60

Mezcla 1 \* : 1/3 fracción mol éter, 2/3 fracción mol benceno.

Mezcla 2 \*\* : 2/3 fracción mol éter, 1/3 fracción mol benceno.

Cálculos:

Presión de vapor del agua a 18.5° C. = 15.9 mm. Hg

Presión de vapor del agua a 18.8° C. = 16.47 mm. Hg

Presión barométrica = 580 mm. Hg

Según la Ley de Dalton la presión ejercida por el aire dentro de la probeta es:

$$P_a^{\circ} = P^{\circ} - P_w^{\circ} \quad (1)$$

donde:

$P_a^{\circ}$  = Presión parcial del aire.

$P^{\circ}$  = Presión total del gas confinado (aire + vapor de agua)

$P_w^{\circ}$  = Presión de vapor del agua a la temperatura que se realizó el trabajo.

Dado que la cantidad total de aire presente en el gas confinado - a permanecido constante, se puede aplicar la forma combinada de las Leyes - de Boyle y Charles que se expresan de la siguiente manera:

$$\frac{P_a^0 V^0}{T^0} = \frac{P_a^1 V^1}{T^1} \quad (2)$$

donde:

$V^0$  = Volumen inicial

$T^0$  = Temperatura inicial

$P_a^1$  = Presión parcial final del aire

$V^1$  = Volumen final

$T^1$  = Temperatura final.

De (1) y (2) tenemos que:

$$P_a^1 = \frac{T^1 V^0}{T^0 V^1} (P^0 - P_w^0)$$

Por la Ley de Dalton se sabe que la presión total de vapor es la suma de las presiones de vapor de los componentes individuales, por lo tanto:

$$P^1 = P_a^1 + P_L + P_w^1$$

donde:

$P^1$  = Presión total final

$P_L$  = Presión de vapor del líquido

$P_w^1$  = Presión de vapor del agua a la temperatura final.

La presión total dentro de la probeta no fué igual a la presión - barométrica medida puesto que existió una diferencia entre los niveles del agua, por lo que para calcular la presión total dentro de la probeta se usó la siguiente ecuación.

$$P^0 = P_B - \frac{h}{13.6}$$

donde:

$P^0$  = Presión total inicial

$P_B$  = Presión barométrica medida

$h$  = Diferencia de alturas entre los niveles del agua

$\frac{h}{13.6}$  = Factor de conversión de mm. de agua a mm. de mercurio.

Los cálculos realizados para obtener la presión de vapor del éter etílico fueron los siguientes:

$$P^0 = P_B - \frac{h}{13.6} = 580 \text{ mm. Hg} - \frac{161}{13.6} \text{ mm. Hg} = 538.75 \text{ mm. Hg}$$

$$P_a^0 = P^0 - P_w^0 = 538.75 \text{ mm. Hg} - 15.9 \text{ mm. Hg} = 522.85 \text{ mm. Hg}$$

$$P_a^1 = \frac{T^1 v^0}{T^0 v^1} (P_a^0) = \frac{18.8^\circ \text{ C} (150 \text{ cm}^3)}{18.5^\circ \text{ C} (520 \text{ cm}^3)} (522.85 \text{ mm. Hg}) = 152.82 \text{ mm. Hg}$$

$$P^1 = P_B - \frac{h}{13.6} = 580 \text{ mm. Hg} - \frac{80}{13.6} \text{ mm. Hg} = 574.12 \text{ mm. Hg}$$

$$P_L = P^1 - P_a^1 - P_w^1 = 574.12 \text{ mm. Hg} - 153.78 \text{ mm. Hg} - 16.47 \text{ mm. Hg} = 403.87 \text{ mm. Hg}$$

De la misma manera se obtuvieron los valores de las presiones de vapor del benceno puro y de las dos mezclas. Los resultados fueron:

	Éter etílico Puro.	Benceno Puro	Mezcla 1	Mezcla 2
Valores obtenidos (mm. Hg)	403.87	76.1	154.99	262.48
Valores teóricos calculados (mm. Hg)	418.00	70.0	185.99	301.99

Con estos datos se construyó la gráfica que se anexa, en donde se puede observar la diferencia que existe entre los valores obtenidos durante el experimento y los valores teóricos esperados al aplicar la Ley de Raoult.

Conclusiones:

De los resultados obtenidos se puede concluir que la mezcla éter-benceno no se comporta como una solución ideal a  $18.5^{\circ}$  C., pues en la gráfica puede apreciarse claramente la desviación negativa que presenta esta mezcla con respecto a la Ley de Raoult.

Observaciones:

Los resultados obtenidos no concuerdan con los reportados en el artículo en el cual se basó este trabajo.

La práctica se repitió cuatro veces obteniéndose siempre valores menores que los esperados para las presiones de vapor de las mezclas, no así para las presiones de vapor de los líquidos puros en los cuales, las diferencias entre los valores obtenidos y los esperados fueron mínimas.

Se considera que las diferencias en las mezclas no son debidas totalmente a errores experimentales, sino que influyen sobre los resultados las diferencias entre las presiones barométricas y las temperaturas a las cuales fueron realizados los experimentos, datos que no son precisados en el artículo.

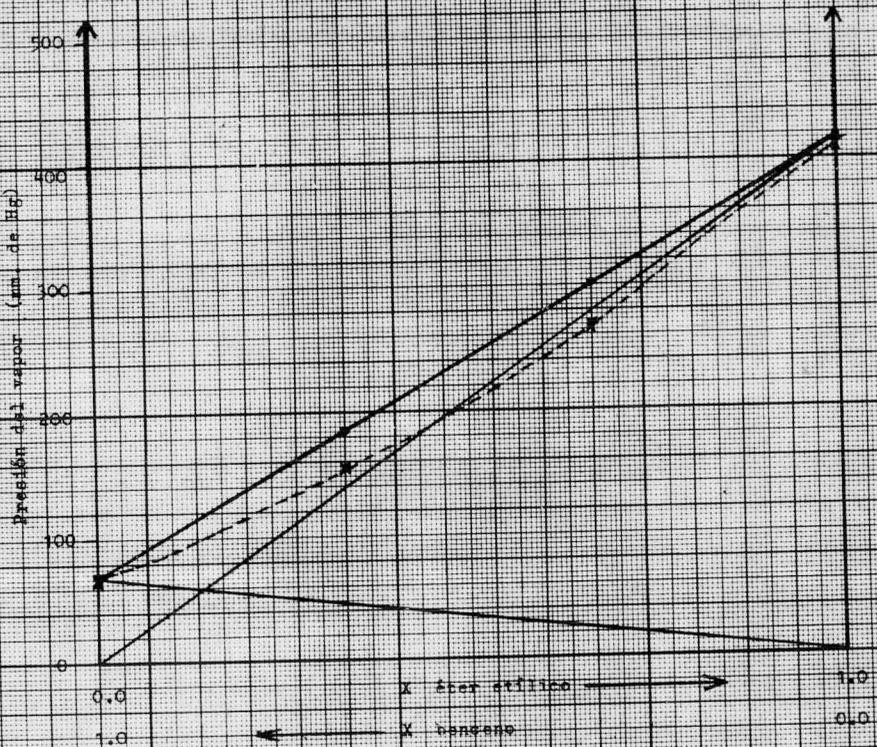


Diagrama de la presión de vapor para el sistema benceno-éter etílico a 20,5 °C. Las líneas continuas representan las presiones de vapor calculadas siguiendo la Ley de Raoult, las líneas discontinuas, las presiones de vapor medidas.

UN EXPERIMENTO DE LA LEY DE RAOULT

PARA EL CURSO DE QUÍMICA GENERAL

RESUMEN.

El objetivo de este trabajo es determinar en que grado las soluciones de éter-benceno siguen la Ley de Raoult, que se expresa por:

$$P_i = P_i^{\circ} X_i$$

donde:

$P_i$  = Presión de vapor del componente  $i$  a la fracción molar  $X_i$

$P_i^{\circ}$  = Presión de vapor del componente puro  $i$  a la temperatura en cuestión.

Para tal fin se prepararon 1.5 litros de una solución de cloruro de sodio en agua con la cual se llenó una probeta de 500 ml. que se invirtió en un vaso de precipitados de 2000 ml. en el que se encontraba el resto de la solución, se dejó entrar a la probeta un volumen determinado de aire y se esperó a que el sistema estuviera a temperatura ambiente (18.5 °C). Se anotaron el volumen del gas confinado en la probeta (aire y vapor de agua), la temperatura y la diferencia de alturas entre los niveles del agua dentro y fuera de la probeta.

La presión del aire y el vapor de agua dentro de la probeta se determinó mediante la fórmula:

$$P^{\circ} = P_B - \frac{h}{13.6}$$

donde:

$P^{\circ}$  = Presión total del gas confinado dentro de la probeta

$P_B$  = Presión barométrica medida (580 mmHg)

$h$  = Diferencia de alturas entre los niveles de agua dentro y fuera de la probeta.

Con ayuda de una pipeta se introdujo una muestra de líquido al --

que se le quería determinar la presión de vapor; esta presión se le determinó al éter puro, al benceno puro, y a dos mezclas de éter-benceno, una de  $1/3$  fracción mol de éter y  $2/3$  fracción mol de benceno y la otra de  $2/3$  - - fracción mol de éter y  $1/3$  fracción mol de benceno.

Una vez que la muestra estuvo dentro de la probeta, ésta se agitó fuertemente cuidando de no tomar la probeta por su cilindro para evitar que aumentara la temperatura de la mezcla de gases contenida en ella.

La introducción de muestra y la agitación se repitió hasta que ya no se observó un cambio brusco en el volumen del gas confinado y quedó una pequeña capa del líquido flotando sobre el agua.

Se esperó a que el sistema así preparado alcanzara el equilibrio y se midió nuevamente la temperatura, el volumen del gas contenido dentro de la probeta y la diferencia de alturas entre los niveles de agua.

Con estos datos, aplicando la Ley de Dalton de las presiones parciales y la forma combinada de las Leyes de Boyle y Charles, se determinó la presión de vapor del líquido en cuestión, obteniéndose datos muy cercanos a los reportados en la literatura para los líquidos puros.

En las mezclas se observó que a  $18.5^{\circ}\text{C}$  sufren desviaciones negativas con respecto a la Ley de Raoult.

BIBLIOGRAFIA.

- 1.- Ander Paul y Sonessa, Anthony J.  
Principios de Química. Introducción a los conceptos teóricos.  
1ra. Ed. Ed. Limusa.  
México (1975).
- 2.- Barrow, Gordon M.  
Química Física.  
Ed. Reverté S. A.
- 3.- Pery, John H.  
Chemical Engineers Handbook.  
McGraw Hill Kogakusha.  
Tokyo (1963).
- 4.- Weast, Robert C.  
Handbook of Chemistry and Physics.  
47 th. ed. Ed. The Chemical Rubber Company.  
Cleveland Ohio (1967).

TRADUCCION. (\*)

UN POLARIMETRO PARA ESTUDIANTES.

Howard Nechamkin. Instituto Pratt, Brooklyn New York.

La polarimetría como una técnica analítica, desafortunadamente se usa muy poco, si no es que nunca, en los cursos previos a la Fisicoquímica de penúltimo y último año. Las manipulaciones fundamentales y el fundamento teórico requerido para el uso exitoso del polarímetro no son bases para la existencia de esta situación. Procedimientos colorimétricos, que no se emplean mas que en polarimetría, son comúnmente empleados. Parece que la razón para ignorar o menospreciar la polarimetría en cursos analíticos o en cursos de primer año es de que el aparato es muy caro. El propósito de este artículo es describir la construcción y el uso de un polarímetro rudimentario que podría adecuarse a las necesidades de los primeros cursos.

CONSTRUCCION.

El aparato usa pedazos de película polaroid como polarizador y -- analizador. El material distribuido por los teatros que exhiben películas -- de movimiento 3-D es bien adecuado a esta aplicación.

Un porta objetos de microscopio ordinario se corta en mitades y -- cada mitad se sella a los finales de una chaqueta condensador con pegamento (Fig. 1). Esto sirve como el tubo de muestras del polarímetro. Al final A, -- que es el final del ocular, se asegura un pedazo de película polaroid con -- un clip para papel, con objeto de filtrar cualquier luz pasando a través de A desde el otro extremo del tubo. Una hoja de papel filtro (11.5 cm. de diá -- metro) se une enseguida con pegamento a la cubierta de vidrio en el extremo B, habiendo primero cortado un círculo de él exactamente en el centro con -- un horador de corchos (Fig. 2).

(\*) Ver texto original en el Apéndice.

Ahora se monta el tubo horizontalmente sostenido por dos pinzas - para bureta, cada una unida a un soporte y apuntando la construcción hacia una ventana u otra fuente de luz conveniente. Un tercer soporte, que porta otro pedazo de película polaroid, se pone a la vista, de manera de que este segundo pedazo de película polaroid esté en línea directa de la visión dominante desde A, a través del tubo polarímetro y a través de B hasta la fuente de luz. También se fija un lápiz al soporte de modo que su punta toque exactamente el borde del papel filtro pegado en el extremo B.

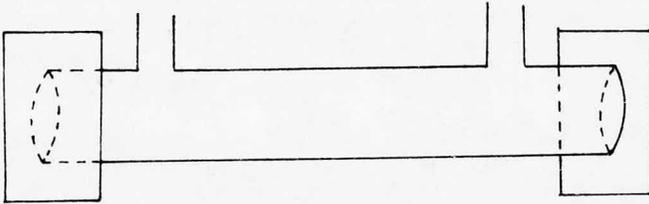


Figura 1.

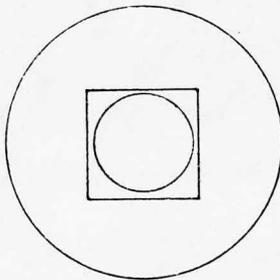


Figura 2.

MANIPULACION.

Con el tubo vacío así ensamblado originalmente, el tubo entero se gira a lo largo de su eje, mientras el operador observa a través del aparato la fuente de luz. La Figura 3 muestra el equipo listo para su uso. Al tiempo que el tubo es girado cerca del punto de extinción máxima aparece un fenómeno cromático. El punto de extinción se toma como la posición del tubo en la cual es observada la sombra azul más intensa. En este momento el papel filtro unido a B es oprimido contra la punta del lápiz para dejar una marca sobre el papel.

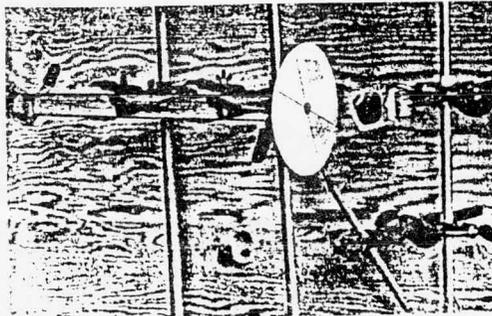


Figura 3.

El tubo entero se remueve cuidadosamente de los apoyos, para no mover el soporte o alterar la posición del papel filtro o de la tira polaroid.

Ahora en el tubo se introduce la solución a la cual se le va a medir el poder óptico rotatorio. Esto se hace de manera conveniente atando trozos de manguera de hule a los tubos de entrada y salida del agua de la chaqueta condensador y succionando en una manguera mientras la otra se mete en la solución. Cuando el tubo está lleno, la manguera de salida es compri-

mida, la manguera por donde se está succionando se quita y es reemplazada - por el bulbo de un gotero. Se debe de tener cuidado, por supuesto para eliminar cualquier burbuja de aire del tubo del polarímetro. El tubo ahora lle no se recoloca en la posición original sobre el soporte. Se toma una nueva-lectura girando el tubo mientras se está mirando por el ocular y se hace -- una nueva marca de lápiz sobre el papel filtro.

Una nueva hoja de papel filtro, la hoja de registro, es ahora sobrepuesta a la que está en B y las marcas de lápiz se transfieren a ésta.

#### CALCULOS.

El centro de la hoja de registro se encuentra construyendo el pun to de intersección del bisector perpendicular de dos cuerdas dibujadas en - el papel. Uniendo el centro y los dos puntos registrados y dibujados, el án gulo de rotación entre ellos es medido con un transportador.

En la Figura 4 se presenta una hoja típica de registro.

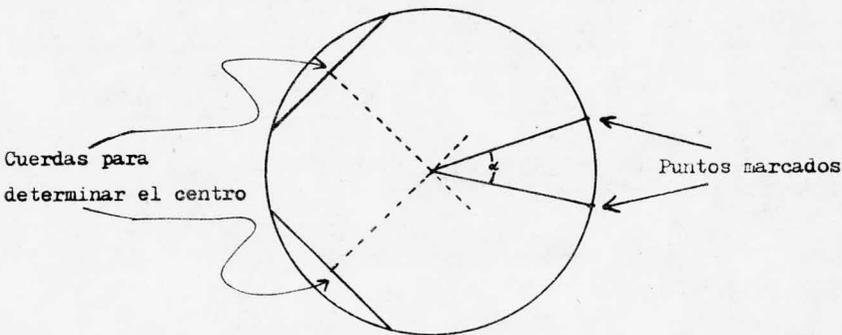


Figura 4.

#### RESULTADOS.

Quando se usó un tubo con una longitud de 31.2 cm. para medir la-

rotación de soluciones de sacarosa variando del 5% al 12% a la temperatura ambiente ( $25^{\circ}\text{C}$ ) los valores para la rotación específica flucturaron dentro de  $66^{\circ} \pm 1.4^{\circ}$ . Estos resultados son bastante consistentes, considerando lo tosco del equipo. Para checar la validez de los datos, se tomaron lecturas de estas mismas soluciones usando un polarímetro Kern y se obtuvo un valor de  $66^{\circ}$ . La precisión del aparato puede tomarse que está en el orden de magnitud de  $1^{\circ}$  de rotación, correspondiendo a una variación en el valor de la rotación específica para una solución al 5% de casi  $0.65^{\circ}$ .

### INTRODUCCION.

La luz blanca ordinaria sin polarizar puede ser considerada como formada por solo dos clases de vibraciones, la mitad vibrando en un plano vertical y la otra mitad vibrando en un plano perpendicular a este. Si de alguna manera se logra que todas las ondas vibren en planos paralelos entre sí, se dice que la luz es polarizada plana.

La luz blanca puede polarizarse por varios métodos, a saber, reflexión, doble refracción, absorción selectiva y difusión.

La luz se polariza plana por reflexión cuando se hace incidir un haz luminoso con un ángulo de  $57^{\circ}$  sobre la superficie pulida de una placa de vidrio. La doble refracción por calcita o cuarzo se logra cuando se hace incidir un rayo de luz sobre un cristal de estos materiales, además de ser doblemente refractado, ambos rayos son polarizados planos, con vibraciones en planos perpendiculares.

Si la luz ordinaria se hace incidir sobre un prisma de Nicol sucede un fenómeno similar al observado en la calcita y el cuarzo, con la diferencia de que un rayo es desviado de su trayectoria y solo pasa un rayo polarizado a través del prisma.

La polarización por absorción selectiva se logra al hacer pasar el rayo a través de un cristal de turmalina, donde además de ser doblemente refractado uno de los rayos es absorbido por el cristal, mientras el otro rayo pasa a través de él, es decir, se absorben las radiaciones que vibran en un plano y no las que vibran en el plano perpendicular a este. Un efecto igual se puede obtener usando el nuevo material conocido como polaroid, este material está fabricado en forma de láminas o películas muy finas constituidas por pequeños cristales en forma de agujas de un compuesto orgánico, yodosulfato de quinina, alineados paralelamente entre sí y embebidos en una

masilla de nitrocelulosa.

Un gran número de sustancias hacen girar en forma característica el plano de la radiación polarizada. Aunque estas sustancias se describen comúnmente como ópticamente activas es mas apropiado afirmar que poseen un poder óptico rotatorio.

El poder rotatorio óptico tiene su origen en la asimetría estructural, como la que existe en cualquier sustancia que no tiene un plano o un centro de simetría.

La simetría puede ser:

- 1.- Peculiar a la forma cristalina de las sustancias como el cuarzo y no puede aparecer en absoluto en los estados líquido o gaseoso, o bien
- 2.- Inherente a la estructura de las moléculas comprendidas en las sustancias como la dextrosa.

En el primer caso, el poder óptico rotario se manifiesta solo en el cristal, en el segundo, lo hace en todos los estados físicos y en solución.

La medición de la rotación óptica requiere instrumentos de diseño relativamente sencillos.

Necesariamente, las aplicaciones analíticas están limitadas a la determinación de sustancias asimétricas. En el trabajo cualitativo, los efectos ópticos rotatorios son medios valiosos para identificar sustancias; además, las mezclas orgánicas que contienen una o más sustancias ópticamente activas, pueden analizarse con frecuencia en forma cuantitativa, mediante la polarimetría. Por ejemplo, el contenido de azúcar de caña en los productos alimenticios se determina rutinariamente siguiendo este método.

La rotación óptica depende de muchas variables, por ejemplo, la longitud de onda  $\lambda$ , la longitud de trayectoria óptica  $b$ , la temperatura  $t$ ,

y la densidad  $\rho$  (o en el caso de soluciones, la concentración  $c$ ).

Para hacer la medición de la rotación angular de una sustancia independiente de su longitud de trayectoria y menos dependiente de la concentración, se define una rotación específica o un poder rotatorio específico

Esto es:

$$[\alpha]_{\lambda}^t = \frac{a}{lw}$$

En donde  $a$  es la rotación angular de una muestra en grados,  $l$  la longitud de trayectoria en decímetros y  $w$  el peso del soluto en gramos por centímetro cúbico de solución. La temperatura centígrada y la longitud de onda en el vacío son especificadas por  $t$  y  $\lambda$ . Por ejemplo, la mayoría de los valores literales son en  $20^{\circ}$  C y  $589 \text{ m}\mu$ ,  $[\alpha]_D^{20}$ . Para un líquido puro, la densidad reemplaza a  $w$ .

El convenio adoptado para designar las direcciones de la rotación del plano de polarización  $\gamma$ , con ello, el signo de  $a$  o  $\alpha$  es el siguiente: — cuando el plano de polarización gira en el sentido de las manecillas del reloj, cuando uno está frente al haz que emerge, se dice que la sustancia es dextrorrotatoria (+); cuando la rotación es en el sentido contrario a las manecillas del reloj, levorrotatoria (-).

El polarímetro es el aparato que se usa para medir la desviación del plano de polarización de la luz polarizada plana, mediante ciertas sustancias a través de las cuales pasa dicha clase de luz. Sus piezas principales son dos prismas de Nicol que pueden girar el uno con relación al otro. — Se colocan primeramente de modo que no pase luz alguna por el aparato y se introduce la sustancia que se va a observar (generalmente líquida o en solución) en un tubo horizontal, el cual se intercala entre los dos prismas; — entonces se mueve uno de los prismas hasta volver a conseguir la extinción —

total de la luz. El ángulo que ha sido necesario hacer girar a dicho prisma mide el poder rotatorio de la sustancia, dentro de ciertas condiciones.

PLAN DE TRABAJO.

OBJETIVO:

Construir un polarímetro de bajo costo y fácil manipulación.

MATERIAL:

- 2 Hojas de papel filtro de 11.5 cm. de diámetro.
- 1 Refrigerante de vidrio. (únicamente la chaqueta).
- 2 Portaobjetos
- 1 Rollo de película polaroid
- 1 Lápiz
- 4 Pinzas de bureta
- 3 Soportes

REACTIVOS:

Solución de sacarosa a distintas concentraciones ( 5% y 10%)

ACTIVIDADES:

- Recolección de material y reactivos.
- Construcción del aparato
- Preparación de soluciones
- Realización del experimento
- Cálculos
- Comparación de los datos obtenidos con los de un polarímetro comercial.
- Elaboración de un reporte sobre el trabajo experimental.
- Elaboración del resumen del trabajo.

PROGRAMACION DE ACTIVIDADES.

ACTIVIDADES.	1a. Semana	2a, Semana.	3a. Semana	4a. Semana
Traducción del Artículo.	X			
Elaboración de la Introducción y el Plan de Trabajo.				
Recolección de material y Reactivos.			X	
Construcción del aparato.			X	
Realización del experimento			X	
Análisis de datos y cálculos.			X	
Elaboración del reporte.				X
Elaboración del resumen - del Trabajo.				X

Para señalar en la gráfica el tiempo proyectado en cada actividad, se utilizan una serie de símbolos entre los que destacan:

| Inicio de la actividad.

==== Período de tiempo proyectado para cada actividad

X Término de la actividad.

||||| Tiempo real en la ejecución de la actividad.

----- Adiciones en los tiempos proyectados.

CONSTRUCCION DE UN POLARIMETRO.

REPORTE.

Construcción del Aparato.

Para construir el aparato se usaron trozos de mica polaroid que -  
sirvieron como polarizador y analizador, el tubo de muestras fué una camisa  
de refrigerante que se selló en sus extremos con mitades de portaobjetos or-  
dinarios pegados con resinas epoxy. (Fig. No. 1)

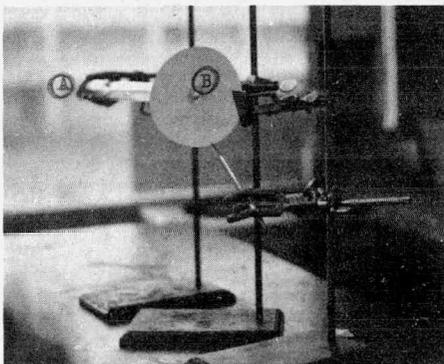


Figura No. 1

En uno de los extremos (extremo A), se aseguró un trozo de mica -  
polaroid que sirvió como filtro polarizador. En el otro extremo (extremo B),  
se fijó una hoja de papel filtro de 12.5 cm. de diámetro a la cual se le hi-  
zo un orificio circular en el centro con un horador de corchos. El tubo -  
así preparado se sostuvo horizontalmente por medio de pinzas para bureta --  
fijadas en dos soportes y se dirigió hacia la fuente de luz (ventana).

Otro soporte sosteniendo por medio de otras pinzas un trozo de --  
mica polaroid y un lápiz, se colocó en el extremo B del polarímetro.

El lápiz fué colocado de tal manera que su punta tocara el borde del papel filtro.

#### Manipulación.

El tubo vacío, colocado de esta forma, fué rotado sobre su eje, mientras se observaba la luz a través del aparato. Cuando se observó que esta se extinguía, se hizo una marca con el lápiz sobre el papel filtro, después se quitó el tubo con mucho cuidado para evitar que se alterara la posición de los dos soportes, el lápiz y la mica polaroid.

La solución a la que se le midió el poder óptico rotatorio se colocó en el interior del tubo usando mangueras de hule unidas a la entrada y salida del tubo de muestras, se succionó por una de las mangueras, mientras la otra se encontraba dentro de la solución. Las entradas se cerraron con pinzas de Mohr, cuidando que no quedara ninguna burbuja de aire en el interior del tubo de muestras.

El tubo lleno se colocó nuevamente en la posición original sobre los dos soportes. Se tomó una nueva lectura rotando el tubo mientras se observaba por el ocular y se hizo una nueva marca con el lápiz sobre el papel filtro en el momento en que se produjo la extinción de la luz. Estas marcas se transfirieron a una nueva hoja de papel filtro

Igual procedimiento se siguió para hacer varias determinaciones en soluciones de sacarosa al 5%, 10% y 15% en peso.

#### Resultados.

El centro de la hoja de registro se encontró trazando el punto de intersección de los bisectores perpendiculares de dos cuerdas dibujadas en el papel.

Uniendo el centro y los dos puntos registrados se formó un ángulo, que es igual al ángulo de desviación de la luz polarizada. (Fig. 2).

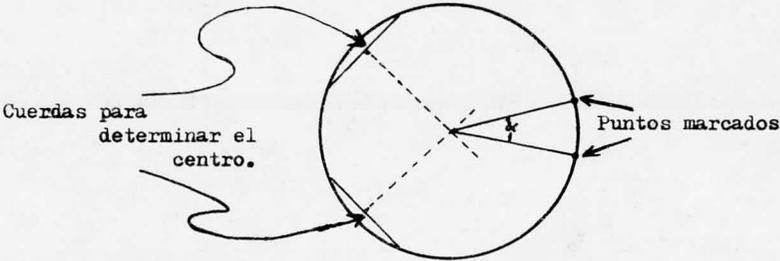


Figura 2.

Las soluciones a las cuales se les midió el poder óptico rotatorio, fueron soluciones de sacarosa en agua al 5%, 10% y 15% en peso.

Datos:

Los ángulos de rotación promedio que se obtuvieron para cada solución de sacarosa se dan a continuación:

Concentración de la solución de sacarosa.	Angulo.
5%	10.5°
10%	19.5°
15%	30.5°

Cálculos:

Los valores de la rotación específica se calcularon por medio de la fórmula:

$$\left[ \alpha \right]_{\lambda}^t = \frac{a}{lw}$$

en donde:

$\left[ \alpha \right]_{\lambda}^t$  = Poder óptico rotatorio a una temperatura (t) y una longitud de onda ( $\lambda$ ) determinadas.

a = Angulo de rotación en grados.

l = Longitud del tubo de muestras en decímetros.

w = Concentración de la solución en g/cm<sup>3</sup>

de la siguiente manera:

Concentración

$$5\% \quad \left[ \alpha \right]_{\lambda}^{20} = \frac{10.5^{\circ}}{(3 \text{ dm.})(0.05 \text{ g/cm}^3)} = 70.00$$

$$10\% \quad \left[ \alpha \right]_{\lambda}^{20} = \frac{19.5^{\circ}}{(3 \text{ dm.})(0.10 \text{ g/cm}^3)} = 65.00$$

$$15\% \quad \left[ \alpha \right]_{\lambda}^{20} = \frac{30.5^{\circ}}{(3 \text{ dm.})(0.15 \text{ g/cm}^3)} = 66.66$$

#### Conclusiones:

En la literatura se reporta el valor del poder óptico rotatorio - de la sacarosa como +66.5°.

La diferencia máxima entre este valor y los valores obtenidos - con el polarímetro construido fué de 3.5° y la mínima de 0.1°, por lo que - se puede concluir que el polarímetro construido tiene un grado de precisión aceptable considerando lo rudimentario de su construcción.

#### Observaciones:

Aún cuando en el artículo se señala que debe utilizarse película-polaroid, ésta fué sustituida por micas polaroid en virtud de que no fué posible conseguir este tipo de película, pues según se investigó dicha película no existe en el mercado mexicano.

## CONSTRUCCION DE UN POLARIMETRO.

### RESUMEN.

El objetivo de este trabajo fué construir un polarímetro de bajo costo y fácil manipulación.

Con un polarímetro es posible hacer determinaciones cualitativas y cuantitativas de sustancias que posean poder óptico rotatorio, es decir, que sean capaces de desviar el plano de la luz polarizada.

El poder óptico rotatorio tiene su origen en la asimetría estructural como la que existe en cualquier sustancia que no tiene un plano o un centro de simetría.

Un polarímetro consta, básicamente, de dos prismas: uno analizador y otro polarizador, además de un tubo de muestras. En este aparato los prismas se sustituyeron por trozos de mica polaroid, ya que estas tienen la propiedad de polarizar la luz.

El tubo de muestras se construyó con una camisa de refrigerante que se selló en sus extremos con mitades de portaobjetos pegados con resinas epoxy (Figura No. 1). En el extremo A del tubo se fijó uno de los trozos de mica y en el extremo B una hoja circular de papel filtro a la cual se le hizo una perforación en el centro con un horadador de corchos, esta hoja sirvió como hoja de registro de datos.

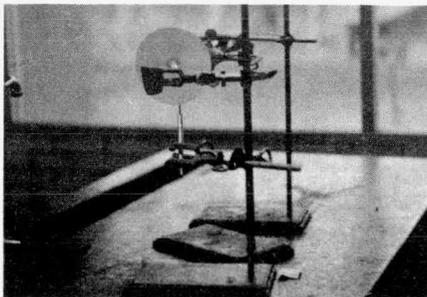


Figura No. 1

El tubo así acondicionado se colocó en forma horizontal con el extremo A dirigido hacia la fuente de luz (ventana), sobre dos pinzas para bureta unidas a dos soportes. En otro soporte se colocó el otro trozo de mica de manera que coincidiera con la perforación que se hizo en el papel filtro y un lápiz que tocaba con la punta la orilla de la hoja de registro.

A continuación, utilizando dos mangueras se llenó el tubo con la solución a la cual se le iba a medir el poder óptico rotatorio y se cerraron las entradas al tubo de muestras.

El tubo fué colocado en la posición inicial observándose que en el punto donde anteriormente no había paso de luz, la luz pasaba. Se giró el tubo hasta el punto donde se extinguió nuevamente la luz y se marcó este punto sobre el papel. Las marcas hechas en esta hoja se transfirieron a otra a la cual se le determinó el centro, desde el que se trazaron radios dirigidos hacia los puntos marcados en el papel. El ángulo formado por estos radios fué el ángulo de desviación de la luz polarizada.

Con este aparato se hicieron determinaciones del poder óptico rotatorio de soluciones de sacarosa en agua al 5%, 10% y 15% en peso.

El poder óptico rotatorio se calcula mediante la fórmula:

$$[\alpha]_{\lambda} = \frac{a}{lw} \quad \text{en donde:}$$

$[\alpha]_{\lambda}$  = Poder óptico rotatorio a una temperatura (t) y una longitud de onda ( $\lambda$ ) determinadas.

a = Ángulo de rotación en grados.

l = Longitud del tubo de muestras en decímetros.

w = Concentración de la solución en gramos/cm<sup>3</sup>.

El valor reportado en la literatura para el poder óptico rotatorio de la sacarosa es + 66.5°, los valores obtenidos en las determinaciones

nechas con el polarímetro construido en el laboratorio fueron:  $70.0^{\circ}$ ,  $65.0^{\circ}$ , y  $66.6^{\circ}$ .

Puede observarse que la diferencia máxima entre el valor reportado y el obtenido fué de  $3.5^{\circ}$  y la mínima de  $0.1^{\circ}$ , por lo que consideramos que los resultados obtenidos son aceptables, si tomamos en consideración lo rudimentario del aparato.

BIBLIOGRAFIA.

- 1.- Morrison, Robert Thornton and Boyd Robert Neilson.  
Organic Chemistry.  
Allyn and Bacon, Inc.  
Boston (3rd. Edition)
- 2.- Strobel, Howard N.  
Instrumentación Química.  
Ed. Limusa Wiley, S. A.  
México D. F. (1968)
- 3.- White, Harvey E.  
Física Moderna.  
Montaner y Simón S. A.  
Barcelona (1962).

TRADUCCION. (\*)

AGUA DESTILADA CON DESTILADORES SOLARES.

Oliver St. C. Headley, Basil G. F. Springer.

University of the West Indies. Trinidad, West Indies.

Uno de los principales problemas encontrados en la enseñanza de la Química en los países en desarrollo es la provisión de agua químicamente pura. El equipo metropolitano estándar de destiladores calentados eléctricamente, o intercambiadores iónicos de ordinario, está fuera del alcance de las escuelas rurales pequeñas debido al elevado capital o a los altos costos de mantenimiento. Pocos países tropicales hacen uso de la energía solar que asciende a un promedio de  $500-600 \text{ cal/cm}^2/\text{día}$ , en el trópico<sup>1</sup>. En términos de destilación de agua, esto equivale a unos  $0.9-1.1 \text{ g/cm}^2/\text{día}$  suponiendo un calor latente de vaporización de  $540 \text{ cal/g}$  y una eficiencia del 100%. Los destiladores solares convencionales tipo tejado (Fig. 1) usualmente tienen una eficiencia del 40-60% y dan rendimientos de  $0.6-1.5 \text{ lb/ft}^2/\text{día}$  (2.9-7.3  $\text{l/m}^2/\text{día}$ ) dependiendo de la cantidad de energía solar recibida<sup>2</sup>.

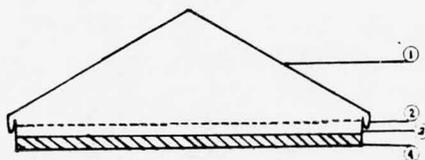


Figura 1.- Un destilador convencional: 1, Cubierta de vidrio; 2, Dren de destilación; 3, Agua sin destilar; 4, Aislante.

(\*) Ver artículo original en el Apéndice.

La eficiencia del destilador se puede mejorar si uno pone cuidado sa atención en el diseño. En este artículo, se describirán dos tipos de destilador, uno sencillo y el otro de abertura de destilación pequeña. Ambos - son baratos, fáciles de construir y producen buena agua destilada.

Un destilador sencillo.- Un destilador solar sencillo tipo tejado de 36 x 14 pulgadas (91.4 x 35.6 cm) con un área de calentamiento de 3.5 -- pie<sup>2</sup> (0.32 m<sup>2</sup>) fué construido a partir de materiales localmente disponibles. El destilador consta de una chaqueta exterior de aluminio con un fondo in--clinado equipado con un dren en el extremo más profundo, una bandeja con -- agua recubierta con aluminio ennegrecido dentro de la chaqueta exterior, y -- una cubierta de vidrio de sección transversal triangular colocada sobre la chaqueta exterior (Fig. 2).

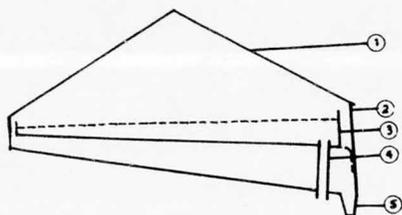


Figura 2.- Un destilador simple: 1, Cubierta de vidrio; 2, Chaqueta exte--rior; 3, Bandeja de agua; 4, Tubo de entrada y salida; 5, Salida del destilado.

Hay un espacio de aire entre la bandeja de agua y la chaqueta in--terior y los tubos de vidrio unidos con empaques de hule que conectan la -- chaqueta interior con la exterior. La cubierta consiste de cuatro piezas de vidrio, dos son triángulos isósceles de 14 pulgadas (35.6 cm) de base, --

4 1/4 pulgadas (11.4 cm) de altura y 8 pulgadas (20.3 cm) de los lados inclinados y con una intersección de 1/4 de pulgada (0.6 cm) para apoyar el vidrio en sus ménsulas.

Las otras dos piezas son rectángulos, uno que mide 36 x 8 pulgadas (91.4 x 20.3 cm) y el otro de 36 x 8 1/8 pulgadas (91.4 x 20.6 cm), uno es 1/8 de pulgada (0.3 cm) más ancho a fin de permitir una sobreposición en el tope. El vidrio se cortó de un marco de 36 x 24 pulgadas (91.4 x 61 cm) de vidrio de "agua blanca" aproximadamente de 3/32 de pulgada (2.4 mm) de espesor. Se usó vidrio de "agua blanca" para reducir las pérdidas por absorción de la radiación solar al pasar a través del vidrio.

Antes del ensamble final se limpió el vidrio hasta que el agua fluyó en una película delgada sin "pegarse". Se ensayaron dos métodos de limpieza, con ácido crómico y con detergentes comerciales. Se adoptó finalmente el último método, ya que limpiar artículos grandes con ácido crómico es difícil y algunas veces peligroso. Es necesario un vidrio limpio puesto que sucio dá lugar a una salida muy pobre de destilado.

La chaqueta exterior y la bandeja de agua se construyeron de hoja de aluminio remacnado con gasas de alambre de cobre y pegado fuertemente en todas sus uniones con un cemento de poliestireno. La superficie interior de la chaqueta exterior y la superficie exterior de la bandeja de agua fueron recubiertas con un barniz de poliuretano y se les dejó secar en el sol por dos horas para quitarles el solvente. Este revestimiento de plástico es necesario porque el agua destilada ataca al aluminio desprotegido, probablemente por disolución de la película de óxido. Para una absorción máxima de la radiación solar, se ennegreció la superficie interior de la bandeja de agua con un revestimiento de asfalto seguido con otro de carbón pulverizado. Después de cada aplicación, el revestimiento se secó por dos horas en el

sol para quitar los solventes y otros compuestos volátiles. El carbón es necesario para mantener la negrura bajo las condiciones de operación. Los lados rectangulares tienen una pendiente de  $30^{\circ}$ ; pendientes más agudas no incrementan en forma significativa la salida de agua sino simplemente incrementan la distancia media de la superficie de destilación a la superficie de condensamiento.

Este destilador difiere del destilador convencional (Fig. 1) en dos aspectos importantes: (1) No hay aislamiento externo en el fondo, (2) hay una entrada de aire entre la bandeja de agua y la cnaqueta exterior. Esta entrada de aire provee un aislamiento suficiente para el agua caliente en la bandeja de agua y como en la cnaqueta exterior no se rezaga actúa como condensador. Una conveniencia adicional es que todo el destilado se colecta en un punto y la bandeja de agua se descarga fácilmente puesto que se inclina hacia un lado.

Después del ensamble final se sujetó el destilador hasta que se secó el pegamento. Esto es necesario puesto que las juntas vidrio-vidrio fueron pegadas fuertemente pero no pudieron remacharse. El destilador se situó después en la luz solar directa con el tope de la bandeja de agua horizontal y llena al nivel correcto con agua desde una carga constante provista con una válvula de flotador. La cubierta de vidrio se empañó aproximadamente en 30 segundos. Cualquier mancha no empañada indicaba fuga de vapor en la vecindad, éstas se sellaron con pegamento. No debe haber fugas porque las pérdidas de vapor bajan el rendimiento.

El dispositivo de la válvula de flotador de cabezal constante, denominado válvula de demanda, se construyó de hoja de aluminio (Fig. 3). El flotador se cortó de "espuma" de poliestireno y el cuerpo de la válvula consiste de un tapón de caucho de 30 mm. de diámetro máximo, barrenado con un-

taladro de corchos de 1 cm. de diámetro. El miembro móvil de la válvula es una zapatilla macho semiesférica de 7/8 de pulgada (2.2 cm). Los apoyos del cuerpo de la válvula fueron troquelados en ángulo y agujerados para asegurar rigidez. Después del ensamble se probó para checar la no existencia de fugas.

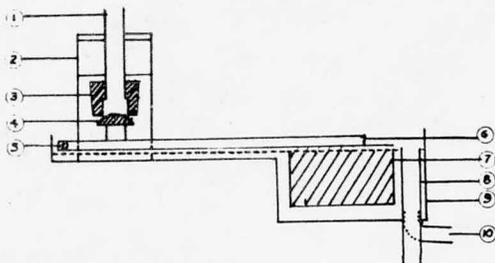


Figura 3.- Una válvula de demanda simple: 1, Entrada de la tubería; 2, Soporte del cuerpo de la válvula; 3, Miembro estático de la válvula; 4, Miembro móvil de la válvula; 5, Chaveta de pivote; 6, Brazo del pivote; 7, Flotador; 8, Tubo de derrame; 9, Chaqueta exterior; 10, Línea alimentadora de destilamiento.

Un destilador de abertura pequeña.- Para obtener rendimiento de destilado de  $1 \text{ lb/ft}^2/\text{día}$  ( $4.9 \text{ l/m}^2/\text{día}$ ), con una entrada de energía solar de cerca de  $500 \text{ cal/cm}^2/\text{día}$ , es necesario hacer lo siguiente: (a) Disminuir la distancia media de destilación, por ejemplo, la distancia que va desde la superficie destilante hasta la superficie del condensador; (b) incrementar la razón de área de condensamiento:área de calentamiento. Para lograr estas condiciones en un destilador convencional es necesario usar varias cubiertas en ángulo muy cerrado si no decrece el ángulo de desagüe a un valor no adecuado. Las cubiertas múltiples crean problemas en el recubrimiento del

vidrio y requerirían a su vez de múltiples drenes y un sistema colector complicado. La solución más simple es tener la superficie de agua más cerca de la superficie de vidrio, e inclinar el destilador completo para fácil salida. Se necesita por supuesto, un dispositivo que permita inclinar el destilador y que evite que el destilado se vacie cuando esto ocurra. Dos dispositivos se sugieren por sí mismos, el tejido negro<sup>2</sup> y una cascada. Los problemas encontrados con el tejido fueron considerables y se abandonó en favor de la cascada.

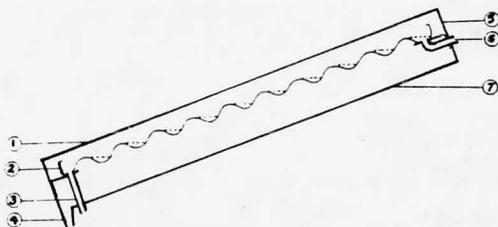


Figura 4.- Un destilador de apertura pequeña: 1, Cubierta de vidrio; 2, Cascada; 3, Línea de retroalimentación a la válvula; 4, Dren del destilado; 5, Chaqueta externa; 6, Tubo de entrada; 7, Fondo de vidrio.

El destilador es un paralelepípedo con lados verticales de aluminio y lados horizontales de vidrio (Fig. 4), la sección transversal horizontal del destilador mide 36 x 24 pulgadas (91.4 x 61 cm), porque este es el tamaño estándar de los marcos de vidrio disponibles en la localidad. La cascada es una bandeja de aluminio dividida en compartimientos para contener el agua y está montada a 1/4 de pulgada (0.6 cm) de la superficie superior de vidrio por medio de ménsulas en la chaqueta exterior. A tan pequeñas distancias, el proceso de destilación se puede describir, mas bien, en térmi-

nos de destilación molecular en lugar de destilación normal. Idealmente, la abertura de destilación debe ser igual a la trayectoria libre media de las especies moleculares que van a destilarse, bajo las condiciones de destilación<sup>3</sup>. La presión parcial de vapor de agua a las temperaturas encontradas - (60-70°C, 150-230 mm Hg) es suficiente para vencer un vacío innecesario para que la destilación molecular proceda. Así, la superficie interior completa del destilador actúa como una superficie de condensamiento, las partes laterales de aluminio fueron revestidas para evitar la corrosión. Un desagüe, situado en la orilla frontal inferior colecta todo el destilado.

La cascada consiste de un marco de aluminio corrugado, cuyas corrugaciones son paralelas al eje mayor del destilador; los extremos abiertos se taparon para evitar pérdidas de destilado. La superficie exterior se recubrió y la interior se ennegreció usando la técnica descrita anteriormente. Las cuatro esquinas fueron perforadas y las piezas en "L" de tubo de vidrio de 1/2 pulgada (1.3 cm) de diámetro se ajustaron con empaques de hule. Las salidas de estos tubos se abrieron en los lados verticales del destilador. El vidrio se limpió de la manera descrita anteriormente, la cascada se probó, en lo que respecta a fugas, y el destilador completo se montó y se sujetó hasta que el pegamento secó.

El destilador se puso a la luz solar directa en un ángulo de inclinación de 20°. Este es un promedio entre los 30° requeridos para una buena salida y los 10° requeridos para una mínima pérdida de energía solar por reflexión en la superficie superior de vidrio ya que la latitud en la cual está la instalación es de 10°. El destilador se puede girar en dirección norte durante el verano, en el hemisferio Norte y al sur durante el verano en el hemisferio Sur.

El destilador se llenó con agua de una válvula de demanda en cascada y se usó la prueba de niebla para detectar fugas. (Este destilador se empañó entre los 5-10 segundos de haber sido colocado a la luz del sol y el destilado comenzó a salir del dren a los 2 minutos del arranque). La válvula de demanda en cascada usada para este destilador difiere de la sencilla en que la válvula no descarga agua directamente a la cámara del flotador sino en el depósito más alto de la cascada. Escalona hacia abajo a medida que cada depósito se llena y finalmente alcanza la cámara del flotador desde el depósito más bajo de la cascada. El cuerpo de la válvula se monta, por lo tanto, en el tope de una varilla de empuje que es accionada por el flotador ( Fig. 5). La válvula se cierra cuando la cascada se llena. Para asegurar que la cascada no se quedará seca en algún punto, cuando el depósito del fondo se llene la válvula se ajusta de tal modo que su posición "cerrada" entregue un pequeño goteo que es aproximadamente la razón de destilación en períodos no máximos. La válvula se construyó de manera similar a la sencilla pero se tuvo más cuidado al alinearla.

Funcionamiento y Mantenimiento.- El destilador sencillo produce cerca de 1.5 litros de agua en un día caluroso sin nubes, que corresponde a cerca de 0.9 lb/ft<sup>2</sup>/día (4.4 l/m<sup>2</sup>/día). El destilador de abertura pequeña produce 2.8 litros por día, que corresponde aproximadamente a 1.0 lb/ft<sup>2</sup>/día (4.9 l/m<sup>2</sup>/día). Después de cerca de una semana de funcionar, remover solventes, limadura de aluminio y alguna otra materia extraña, se comprobó que el agua destilada era bastante pura, siendo su conductancia menor de  $1 \times 10^{-5}$  ohms<sup>-1</sup>/cm<sup>3</sup>. Después de dos semanas, la conductancia alcanzó aproximadamente  $4 \times 10^{-6}$  ohms<sup>-1</sup>/cm<sup>3</sup>, siendo favorable esta comparación con el agua de un destilador de vidrio calentado eléctricamente que tiene una conductancia de

aproximadamente  $2 \times 10^{-6}$  ohms<sup>-1</sup>/cm<sup>3</sup> y es considerablemente mejor que el -- agua destilada en una columna de intercambio iónico cuya conductancia es -- aproximadamente  $1.2 \times 10^{-5}$  ohms<sup>-1</sup>/cm<sup>3</sup>. Durante las estaciones de lluvia el destilador se puede ajustar con un desagüe externo para recoger agua de lluvia que después de un breve paso por la columna corta de intercambio iónico es adecuada para el uso del laboratorio.

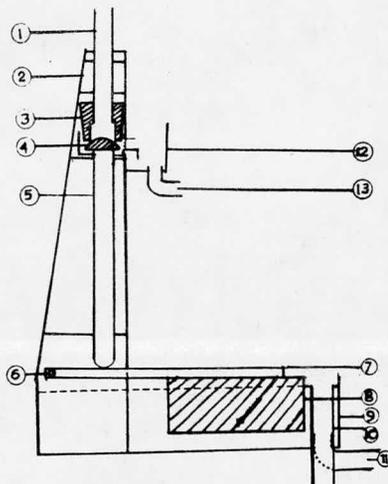


Figura 5.- Una válvula de demanda en cascada: 1, Tubo de entrada; 2, Soporte del cuerpo de la válvula; 3, Miembro fijo de la válvula; 4, - Miembro móvil de la válvula; 5, Varilla de empuje; 6, Chaveta de pivote; 7, Brazo del pivote; 8, Flotador; 9, Chaqueta exterior; 10, Tubo de derrame; 11, Línea retroalimentadora del destilamiento; 12, Colector de agua; 13, Línea alimentadora del destilamiento.

El único mantenimiento requerido es checar las válvulas cada dos o tres días para asegurarse de que no se han tapado y rellenar los depósi-

tos de alimentación de agua. Una vez por mes deben abrirse las tuberías del fondo y se debe drenar y vaciar (en el destilador sencillo) o vaciar continuamente para remover los depósitos en el destilador de cascada.

**Conclusiones.**- Estos destiladores son fáciles de construir y proveen una fuente barata de agua destilada, puesto que su costo incluida la mano de obra es de 19.00 dólares (U.S.) en el caso del destilador sencillo y 30.00 dólares (U.S.) en el caso del destilador de abertura pequeña. Si han sido construidos apropiadamente quedan libres de fugas por períodos de tiempo muy largos y el gasto requerido para su mantenimiento es despreciable. Son por lo tanto muy adecuados para los países tropicales en desarrollo en donde la luz del sol es abundante y el capital escaso. Sin posteriores modificaciones se pueden usar para desalar agua de mar, aspecto bajo investigación actualmente.

**Agradecimiento.**- Queremos agradecer a G. Maingot por su asistencia en el soplado de vidrio y otra asistencia técnica.

**Bibliografía:**

- 1.- Lof, G. O. G., Duffie, J.A., and Smith, C. O., Solar Energy, 10, 27 (1966)
- 2.- Telkes, M. "Proceedings of the World Symposium of Applied Solar Energy", Solar Energy Society, Tempe, Ariz., 1955 p. 75
- 3.- Parry, E. S. "Technique of Organic Chemistry" Vol. IV Distillation (2nd ed.), Interscience, (division of John Wiley & Sons., Inc.), New York, 1965, p 540

## AGUA DESTILADA CON DESTILADORES SOLARES.

### INTRODUCCION.

La destilación es un procedimiento antiguo y buen número de sus principios fueron descubiertos mucho antes de que la Química alcanzara la categoría de ciencia exacta.

Es una operación que tiene por objeto **separar**, por medio del calor, una sustancia volátil de otras menos volátiles para después condensar su vapor por enfriamiento.

El término destilación que en principio se aplicó casi exclusivamente a la separación de licores espirituosos del líquido obtenido por la fermentación de soluciones azucaradas tiene actualmente aplicaciones mucho más amplias. La destilación es parte esencial de numerosos procesos en que es necesario separar sustancias que poseen distintos puntos de ebullición.

Aplicando este proceso al agua se obtiene agua de excelente calidad, ya que no solamente las sales ionizadas se reducen a cantidades muy pequeñas, sino que también se eliminan por destilación los ácidos poco disociados como el silícico.

Teóricamente las impurezas no volátiles se eliminan por destilación, pero en la práctica están presentes en el destilado pequeñas cantidades de sales. El diseño del equipo, la calidad de agua que se alimenta, las concentraciones, el método de purga, el tipo de condensadores etc., afectan los resultados.

Existen varios métodos de destilación, entre otros:

Destilación simple o sencilla.- Es la aplicación de una vaporización sencilla para llevar a cabo la separación parcial de los componentes de la mezcla.

Destilación fraccionada.- Es el proceso de destilación de una mezcla de líquidos en el cual se recoge el destilado en porciones distintas o "fracciones" de distinta volatilidad.

Destilación molecular.- La destilación molecular se realiza cuando la distancia entre la superficie de evaporación y la de condensación es comparable con el recorrido libre medio de las moléculas de vapor.

Hay diferencias importantes en principio entre la destilación ordinaria y la destilación molecular. En la destilación ordinaria, las moléculas del vapor reingresan a la superficie y tienden a producir un equilibrio entre la fase líquida y la fase vapor. Con estas condiciones las cantidades de los diversos constituyentes que destilan son proporcionales a sus presiones parciales. Por otro lado, en la destilación molecular, las moléculas no reingresan a la fase líquida y no hay equilibrio entre el líquido y el vapor. La separación lograda depende solamente de las diferencias en las velocidades de evaporación de los diversos componentes.

En la destilación molecular las sustancias se destilan en alto vacío y a la temperatura más baja posible, con el mínimo perjuicio para su composición.

Para obtener agua a su máxima pureza se destila tres veces; la primera es una destilación ordinaria; luego se somete a una corriente de aire puro, con el agua a  $90^{\circ}$  C durante un día; después se destila con una pequeña cantidad de solución de sosa caústica y permanganato de potasio y se vuelve a destilar con un poco de sulfato ácido de potasio. El grado de pureza alcanzado es determinado generalmente por conductividad eléctrica. La denominada "agua de conductividad" es la de mayor pureza.

Comparada con otros métodos de tratamiento la destilación es el -

proceso más caro, pero el costo varía en un amplio rango dependiendo del tipo de evaporador usado, el número de efectos, etc.

El calor específico y el calor latente del agua son altos. Si se puede recuperar calor en una planta de destilación, el costo del agua obtenida será menor que si no se recuperara.

Otra manera de abatir costos en el proceso de destilación del agua es utilizar la energía solar como fuente de calor.

Los destiladores solares fueron utilizados durante la segunda guerra mundial para permitir a los ocupantes de botes salvavidas destilar agua de mar y hacerla potable.

Con principios similares, en la actualidad, se han construido gigantescos destiladores solares para desalar agua de mar.

PLAN DE TRABAJO.

OBJETIVOS:

Construcción de un destilador solar.

Otención de agua destilada para usos de laboratorio.

MATERIAL:

2,5 m. de lámina de aluminio No. 26.

6 m. de "T" de aluminio de 1 pulg.

3 m. de ángulo de aluminio de 5/8 pulg.

50 remaches pop.

1 flotador

1 válvula de 1/4 pulg.

1 cople de 1/4 pulg.

1 niple de 1/4 pulg.

15 cm. tubo de cobre de 1/8 pulg.

1 Hoja de vidrio de 3 mm. de espesor, 90 cm. de largo y 50 cm. de ancho.

Barniz anticorrosivo

Pintura negra (Esmalte).

Resina plástica para sellar

Resinas Epoxi

ACTIVIDADES:

Diseño de la práctica.

Recolección de material.

Construcción del aparato.

Pruebas de funcionamiento.

Conclusiones

Elaboración del reporte.

Elaboración del resumen del Trabajo.

PROGRAMACION DE ACTIVIDADES.

ACTIVIDADES .	la Semana	2a. Semana	3a. Semana	4a. Semana
Traducción del Artículo.	X			
Elaboración de la introducción y el Plan de Trabajo.	X			
Diseño de la práctica.		X		
Recolección de material.		X		
Construcción del aparato.			X	
Pruebas de funcionamiento.				X
Conclusiones.				
Elaboración del reporte.				
Elaboración del resumen -- del Trabajo.				

Para señalar en la gráfica el tiempo proyectado en cada actividad, se utilizan una serie de símbolos entre los que se destacan:

| Inicio de la actividad.

==== Período de tiempo proyectado para la actividad.

X Término de la actividad.

==== Adiciones en tiempos proyectados.

||||| Tiempo real en la ejecución de la actividad.

## AGUA DESTILADA CON DESTILADORES SOLARES.

### REPORTE.

Para construir un destilador solar sencillo tipo tejado basado en el reportado en el artículo, se procedió de la siguiente manera:

Se construyó una charola (chaqueta interior) de 81 cm. de largo, 26 cm. de ancho y 5 cm. de altura con hoja de aluminio del No. 26, unida — con remaches pop y sellada en sus uniones con pegamento de silicones, esta charola se usó como recipiente para contener el agua sin destilar.

La chaqueta exterior del destilador fué construída, remachada y se llada, de manera similar a la chaqueta interior. Sus dimensiones son: 91 cm. de largo, 36 cm. de ancho, 15 cm. de profundidad en la esquina más baja y - 10 cm. en las demás. La razón por la cual se construyó la chaqueta exterior en esta forma, es poder colectar en un solo punto todo el destilado ( Figura No. 1).

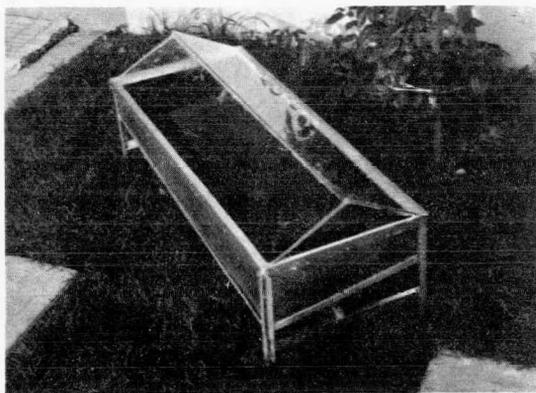


Figura No. 1.

La chaqueta interior y la parte interior de la chaqueta exterior fueron recubiertas con barniz anticorrosivo en virtud de que el agua destilada ataca al aluminio desprotegido, probablemente por disolución de la capa de óxido y posteriormente ennegrecidas para lograr una absorción mayor de la radiación solar.

A la chaqueta exterior se fijó un marco rectangular construido con ángulo de aluminio de 5/8 de pulg. sobre el que se colocó la chaqueta interior, a una distancia de 5 cm. de las paredes de la chaqueta exterior, con objeto de dejar entre las dos chaquetas un espacio de aire que sirviera como aislante

A fin de regular la entrada del agua a la chaqueta interior y mantenerla a un nivel constante, se fijó en ésta una válvula con flotador. La válvula y el flotador usados con este objeto, formaban parte del carburador de un automóvil.

Para poder mantener en pie el destilador y el fondo de la chaqueta exterior conservara su declive, fué necesario construir una base con ángulo de aluminio de 5/8 de pulg., rematada en la parte superior con una varilla de aluminio en "T" sobre la cual se hizo descansar la cubierta de vidrio previamente lavada con detergente.

La cubierta que sirvió de condensador fué construída con cuatro piezas de vidrio, dos triangulares de 36 cm. de base, 10 cm. de altura y 3 mm. de espesor; y dos rectangulares de 91 cm. de largo, 20 cm. de ancho y 3 mm. de espesor, unidas fuertemente con pegamento de silicones.

Una de las piezas rectangulares se cortó 2mm. más ancha que la otra a fin de lograr la sobreposición de ésta en las otras piezas, al hacer el ensamble.

El aparato terminado se muestra en la fotografía (Fig. No. 1)

### Resultados.

El destilador se colocó a la luz solar directa con la charola con agua al nivel correcto. La cubierta del destilador se empañó aproximadamente en 50 seg.; las fugas detectadas fueron selladas a fin de evitar que bajara el rendimiento.

El aparato así preparado, se puso a trabajar una semana obteniéndose un promedio de 900 ml. de agua destilada al día.

### Conclusiones.

El rendimiento del aparato construído es mucho menor que el del aparato descrito en el artículo. Esto es fácilmente explicable si se toma en consideración las distintas condiciones climatológicas de la Ciudad de México y las del trópico.

Es posible que el rendimiento de este destilador aumente considerablemente en zonas más calurosas de nuestro País.

### Observaciones.

En el artículo no se reporta la manera de sostener el destilador en la posición adecuada, por lo que hubo necesidad de construir la base metálica anteriormente descrita.

La válvula descrita en el artículo se sustituyó por una válvula de carburador de automóvil, observándose que su funcionamiento fué adecuado para la realización del experimento.

AGUA DESTILADA CON  
DESTILADORES SOLARES.

RESUMEN.

El objeto de este trabajo fué la construcción de un destilador solar con una superficie de calentamiento de aproximadamente  $0,33 \text{ m}^2$ . para -- destilar agua que pudiera ser apropiada para usos de laboratorio.

El destilador consta básicamente de una cubierta de vidrio transparente que sirve de condensador, una chaqueta interior que se utiliza como recipiente del agua sin destilar y una chaqueta exterior en la cual el agua destilada se colecta en un punto.

El destilador se conecta a una toma de agua, regulándose la entrada de esta por medio de una válvula con flotador que se encuentra instalada en la chaqueta interior, a fin de mantener constante el nivel del agua. La válvula utilizada con este fin, fué la de un carburador de automóvil.

Chaqueta exterior.- Fué construída con lámina de aluminio del No. 26, remachada con remaches pop y sellada, en sus uniones, con pegamento de silicones.

Para poder coleccionar el agua en un solo punto, es necesario que el fondo de la chaqueta se encuentre en declive.

Sus dimensiones son: 91 cm. de largo, 36 cm. de ancho, 15 cm. de alto en la parte más profunda y 10 cm. en las demás.

La parte interior fué recubierta con barniz anticorrosivo, en virtud de que el agua destilada ataca al aluminio desprotegido, probablemente por disolución de la capa de óxido. Posteriormente esta misma superficie -- fué ennegrecida para lograr una absorción máxima de la radiación solar.

Chaqueta interior.- Construída y recubierta de manera similar a -- la chaqueta exterior, sus dimensiones son: 81 cm. de largo, 26 cm. de ancho y 5 cm. de altura.

Se encuentra sostenida por medio de un marco de ángulo de alumi--

nio de  $5/8$  de pulg., a una distancia de 5 cm. de las paredes de la chaqueta exterior, con objeto de dejar entre las dos chaquetas un espacio de aire — que sirva como aislante.

Cubierta de vidrio.- Semeja la forma de un prisma triangular, fué construída con cuatro piezas de vidrio, dos triangulares y dos rectangulares, unidas con pegamento de silicones.

Sus dimensiones son: Piezas triangulares, 36 cm. de base por 10 cm. de altura, 3 mm. de espesor; piezas rectangulares, 91 cm. de largo, — 20 cm. de ancho y 3 mm. de espesor.

La cubierta de vidrio se colocó sobre la chaqueta exterior.

Base.- Para poder sostener esta estructura se construyó una base de ángulo de aluminio de  $5/8$  pulg. rematada en la parte superior con varilla de aluminio en "T".

Sus dimensiones son: 91 cm. de largo, 36 cm. de ancho (interior) y una altura de 25 cm.

El destilador así construído (Fig. 1), se colocó a la luz solar -

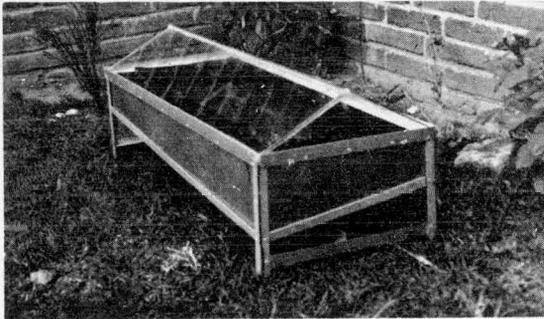


Figura No. 1

directa, observándose que la cubierta de vidrio se empañaba en aproximadamente 50 seg. Todas las fugas detectadas fueron selladas con pegamento de silicónes.

El destilador se dejó funcionar durante siete días al cabo de los cuales había destilado 6,300 ml. de agua, un promedio de 900 ml. por día.

El rendimiento es bajo debido al clima que tiene la Ciudad de México, sin embargo, es de esperarse que el rendimiento aumente notablemente en las zonas calurosas del País.

BIBLIOGRAFIA.

- 1.- Menéndez Pidal Ramón.  
Gran Enciclopedia del Mundo.  
Vol. 6 Durvan S. A. de Ediciones.  
Bilbao (1966).
- 2.- Enciclopedia Salvat de la Ciencia y de la Tecnología  
Tomo 4. la. Ed.  
Salvat Editores S. A.  
Barcelona (1964).
- 3.- Enciclopedia de Tecnología Química.  
Vol. 5. la. Ed.  
Unión Tipográfica Editorial Hispano-Americana.  
México (1962).

## CONCLUSIONES.

Este proyecto nació de las inquietudes latentes en muchos maes --  
tros de E.N.E.P. Cuautitlán, de crear condiciones similares a las que se --  
presentan en la vida diaria de la actividad profesional, para complementar,  
de una manera práctica, la preparación teórica de los alumnos que egresan --  
de esta Facultad y ahorrarles, dentro de lo posible, tropiezos en el desem--  
peño de sus actividades, ya como profesionistas.

Por otra parte, es necesario también enseñar al alumno a organi--  
zar su trabajo como individuo, como integrante de un equipo de trabajo, así  
como a planear y organizar procesos integrados, de manera similar a la usa--  
da en la industria.

Estamos conscientes que el Taller de Ciencia Básica que propone--  
mos es un paso inicial, que por sí mismo no alcanza tan ambiciosa meta, ya  
que para alcanzarla tendrá que ser continuado en los semestres subsecuen--  
tes por otros proyectos que persigan el mismo objetivo, tales como el Labo--  
ratorio de Proyectos y el Laboratorio Experimental Multidisciplinario.

Dado que este proyecto no fué llevado a la práctica con anteriori--  
dad, no es posible ofrecer resultados, por lo que únicamente se harán comen--  
tarios de la experiencia personal.

Las prácticas seleccionadas para incluirlas como modelo dentro de  
este trabajo fueron hechas no solo para verificar su factibilidad de ser --  
realizadas en los laboratorios escolares o ejemplificar la forma en que po--  
drían ser presentadas por los alumnos, sino para comprobar si los objetivos  
propuestos podían ser alcanzados.

Pretendimos con el Taller, entre otros muchos objetivos, el esti--

mular la capacidad creativa de los alumnos y su poder de observación y si - para realizar las prácticas bastaba seguir estrictamente los procedimientos señalados en los artículos, estos objetivos difícilmente podían ser alcanzados.

Sin embargo, al realizar las prácticas comprobamos que esto no - era totalmente cierto, pues al cambiar alguna condición, por ejemplo, temperatura ambiente, presión barométrica, etc.; los resultados, lógicamente, no coincidían con los reportados en los artículos, sin que esto constituyera necesariamente un error experimental; pero si se requería una buena observación para determinar los orígenes de la discrepancia. De igual forma habrá que - aguzar el ingenio en la realización de proyectos y construcción de aparatos cuando exista la necesidad de sustituir un material por otro o crear partes adicionales o complementarias a los aparatos reportados, que si bien son secundarios, no dejan de ser necesarios para el buen funcionamiento de estos.

La realización de las prácticas señaladas nos dejó la convicción de que los objetivos propuestos pueden ser alcanzados, pero estamos conscientes, como ya dijimos con anterioridad, que no es suficiente nuestra experiencia personal para concluirlo.

Por mucho cuidado que se ponga en la planeación de un proyecto, - en prever todas las condiciones bajo las cuales ha de realizarse y las eventuales que pudieran presentarse; tendrá fallas que solo podrán ser detectadas al ponerlo en práctica y corregidas sobre la marcha.

Con este fin, el Taller que proponemos se encuentra funcionando - en plan piloto en E.N.E.P. Cuautitlán durante el primer semestre del año escolar 1976-1977, a cargo de maestros competentes, que no habiendo intervenido en la elaboración de este proyecto, pueden mostrarse más objetivos pa-

ra apreciar las deficiencias, que ya en la práctica presente el Taller, así como para proponer las modificaciones necesarias para su mejor funcionamiento.

El Taller de Ciencia Básica, puede ser un valioso auxiliar para otras disciplinas si los maestros de estas seleccionan las prácticas que mejor puedan servir de apoyo a sus clases teóricas.

Este proyecto, en su aplicación, requiere de la colaboración de todos los maestros de E.N.E.P. Cuautitlán, pues solo su crítica constructiva y sus sugerencias para modificar las fallas detectadas, podrán convertirlo en la práctica en el valioso instrumento de enseñanza que pretendimos lograr al planearlo.

A P E N D I C E .

W. C. Child, Jr.  
and R. W. Ramette  
Carleton College  
Northfield, Minnesota

# The Stoichiometry of an Oxidation-Reduction Reaction

An elementary chemistry experiment

There appears to be substantial agreement among chemistry teachers that the best laboratory experiments are those which include some of the aspects of research. The experimental details may be provided by the instructor, or the student may be asked to devise his own procedure, but in either case perhaps the most important requirement is that the student be given a question which is challenging and worthy of his consideration.

In the experiment described here, students are asked to decide which of a number of nitrogen containing species is a reasonable product of the reaction between hydroxylammonium ion,  $\text{NH}_2\text{OH}^+$ , and iron (III) on the basis of the experimentally determined stoichiometry of the reaction. We have found it to be suitable for first-year college chemistry. It requires the careful use of pipet and buret and is perhaps appropriate as an early illustration of volumetric techniques, because no indicator is needed in the permanganate titration and, thus, the theory of the endpoint is easily understood.

## The Problem

When a solution containing an iron(III) salt is added to an acidified solution of hydroxylammonium sulfate and the resulting solution is heated, an oxidation-reduction reaction takes place.<sup>1</sup> This can be proved by adding, for example, potassium ferricyanide, which gives the dark blue color indicative of iron(II), and it is concluded that the reduction of iron(III) must be accompanied by the oxidation of hydroxylammonium ion. The facts thus far can be represented by the incomplete and unbalanced equation:



Based on conventional oxidation number assign-

ments, the nitrogen in  $\text{NH}_2\text{OH}^+$  is in the  $-1$  state, and this oxidation number is increased in the reaction with iron(III). Since nitrogen is known to form compounds with nearly every integral oxidation state from  $-3$  to  $+5$ , there are a number of plausible products. Among these are  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ , and  $\text{NO}_3^-$ .

The student is asked to determine the number of moles of  $\text{Fe}^{3+}$  which react with one mole of  $\text{NH}_2\text{OH}^+$ . With this information he can partially balance eqn. (1) and finally deduce which nitrogen containing product is consistent with the observed stoichiometry. Although we have not pursued the experiment beyond this point, one could conceivably proceed to identify the product more definitively.

## Experimental Approach

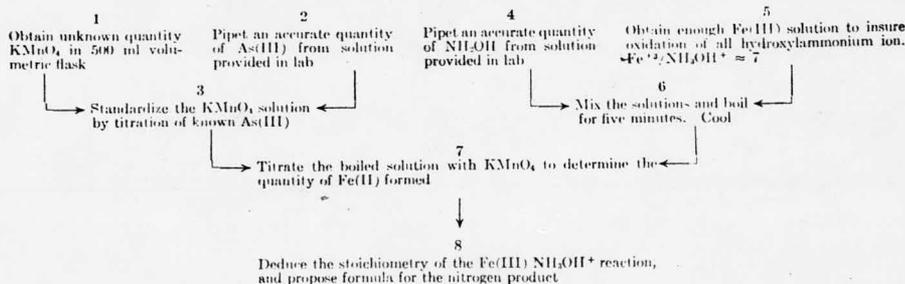
The reaction is carried out by heating a precisely known amount of aqueous hydroxylammonium sulfate with a substantial excess of iron(III) sulfate in an acidic solution. The quantity of iron(II) produced, and hence the amount of iron(III) reacted, is determined by titration with a potassium permanganate solution, previously standardized against  $\text{H}_2\text{AsO}_3$ . This procedure is summarized in the accompanying flow sheet. A set of more detailed instructions can be obtained from the authors.

## Results

In two determinations a typically competent student obtained  $\text{Fe}^{3+}/\text{NH}_2\text{OH}^+$  ratios of 1.971 and 1.962. Therefore, for each  $\text{NH}_2\text{OH}^+$  reacting, a two electron

<sup>1</sup> BRAY, W. S., SIMPSON, M. E., AND MACKENZIE, A. A., *J. Am. Chem. Soc.*, **41**, 1363 (1919).

### Flow Sheet Summarizing the Procedure



change is suggested. This in turn implies that the oxidation state of nitrogen goes to +1 and that the product could be  $N_2O$ . In this case the final balanced equation for the reaction is:



Since the most common compounds of nitrogen in the formal oxidation state of +1 are nitrogen(I) oxide,  $N_2O$ ; hyponitrous acid,  $H_2N_2O_2$ ; and nitramide,  $NH_2NO_2$ , the first of which is the most stable, eqn. (2) is highly probable.



## A RAULT'S LAW EXPERIMENT FOR THE GENERAL CHEMISTRY COURSE

### Manometry Without a Manometer

FRANK E. HARRIS AND LEONARD K. NASH  
Harvard University, Cambridge, Massachusetts

Many simple (and basically similar) experiments on boiling-point depression and boiling-point elevation can be found in laboratory manuals for general chemistry courses. As presented in most textbooks, however, these two colligative regularities are derived from Raoult's law as the more fundamental generalization. The authors have failed to discover in any laboratory manual an experiment illustrating Raoult's law that is adapted to the skill of the average college freshman and to the very limited supply of equipment and materials normally available to such a student. Basically, the problem posed is that of making a manometric measurement without a manometer, and without the use of a vacuum system, quantities of mercury, etc. This report offers an account of an experiment that meets this problem—an experiment requiring a laboratory time of no more than three hours, involving no difficult manipulations, and no principles that cannot be fully understood by the students.

The experiment was tested with a group of the members of a freshman course in general chemistry designed for students who have performed competently in a secondary-school course in chemistry. The experiment was well received by these students. Since the experiment was carried through during the fourth week of the course, it may be presumed that it would fall within the grasp of even beginning students at a somewhat later stage in any adequate introductory course in general chemistry. From this experiment, we find the student gains a clearer appreciation of the concept of vapor pressure, a thorough grasp of the usefulness of Dalton's law of partial pressures, and an improved insight into the whole subject of colligative properties.

The experimental setup consists of a graduate inverted in a beaker of water. The volume and total pressure of a parcel of air confined over water in the graduate are first determined. A sample of the liquid (pure or mixed) of which the vapor pressure is to be determined is then floated up to the surface of the water inside the graduate. As a result of the equilibrium vapor pressure generated by this liquid, the volume of the confined gas is increased (since the total pressure inside the system must remain essentially constant). At this time, with the aid of Dalton's law, the magnitude of the vapor pressure can be deduced from the change in the total gas volume, as explained below.

In the tested version of this experiment, measurements were made of the vapor pressure of two volatile

liquids and of two determinate mixtures of these liquids. The data obtained could then be compared with the behavior predicted by Raoult's law. The two liquids chosen must: (1) differ sharply in vapor pressure; (2) form relatively ideal solutions with one another; (3) be relatively immiscible with water or with dilute brine; and (4) be less dense than water or dilute brine. In ethyl ether and benzene were found a pair of substances meeting these criteria. Other liquid pairs might, of course, be used. A typical student result obtained by the procedure described below is presented in the table. The deviation of the measured from the calculated values is, for the most part, attributed to variations in temperature during the conduct of the experiment.

Correlation of Student Data by Raoult's Law

Mixture	Vapor pressure, mm. Hg.	
	Measured	Calculated
2% ether-7% benzene	345	356
1% ether-7% benzene	210	223
Measured vapor pressure of ethyl ether: 490 mm.		
Measured vapor pressure of benzene: 90 mm.		

Two students work together on this experiment. Each student requires the following equipment:

- 1,500-ml. graduate
- 2 large (e. g., 800- and 1000-ml.) beakers
- 1 5-ml. pipet (or large medicine dropper)
- 2 test tubes (with cork stoppers)
- 1 ruler (metric divisions)
- 1 thermometer (1° divisions)

The class as a whole must have access to a rough balance with capacity of more than 50 grams and to a barometer (or the reading thereof).

Each pair of students will require the following materials:

- 200 g. crude sodium chloride
- 10 ml. ethyl ether (technical grade)
- 10 ml. benzene (technical grade)
- 10 ml. of mixture A ( $\frac{1}{3}$  mole fraction ether;  $\frac{2}{3}$  mole fraction benzene)
- 10 ml. of mixture B ( $\frac{2}{3}$  mole fraction ether;  $\frac{1}{3}$  mole fraction benzene)

The fire hazard can be reduced if the mixtures are pre-

viously prepared and issued as such in the laboratory to the students.

In the preceding sections there are presented: (1) a condensed version of the introduction to the experiment issued to the students; (2) a full account of the procedure; and (3) a few questions that serve to focus the students' attention on some significant points that they might otherwise fail to appreciate.

## INTRODUCTION

You are to measure the vapor pressure at room temperature of ethyl ether, of benzene, and of some ether-benzene mixtures; and you are to determine the extent to which these data are correlated by Raoult's law. To begin, a sample of air is trapped over water in an inverted graduate. By measurement of the total pressure ( $P^0$ ) of the confined gas (air plus water vapor) the partial pressure of the air ( $p_a^0$ ) can be obtained. Let  $V^0$  represent the volume of the trapped gas, let  $T^0$  be the measured temperature, and let  $p_a^0$  be the vapor pressure of water at this temperature. By Dalton's law we may then write:

$$p_a^0 = P^0 - p_w^0$$

The liquid of which the vapor pressure is to be determined is then brought in contact with the confined gas. The liquid volatilizes until a new state of equilibrium is reached with a total gas volume  $V^1$  at a total pressure  $P^1$  and a temperature  $T^1$  (to which there corresponds a vapor pressure of water represented as  $p_w^1$ ). Let  $p_a^1$  represent the partial pressure of air in this mixture.

Since the total amount of air present in the confined gas has remained constant, the combined form of Boyle's and Charles' laws tells us that:

$$p_a^0 V^0 / T^0 = p_a^1 V^1 / T^1$$

Whence, with the aid of the first equation, we find:

$$p_a^1 = \frac{T^1 V^0}{T^0 V^1} (P^0 - p_w^0)$$

But, from Dalton's law, we know that the final total pressure must represent the sum of the partial pressures of the individual gaseous species present. Therefore we write:

$$P^1 = p_a^1 + p_w^1 + p_l^1$$

and from this equation solution is readily made for the only unknown,  $p_l^1$ , the vapor pressure of the liquid in question.

There are two practical complications in this experimental method you will use. The first is that, if there is a substantial difference in the water levels inside and outside the graduate, then the total internal pressure ( $P$ ) may differ appreciably from the measured barometric pressure ( $P_B$ ). However, if the level of the liquid inside the graduate is found to be  $h$  mm. higher than that outside, the following equation permits us to make due allowance for the hydrostatic head:

$$P = P_B - \frac{h}{13.6}$$

The second complication arises from the fact that ether and benzene are not completely immiscible with water. However, this miscibility is easily reduced to a negligible value by solution of sodium chloride in the water.<sup>1</sup> At room temperature this salt is far too insoluble to make any contribution to the total pressures inside the system.

## PROCEDURE

*Both benzene and ether have high vapor pressures and for dangerously explosive mixtures with air. Keep spillage of your liquid samples to an absolute minimum. No flames are to be present in your section of the laboratory at any time during this experiment.*

Prepare a solution of 50 g. of sodium chloride in 725 ml. of water in a 1000-ml. beaker. When all the salt has dissolved, add hot water in small portions until the solution is within one-third of room temperature. *(Do not heat this solution over Bunsen burners.)* Fill a 500-ml. graduate with the salt solution. Place an inverted 800-ml. beaker over the top of the graduate, and rapidly invert this assembly over the sink. By cautiously raising the graduate, allow about 150 ml. of air to enter it. Then pour salt solution into the 800-ml. beaker until it is about half filled. Allow time for the system to come to room temperature. While waiting, prepare a similar apparatus into which introduce approximately 300 ml. of air.

When thermal equilibrium has been attained, record the temperature of the water, the exact volume of the trapped gas, the difference in the height of the water inside and outside the graduate, and the barometric pressure. In your textbook, find the vapor pressure of water at your working temperature. Secure a sample of ethyl ether for introduction into the graduate with 150 ml. of trapped gas, and a sample of benzene for introduction into the graduate with 300 ml. of trapped gas. A sample having a large test tube will be ample. Keep the tubes stoppered, and take care not to heat the liquids by handling the tubes. To introduce a sample, raise the graduate until its mouth is only slightly below the water level in the beaker. Then, with your 5-ml. pipet, carefully inject the appropriate liquid into the graduate, taking care that no air enters or escapes. The sample should be added until a separate layer can be seen floating on the water inside the graduate. Agitate the graduate until the gas volume is no longer changing rapidly, adding more sample if the floating layer disappears. During this agitation hold the graduate by its base, rather than by its barrel, so that the gas it contains will not be heated by the warmth of your hand. You are advised to conduct these operations with your apparatus in the sink since there may be an overflow of brine from the beaker. When the gas volume in the graduate is no longer changing rapidly, set the system aside to equilibrate for at least 30 minutes—while you proceed to another portion of this experiment.<sup>1</sup>

When equilibrium has been reached, record the new volume of the gas, the difference in the height of water inside and outside the graduate, and the temperature of the water. If it is possible to equalize the water levels inside and outside the graduate, no hydrostatic correction will be required.

After completion of the above experiments, the two setups should be cleaned, and then recharged with fresh brine solution. Measurements are now to be made on two ether-benzene mixtures. On the basis of your previous results, estimate the minimum initial gas volume, remembering that the greater the initial volume the greater will be the sensitivity of the measurement, and that the final volume must not exceed 500 ml. The two ether-benzene solutions have mole fractions  $\frac{1}{3}$  ether- $\frac{2}{3}$  benzene, and  $\frac{1}{4}$  ether- $\frac{3}{4}$  benzene. These solutions should be injected in large excess; the use of 15 or 20 ml. of each is advisable, otherwise, proceed as before.

Calculate the vapor pressures of ether, of benzene, and of the two mixtures, by the method outlined in the introduction. Prepare a graph showing the variation of vapor pressure as a function of the mole fraction of ether. On the same graph show the vapor-pressure curve predicted by Raoult's law. Does the system ether-benzene show significant deviations from Raoult's law?

## QUESTIONS

(1) Does the presence of the layer of liquid on top of the water in the graduate significantly affect the accuracy of the pressure measurements? Under what condition(s) might this effect be significant?

(2) How would a change in temperature during the experiment affect your results?

The instructor may combine this experiment with some related exercise. In the authors' laboratory the students carry out an experiment on freezing-point depression while waiting for the establishment of equilibrium in the present experiment.

33. The accuracy of your volume measurements is not in an error of 0.5 ml. Suppose that, in your work with benzene, the total volume was actually 5 ml. more than you observed. By how many mm. of mercury would your determination of the vapor pressure of benzene then be in error?

34. If, instead of charging the graduate with a large excess of pure benzene mixture, you had added just barely enough ethyl ether to leave one drop unvaporized, what additional source of error would then be introduced? Can this same error occur when the vapor pressure of pure ether or pure benzene is measured?

35. The addition of salt to the water used in the experiment changes the vapor pressure of the water and changes the density of the water. Does neglect of these changes introduce significant errors into the results obtained?

A promising alternative to the experiment here described would involve the issue of ethyl ether labeled

as solvent and the issue of benzene as a substance of unknown molecular weight. The student would then be instructed to prepare, from portions of these liquids, two solutions of known composition by weight. Then, on completing measurements of the vapor pressure of the two pure liquids and of the two mixtures, he would find it possible both to verify Raoult's law and to obtain an approximate molecular weight for the unknown. Were it desirable to have a series of unknowns of different molecular weights it would, no doubt, be possible to find suitable liquids other than benzene. Finally, it ought also to be possible to use as unknowns involatile solids soluble in ether but not in water.

## A STUDENT POLARIMETER

HOWARD NECHAMKIN

Pratt Institute, Brooklyn, New York

POLARIMETRY as an analytical technique is, unfortunately, rarely, if ever, used in courses prior to junior- or senior-year physical chemistry. The fundamental manipulations and the theoretical background required for successful use of the polarimeter are not the basis for the existence of this situation. Colorimetric procedures, which are no more involved than polarimetric ones, are commonly employed. It appears that the reason for ignoring and neglecting polarimetry in analytical or even freshman courses is that the instruments are so expensive. The purpose of this paper is to describe the construction and use of a crude polarimeter that would be suitable for use in these earlier courses.

*Construction.* The apparatus uses pieces of polaroid film as the polarizer and analyzer. The material dis-

tributed by theaters exhibiting 3-D motion pictures is well suited for this application.

An ordinary microscope slide is cut in half and each half is sealed to the ends of a condenser jacket with rubber cement (Figure 1). This serves as the polarimeter sample tube. At end A, which is the eyepiece end, a slip of polaroid film is fastened with a paper clip to filter

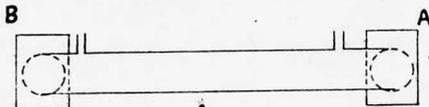


Figure 1

any light passing through *A* from the other end of the tube. A sheet of filter paper (11.5 cm.) is then mounted with rubber cement to the glass cover at *B*, first having a circle cut out of it from the exact center, using a cork borer (Figure 2).

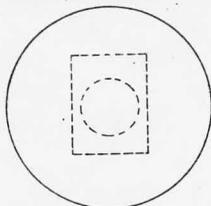


Figure 2

The tube is now mounted by cradling it horizontally across two buret clamps each attached to a small ring stand and pointing the setup toward a window or other convenient source of light. A third ring stand, which carries another piece of polaroid film, is set up so that this second strip of polaroid film is in the direct line of sight leading from *A*, through the polarimeter tube, and through *B* to the light source. A pencil is also fixed to this ring stand so that its point just touches the edge of the filter paper on the tube at *B*.

**Manipulation.** With the empty tube as originally assembled, the entire tube is rotated about its long axis while the operator looks through the apparatus at the light source. Figure 3 shows the equipment ready for use. As the tube is rotated about the point of maximum extinction a chromatic phenomenon appears. The extinction point is taken as the position of the tube when the deepest blue shade is observed. At this time the filter paper attached to *B* is pressed against the pencil point to leave a mark on the paper.

The entire tube is now removed from the supports

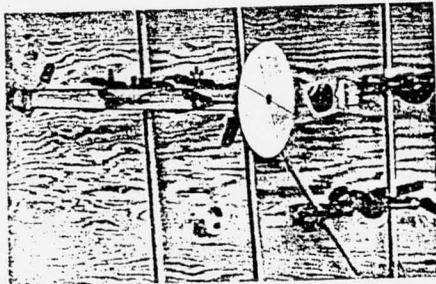


Figure 3

carefully, so as not to move the ring stands or to disturb the position of the filter paper or either piece of polaroid.

The solution to be measured for optical rotatory power is now introduced into the tube. This is conveniently done by attaching short lengths of rubber tubing to the water inlet and outlet tubes of the condenser jacket and sucking on one tube while the other dips into the solution. When the tube is full, the inlet tube is pinched. The sucking tube is removed and is replaced by a rubber bulb from a medicine dropper. Another such bulb is used to replace the other length of rubber tubing. Care must be taken, of course, to exclude any air bubbles from the polarimeter tube. The filled tube is now replaced in the original position on the supports. A new reading is taken by rotating the tube while looking through the eyepiece and a new pencil mark made on the filter paper.

A second sheet of filter paper, the record sheet, is now superimposed upon the one attached at *B* and the pencil marks are transferred to it.

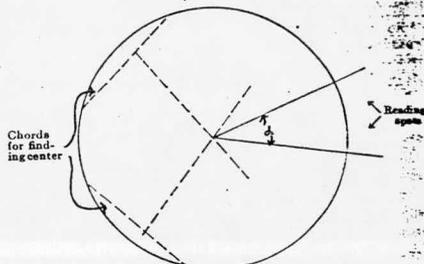


Figure 4

**Calculation.** The center of the record sheet is found by constructing the intersection point of perpendicular bisectors of two chords drawn on the paper. Lines joining the center and the two recorded points are drawn and the angle of rotation between them is measured with a protractor. A typical record sheet is shown in Figure 4.

**Results.** When a tube length of 312 cm. was used to measure the rotation of sucrose solutions varying from 5 per cent to 12 per cent at room temperature (ca. 25°C.) values for specific rotation ranged within  $66.2^\circ \pm 1.4^\circ$ . These are quite consistent results, considering the crudity of the equipment. To check the validity of the data, readings were taken on these same solutions using a Kern Polarimeter and a value of  $66.0^\circ$  was obtained. The precision of the apparatus may be taken to be in the order of magnitude of one degree of rotation corresponding to a variation in specific rotation values for a 5 per cent solution of about  $0.65^\circ$ .

(7) IYAN, C., and PRINS, R. V., *J. Chem. Phys.*, **20**, 195 (1952).  
 (8) MORINO, Y., and IYAMA, M., *J. Chem. Phys.*, **35**, 1289 (1960).  
 (9) COHEN, M. H., and DELO, J., *Anal. Chem.*, **36**, 1722 (1964).  
 New York and London, 1957; A 3, 5, p. 722.  
 (10) KOPPELMANN, H., "Nuclear Moments," Academic Press, New York and London, 1953.  
 (11) RAMSEY, N. F., "Molecular Beams," Oxford Univ. Press, London, 1956.  
 (12) MALLI, G., and ERONI, S., *Theoret. Chem. Acta*, **6**, 51 (1966).  
 (13) LYONS, J. D., PO, R. T., and DICK, T. F., *Phys. Rev.*, **178**, 104 (1969).  
 (14) FERNBERGER, R., *Phys. Rev.*, **80**, 102 (1950); **84**, 244 (1951); **86**, 316 (1952); **95**, 7 (1954), and Interpolates.  
 (15) COOP, P., van HEE, W., and DE VRIES, M., and SMITH, J. A. S., *Phys. Fluids*, **94**, 1 (1968).  
 (16) NAGAI, H., and WATANABE, T., *Bull. Amer. Phys. Soc.*, **9**, 11 (1964); *Prog. Theor. Phys.*, **35**, 1151 (1966).  
 (17) COTTRELL, F. A., and HARRIS, C. B., *Proc. Nat. Acad. Sci.*, **56**, 12 (1966).  
 (18) TOWN, J. C. H., and DARLEY, B. P., *J. Chem. Phys.*, **17**, 782 (1949).  
 (19) LUCKEN, L. A. C., "Nuclear Quadrupole Coupling Constants," Academic Press, New York and London, 1969, Chap. 7.

Oliver St. C. Headley  
 and Basil G. F. Springer  
 University of the West Indies  
 Trinidad, West Indies

## Distilled Water from Solar Stills

One of the main problems encountered in teaching chemistry in the developing countries is the provision of chemically pure water. The standard metropolitan equipment, electrically heated stills or ion exchangers, are often beyond the means of small rural schools because of high capital or maintenance costs. Few tropical countries make use of solar energy which averages 500-600 cal/cm<sup>2</sup> day in the tropics.<sup>1</sup> In terms of water distillation, this is equivalent to between 0.9 and 1.1 g/cm<sup>2</sup> day assuming a latent heat vaporization of 540 cal/g and an efficiency of 100%. Conventional roof-type solar stills (Fig. 1)

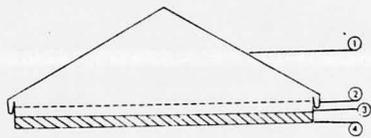


Figure 1. A conventional solar still: 1, glass cover; 2, distillate drain; 3, raw water; 4, insulation.

usually have efficiencies of 40-60% and give yields of 0.6-1.5 lb ft<sup>2</sup> day (2.9-7.3 l/m<sup>2</sup> day) depending upon the amount of solar radiation received.<sup>2</sup>

The efficiency of the still may be improved if one pays careful attention to design. In this paper, two types of still, one simple the other of small distillation gap will be described. Both are cheap, easily constructed, and produce good distilled water.

### A Simple Still

A simple roof-type solar still measuring 36 × 14-in. (91.4 × 35.6 cm) of 3.5 ft<sup>2</sup> (0.32 m<sup>2</sup>) heating area was constructed from locally available materials. The still consists of an aluminum outer jacket with a sloped bottom fitted with a drain at the deeper end, a blackened aluminum water tray fitted inside the outer jacket and a glass cover of triangular cross-section fitted over the outer jacket (Fig. 2). There is an

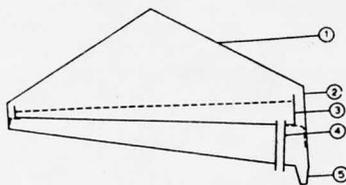


Figure 2. A simple still: 1, glass cover; 2, outer jacket; 3, water tray; 4, inlet/exhaust pipe; 5, distillate drain.

air space between the water tray and the inner jacket and glass tubes fitted with rubber gaskets connect the inner jacket with the exterior. The cover consists of four pieces of glass, two are isosceles triangles of 14 in. (35.6 cm) base, 4<sup>1</sup>/<sub>2</sub> in. (11.4 cm) height and 8 in. (20.3 cm) slant sides, with an intercept of 1<sup>1</sup>/<sub>2</sub> in. (0.6 cm) to support the glass in its brackets; the other two are rectangles, one measuring 36 × 8 in. (91.4 × 20.3 cm) and the other 36 × 8<sup>1</sup>/<sub>2</sub> in. (91.4 × 20.6 cm). One is 1<sup>1</sup>/<sub>2</sub> in. (0.3 cm) wider to allow for overlap at the top. The glass was cut from a 36 × 24 in. (91.4 × 61 cm) sheet of "water-white" glass approximately 3/32 in. (2.4 mm) thick. "Water-white" glass was used to reduce absorption losses of solar radiation as it passes through the glass.

Before final assembly the glass was cleaned until water flowed off in a thin film without "sticking." Two methods of cleaning were tried, chromic acid and commercial detergents. The latter method was finally adopted since cleaning large articles in chromic acid is difficult and sometimes dangerous. Clean glass is necessary since dirty glass gives very poor run-off of distillate.

The outer jacket and water tray were constructed from sheet aluminum, riveted together with copper wire loops and glued at all seams with a polystyrene cement. The inner surface of the outer jacket and the outer surface of the water tray were plasticized with a polyurethane varnish and left to dry in the sun for 2 hr to remove solvents. This plastic coating is

<sup>1</sup> LOF, G. O. G., DEEVE, J. A., and SMITH, C. O., *Solar Energy*, **10**, 27 (1966).

Main Characteristics of the Two Stills

	Simple still		Small-gap still	
Dimensions	36 × 14 in.	(91.4 × 35.6 cm)	36 × 24 in.	(91.4 × 61 cm)
Heating area	3.5 ft <sup>2</sup>	0.32 m <sup>2</sup>	6 ft <sup>2</sup>	0.56 m <sup>2</sup>
Condensing area	7 ft <sup>2</sup>	0.65 m <sup>2</sup>	14 ft <sup>2</sup>	1.35 m <sup>2</sup>
Ratio of heating area: condensing area	2:1		2.4:1	
Distillation gap (mean)	2 in.	6 cm	1 1/2 in.	1.3 cm
Performance	0.9 lb ft <sup>2</sup> /day	1.5 l/day	1.0 lb ft <sup>2</sup> /day	2.8 l/day
		4.4 l m <sup>2</sup> /day		4.9 l m <sup>2</sup> /day
Cost	\$19 (U.S.)		\$30 (U.S.)	

necessary since the distilled water produced attacks unprotected aluminum, probably by dissolving the oxide film. For maximum absorption of solar radiation, the inner surface of the water tray was blackened with a coat of asphalt followed by a coat of asphalt and powdered charcoal. After application, each coat was dried for 2 hr in the sun to remove solvents and other volatile compounds. The charcoal is necessary to maintain blackness under operating conditions. The rectangular sides have a slope of 30°; steeper slopes do not significantly increase run-off of water and merely increase the mean distance from the distilland surface to the condensing surface.

This still differs from the conventional still (Fig. 1) in two important aspects: (1) there is no external insulation on the bottom, (2) there is an air gap between the water tray and the outer jacket. The air gap provides sufficient insulation for the hot water in the water tray and since the outer jacket is not lagged it acts as a condenser. An additional convenience is that all the distillate collects at one point and the water tray is easily flushed out since it slopes to one side.

After final assembly the still was clamped until the glue had set. This is necessary since glass-glass joints were glued but could not be riveted. The still was then placed in direct sunlight with the top of the water tray horizontal and filled to the correct level with water from a constant-head fitted with a float valve. The glass cover fogged up in about 30 sec. Any unfogged patches indicated vapor leaks in the vicinity, these were stopped with glue. Leaks should be absent since vapor losses lower the yield.

The constant-head float valve device, termed a demand valve, was constructed from sheet aluminum (Fig. 3). The float was cut from polystyrene "foam" and the valve body consists of a rubber bung of 30 mm maximum diameter bored with a 1 cm diameter cork borer. The valve moving member is a 7/8 in. (2.2 cm)

hemi-spherical tap washer. The valve body supports were angled and braced to ensure rigidity. After assembly it was tested for leaks.

A Small-Gap Still

To obtain distillate yields of over 1 lb/ft<sup>2</sup>/day (4.9 l m<sup>2</sup>/day) with a solar energy input of about 550 cal/cm<sup>2</sup>/day it is necessary to do the following: (a) decrease the mean distillation distance, i.e., the distance from the distilland surface to the condenser surface; (b) increase the ratio of condensing area:heating area. To attain these conditions in a conventional still it is necessary to use several steeply angled covers if one is not to decrease the drainage angle to an unsuitable value. Multiple covers create problems in glass cutting and would require multiple drains and a complicated collector system. The simplest solution is to have the water surface close to the upper glass surface and tilt the whole still for easy run-off. One, of course, needs a device which allows the still to be tilted and prevents the distilland from draining away when this occurs. Two devices suggest themselves, black fabric<sup>2</sup> and a cascade. The problems encountered with fabric were considerable and this was abandoned in favor of the cascade.

The still is a parallelepiped with vertical sides of aluminum and horizontal sides of glass (Fig. 4) the horizontal cross-section of the still measures 36 × 24 in. (91.4 × 61 cm), since this is the standard size of sheet glass available locally. The cascade is an aluminum tray divided into watertight compartments and is mounted 1 1/2 in. (0.6 cm) from the upper glass surface by means of brackets set in the outer jacket. At such small distillation distances, the distillation

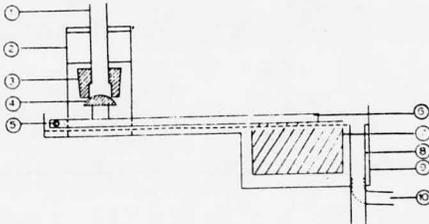


Figure 3. A simple demand valve: 1, inlet pipe; 2, valve body support; 3, valve static member; 4, valve moving member; 5, pivot pin; 6, pivot arm; 7, float; 8, overflow pipe; 9, outer jacket; 10, still feed pipe.

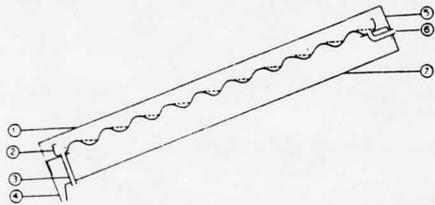


Figure 4. A small-gap still: 1, glass cover; 2, cascade; 3, feed-back pipe to valve; 4, distillate drain; 5, outer jacket; 6, inlet pipe; 7, glass bottom.

<sup>2</sup> TELFER, M. "Proceedings of the World Symposium of Applied Solar Energy," Solar Energy Society, Tempe, Ariz., 1955, p. 75.

process can be described in terms of molecular rather than normal distillation. Ideally the distillation gap should be the mean free path of the molecular species being distilled under the conditions of distillation.<sup>3</sup> The partial pressure of water vapor at the temperatures encountered (60–70°C, 150–230 mm Hg) is sufficient to render a vacuum unnecessary for molecular distillation to proceed. Since the whole inner surface of the still acts as a condensing surface, the aluminum side walls were plasticized to prevent corrosion. One drain, situated at the front lower edge, collects all the distillate.

The cascade consists of a sheet of corrugated aluminum with the corrugations running parallel to the long axis of the still; their open ends were stopped to prevent loss of distillate. The outer surface was plasticized and the inner surface was blackened using the technique described above. The four corners were drilled and L-shaped pieces of glass tubing of 1/2 in. (1.3 cm) diameter were fitted with rubber gaskets. The exits of these tubes opened on the vertical sides of the still. The glass was cleaned as described above, the cascade was tested for leaks and the whole still assembled and clamped until the glue has set. The still was set up in direct sunlight at a tilt angle of 20°. This is a compromise between the 30° required for good run-off and the 10° required for minimum reflection losses of solar energy in the upper glass surface since the latitude of the installation is 10°. The still can be turned around to face north during the northern summer and south during the southern summer.

The still was filled with water from a cascade demand valve and the fogging test was used to detect leaks. (This still fogs up within 5–10 sec of being placed in sunlight and distillate begins to come out of the drain within 2 min of start-up.) The cascade demand valve used for this still differs from the simple one in that the valve does not discharge water directly into the float chamber but into the highest element of the cascade. It cascades down as each element fills and finally reaches the float chamber from the lowest element of the cascade. The valve body is therefore mounted at the top of a push rod which is actuated by the float (Fig. 5). The valve closes when the cascade is full. To ensure that the cascade does not run dry at any point when the bottom element is full the valve is adjusted so that its "closed" position it delivers a slow drip which is approximately the rate of distillation at off-peak periods. The valve was constructed in a similar manner to the simple one but more care was required in aligning it.

#### Performance and Maintenance

The simple still produces about 1.5 l of water on a cloudless sunny day, which corresponds to about 0.9 lb/ft<sup>2</sup> day (4.4 l m<sup>2</sup>/day). The small gap still produces about 2.8 l day, corresponding to about 1.0 lb/ft<sup>2</sup> day (4.9 l m<sup>2</sup> day). After about one week's running-in to remove solvents, aluminum filings and

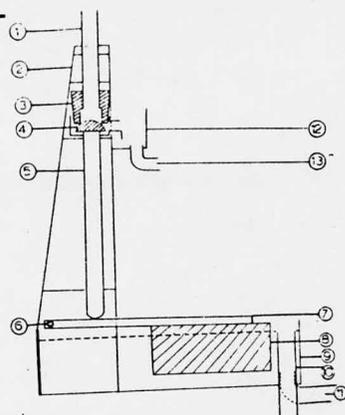


Figure 5. A cascade demand valve: 1, inlet pipe; 2, valve body support; 3, valve static member; 4, valve moving member; 5, push rod; 6, pivot pin; 7, float arm; 8, float; 9, outer jacket; 10, overflow pipe; 11, still feed-back pipe; 12, water collector; 13, still feed pipe.

other foreign matter, the water from the still is quite pure, its conductance being  $<1 \times 10^{-3} \Omega^{-1} \text{cm}^2$ . After about 2 weeks, the conductance reaches  $\approx 4 \times 10^{-6} \Omega^{-1} \text{cm}^2$ , this compares quite favourably with water from an all-glass electrically heated still which has a conductance of  $\approx 2 \times 10^{-6} \Omega^{-1} \text{cm}^2$  and is considerably better than the water from an ion exchange column whose conductance is  $\approx 1.2 \times 10^{-3} \Omega^{-1} \text{cm}^2$ . During the rainy season the still can be fitted with an external drain to collect rain water which after passage through the short ion-exchange column is suitable for laboratory use.

The only maintenance required is checking the valves every two or three days to ensure that they are not sticking and refilling the feed water drums. Once per month the bottom pipes should be opened and the still drained and flushed (simple still) or flushed continuously (cascade still) to remove deposits.

#### Conclusion

These stills are easy to construct and provide a cheap source of distilled water since their capital cost (including labor) is nineteen dollars (U.S.) in the case of the simple still and thirty dollars (U.S.) in the case of the small-gap still. So long as they are properly constructed they remain free from leaks for very long periods and the recurrent expenditure required for their upkeep is negligible. They are therefore well suited for developing countries in the tropics where sunlight is abundant and capital is scarce. With no further modifications they can be used for desalting sea water and this aspect is now being investigated.

#### Acknowledgment

We wish to thank G. Mangot for glass-blowing and other technical assistance.

<sup>3</sup> Pitzer, E. S. "Technique of Organic Chemistry," Vol. IV, Distillation (2nd ed.), Interscience, Division of John Wiley & Sons, Inc., New York, 1965, p. 540.

B I B L I O G R A F I A .

- 1.- Agazzi, Aldo. Historia de la Filosofía y la Pedagogía. Vol. I y II --- Editorial Marfil. Alcoy, España (1966).
- 2.- Ander, Paul y Sonessa, Anthony J. Principios de Química. Introducción a los Conceptos Teóricos. 1a. edición. Editorial Limusa, S. A. México (1975).
- 3.- Barrow, Gordon M. Química Física. Editorial Reverté S. A. Barcelona --- (1964).
- 4.- Brumblay, Ray U. Análisis Cuantitativo. 1a. edición. Editorial CECSA México (1973).
- 5.- Bunge, Mario. La Ciencia, su Método y su Filosofía. Editorial Siglo --- Veinte. Buenos Aires (1973).
- 6.- Enciclopedia Salvat de la Ciencia y la Tecnología. Tomo 4. 1a edición Salvat Editores, S. A. Barcelona (1964).
- 7.- Enciclopedia de Tecnología Química. Volumen 5. 1a edición. Unión Tipográfica Editorial Hispano Americana. México (1962).
- 8.- Gortari, Eli de. El Método Dialéctico. Editorial Grijalbo S. A. México (1970).
- 9.- Gortari, Eli de. El Método Científico. Editorial Grijalbo S. A. México (1970)
- 10.- Gronlund, Norman. Nuevas Metas en la Reforma Educativa. Editorial Pax-México. México (1972)
- 11.- Hovre, Francisco de. Grandes Maestros de la Pedagogía Contemporánea. - Editorial Marcos Sastre, Buenos Aires.
- 12.- Journal of Chemical Education. Vol. 1 a Vol. 52 (1924-1975)

- 13.- Luzuriaga, Lorenzo. Métodos de la Nueva Educación. Editorial Lozada, - S. A. Buenos Aires (1961).
- 14.- Menéndez Pidal, Ramón. Gran Enciclopedia del Mundo. Volumen 6. Durvan S. A. de Ediciones. Bilbao (1966).
- 15.- Morrison, Robert Thornton and Boyd Robert Neilson. Organic Chemistry. 3rd. edition. Allyn and Bacon, Inc. Boston.
- 16.- Orozco, D. Fernando. Análisis Químico Cuantitativo. 7a. edición. Editorial Porrúa. México (1973).
- 17.- Pardini, Felipe. Metodología y Técnicas de Investigación en Ciencias Sociales. 12a. edición. Editorial Siglo XXI. México (1974).
- 18.- Pery, John H. Chemical Engineers Handbook. McGraw Hill Kogakusha. Tokyo (1963).
- 19.- Strobel, Howard N. Instrumentación Química. Editorial Limusa Wiley, - S. A. México D. F. (1968)
- 20.- Systemation de México S. C. Análisis de Sistemas (1972).
- 21.- Villarreal Domínguez, Enrique. Elementos de Electroquímica Formativa. 1a. edición. México (1970).
- 22.- Vogel, Arthur I. Química Analítica Cuantitativa. Volumen I. 5a. edición. Editorial Kapelusz. Buenos Aires (1960).
- 23.- Walker, Marshall. El Pensamiento Científico. Editorial Grijalbo S. A. México (1968).
- 24.- Weast, Robert C. Handbook of Chemistry and Physics. 47th. edition. - Ed. The Chemical Rubber Company. Cleveland, Ohio. (1967).
- 25.- White, Harvey E., Física Moderna. Montaner y Simón S. A. Barcelona - (1962).