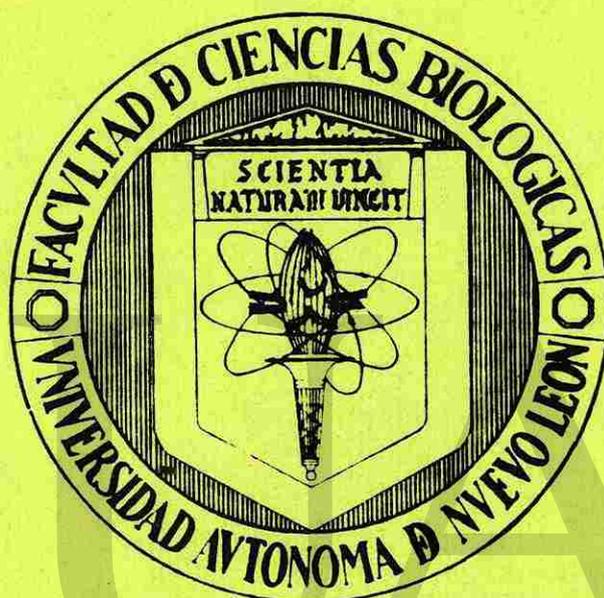


**UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON**

**FACULTAD DE CIENCIAS BIOLÓGICAS**



**MANUAL DE QUÍMICA INORGÁNICA**

**Q.B.P. JOSÉ GARZA CHAVEZ**

**MONTERREY, N. L.**

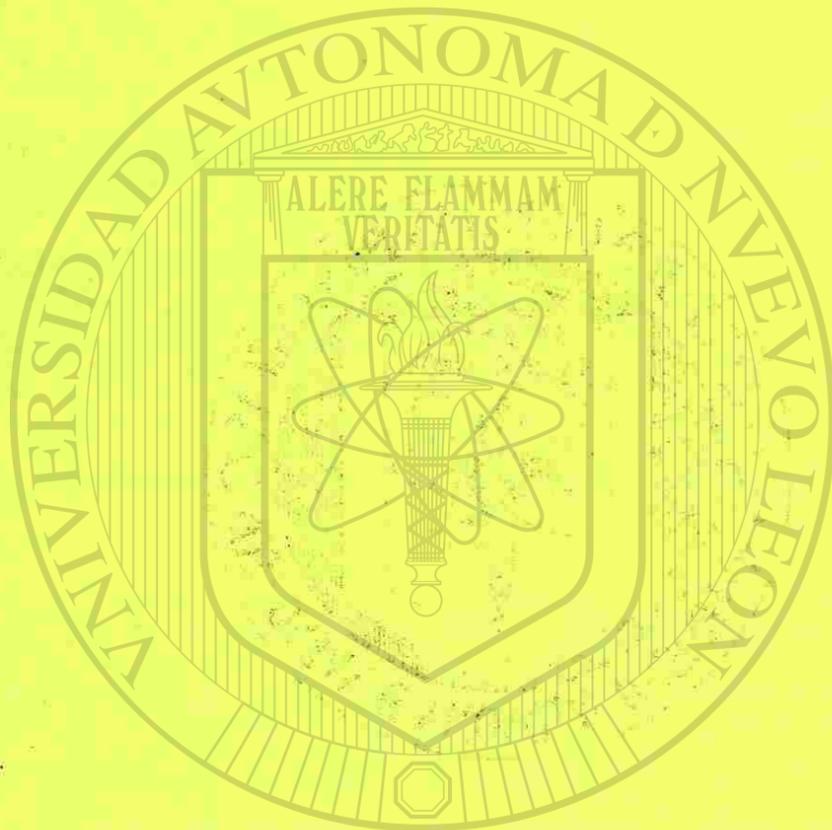
**SEPTIEMBRE DE 1988**

55  
8

QD1  
.G3  
198



1020111505



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

PROLOGO

..... Son vanas y están plagadas de errores las ciencias que no han nacido del experimento, madre de toda certidumbre.

LEONARDO DA VINCI, 1452-1459.

La elaboración del presente manual de prácticas de Química Inorgánica, es una recopilación hecha a experimentos elaborados por diferentes autores, buscando como principal objetivo interpretar y demostrar a nivel de laboratorio los conocimientos estudiados en teoría, así como despertar las inquietudes naturales del estudiante hacia el estudio de la química.

Este manual surgió como una necesidad de que el estudiante de Biología, comprenda que la Química es una materia fundamental en el estudio y comprensión de los fenómenos bioológicos.

Esperamos que la realización de los experimentos que aquí descritos faciliten al estudiante la posibilidad de ponerse en contacto con la Química, de una manera organizada, y lo ayude a adquirir un criterio y una actitud científica en su futura actividad profesional.

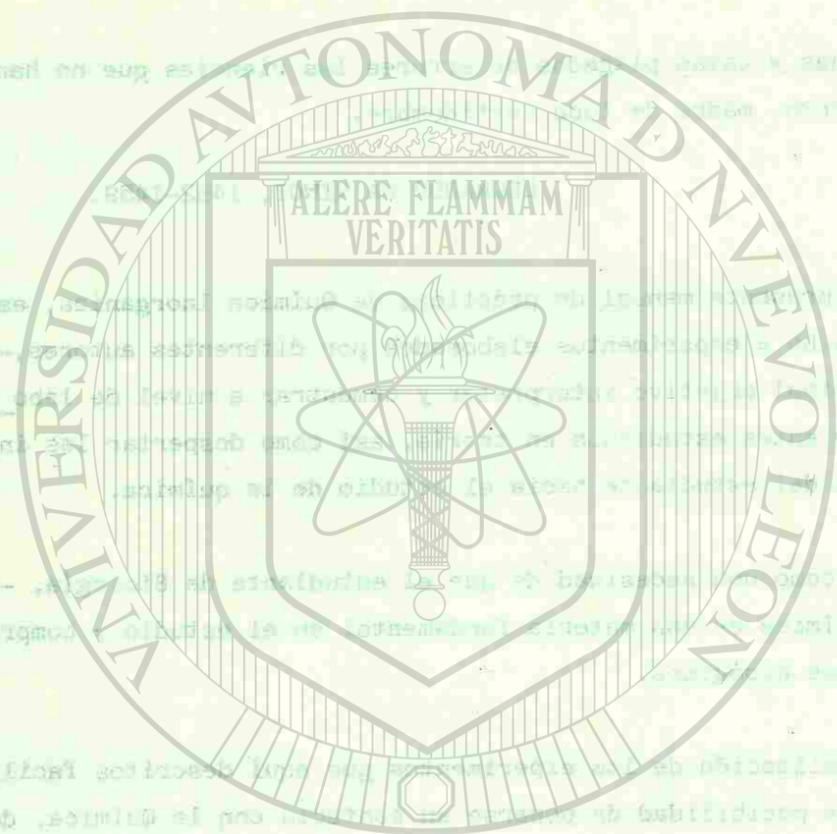
m

QD155

.G3

L988

981593



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



FONDO UNIVERSITARIO

C O N T E N I D O

página

PROLOGO

INTRODUCCION

COMPROBACION DE LA LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES ..... 1

PREPARACION DE UN COMPUESTO DE COORDINACION: SULFATO DE TETRAAMINO COBRE (II) ..... 4

CROMATOGRAFIA DE CATIONES ..... 10

PREPARACION DE SOLUCIONES ..... 19

PREPARACION DE SOLUCIONES ESTANDAR ..... 33

METALES ALCALINOS ..... 39

AGUA, DETERMINACION DE IMPUREZAS EN EL AGUA - AGUAS DURAS ..... 44

OBTENCION Y CARACTERIZACION DEL AMONIACO, AC. CLORHIDRICO ..... 49

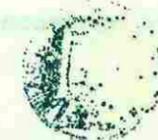
HALOGENOS ..... 54

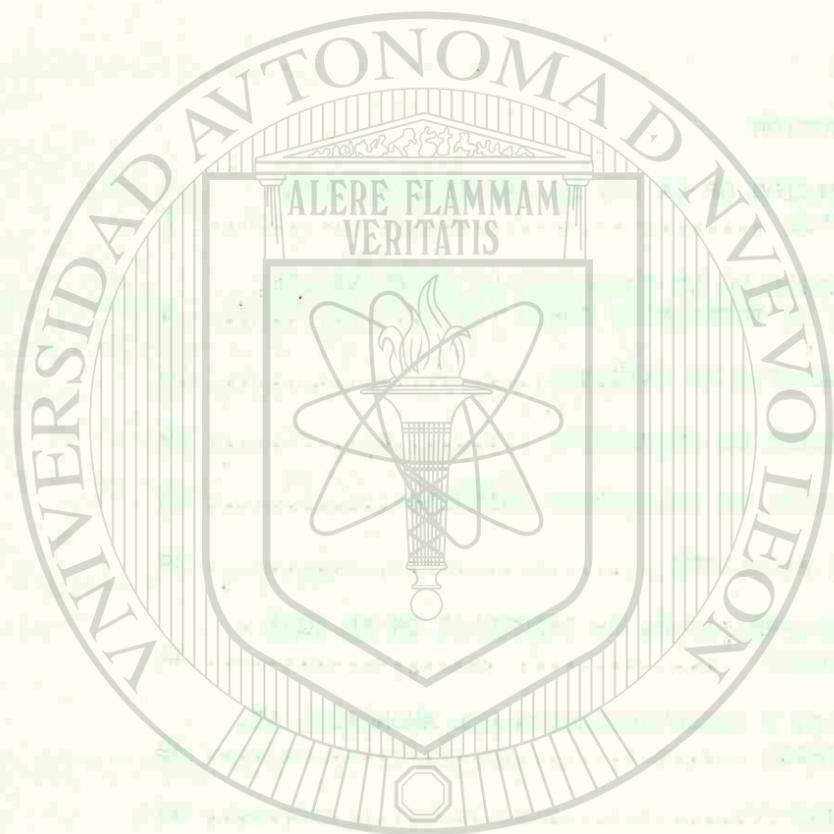
OXIDO-REDUCCION ..... 61

VELOCIDAD DE REACCIONES QUIMICAS ..... 71

APENDICE ..... 81

BIBLIOGRAFIA ..... 84





UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

#### INTRODUCCIÓN:

El objeto principal de éste manual de Prácticas de Química Inorgánica, es el de poner al estudiante con métodos y aparatos usados en química, darle experiencia personal en algunas reacciones y procedimientos de la Química Inorgánica, ponerlo en contacto con el método científico y, estimular su interés por la química.

En la mayoría de las prácticas de éste manual, se busca que el estudiante resuelva problemas prácticos posteriores de cada experimento.

Esperemos que ésta modesta colaboración que aquí ofrecemos facilite la comprensión de la química y motive al estudiante para ampliar y profundizar sus conocimientos en ésta disciplina. Para que éstos objetivos sean alcanzados, es indispensable la entusiasta colaboración del estudiante, quien deberá tener siempre presente que:

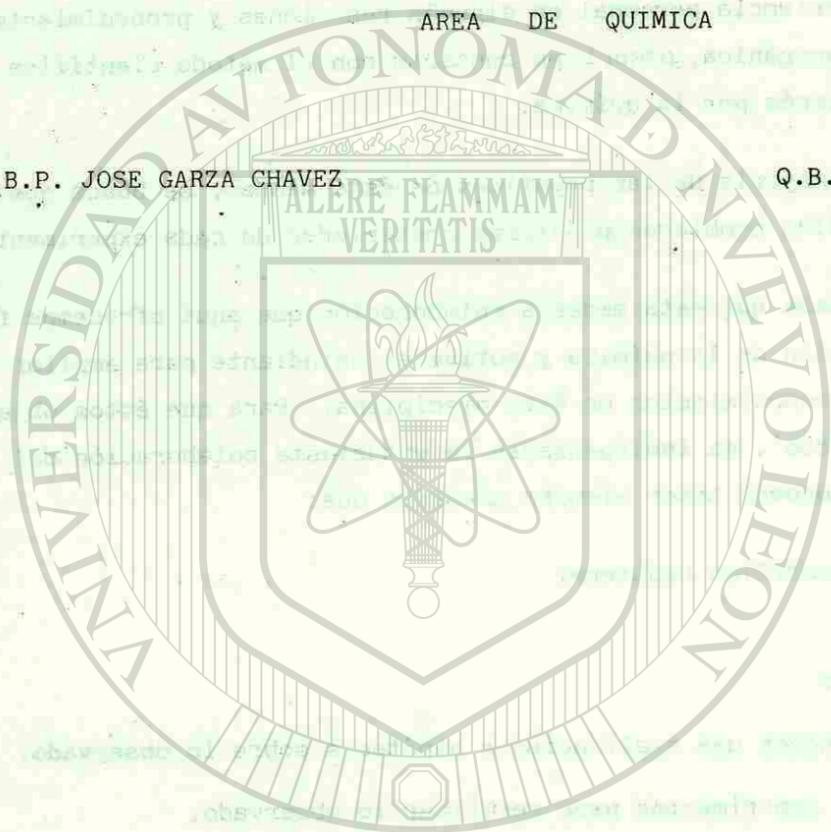
- a) El método científico requiere:
  - 1.- Observar
  - 2.- Preguntar
  - 3.- Dar a conocer una explicación e hipótesis sobre lo observado.
  - 4.- Ejecutar experimentos para verificar lo observado.
  - 5.- Examinar los resultados y hacer una nueva hipótesis para verificar.
- b) Debe leer experimentos antes de ejecutarlos.
- c) Debe recurrir a su libro de texto y a su libro de consulta para alcanzar dudas y comprender el porqué de las operaciones que se van ejecutar.
- d) Debe hacer cuidadosamente sus experimentos, procurando encontrar el porqué de los hechos acaecidos.
- e) Debe observar minuciosa y críticamente cada uno de los cambios ocurridos (colores, olores, gases, liberación o absorción de calor, etc.)

f) Debe anotar sus observaciones y buscar la explicación científica.

AREA DE QUIMICA

Q.B.P. JOSE GARZA CHAVEZ

Q.B.P. RAMIRO ADAME GZZ.

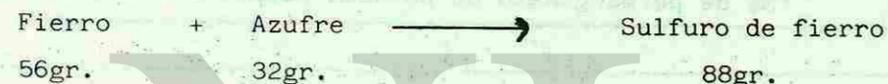


### COMPROBACION DE LA LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

#### INTRODUCCION:

Esta ley fué propuesta por Proust y expresa que: "Un compuesto puro siempre está constituido por los mismos elementos, los cuales se encuentran en proporciones constantes en peso". "Siempre que dos o más elementos se combinan para formar un mismo compuesto, las cantidades que de ellos intervienen guardan la misma proporción".

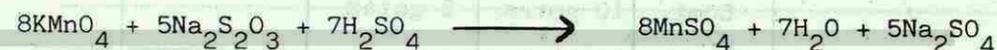
La explicación objetiva de la siguiente ley sería: Siempre que se quiera obtener un compuesto determinado deberán emplearse cantidades fijas e invariables de los compuestos, y el exceso quedará sin reaccionar, por ejemplo:



Si se aumenta o se disminuye alguno de los componentes, no se formarán los compuestos indicados.

#### FUNDAMENBTO:

Siempre que dos o más elementos se combinen para formar un mismo compuesto, las cantidades que de ellos intervienen guardan la misma proporción.



#### OBJETIVO:

Comprobar experimentalmente la ley de las proporciones constantes.

#### MATERIAL:

- 3 Frascos goteros conteniendo las soluciones
- 1 Agitador de vidrio
- 2 Vasos de precipitado de 100ml.
- 1 Pizeta

#### REACTIVOS:

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  1%,  $\text{KMnO}_4$  1%,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  conc.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

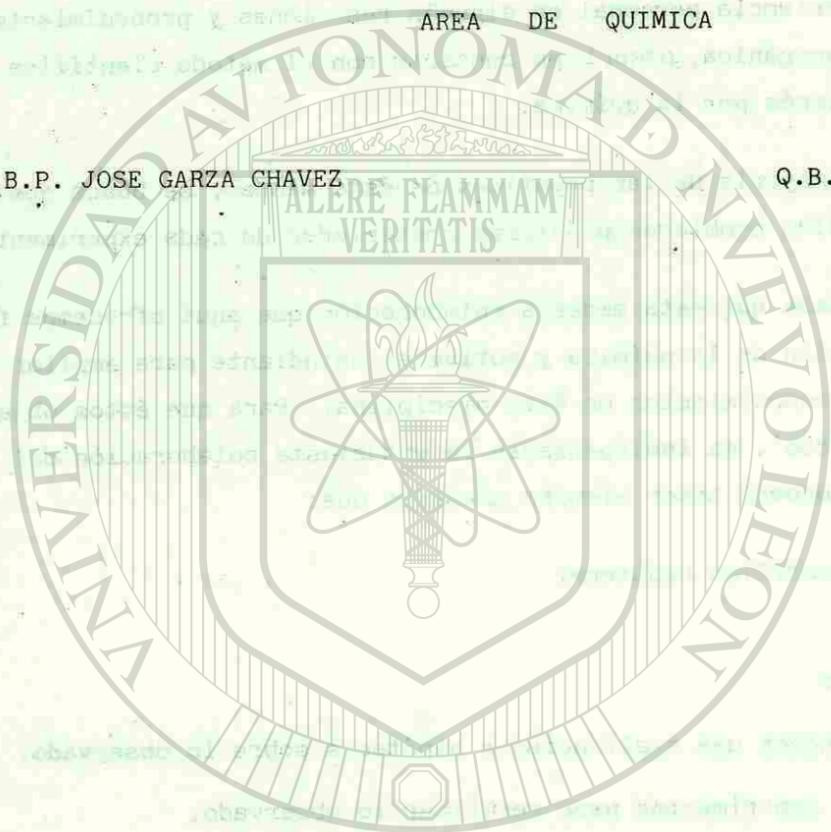
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

f) Debe anotar sus observaciones y buscar la explicación científica.

AREA DE QUIMICA

Q.B.P. JOSE GARZA CHAVEZ

Q.B.P. RAMIRO ADAME GZZ.

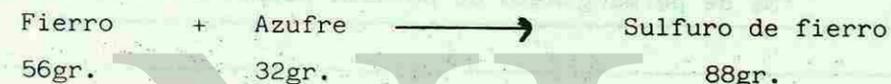


### COMPROBACION DE LA LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

#### INTRODUCCION:

Esta ley fué propuesta por Proust y expresa que: "Un compuesto puro siempre está constituido por los mismos elementos, los cuales se encuentran en proporciones constantes en peso". "Siempre que dos o más elementos se combinan para formar un mismo compuesto, las cantidades que de ellos intervienen guardan la misma proporción".

La explicación objetiva de la siguiente ley sería: Siempre que se quiera obtener un compuesto determinado deberán emplearse cantidades fijas e invariables de los compuestos, y el exceso quedará sin reaccionar, por ejemplo:



Si se aumenta o se disminuye alguno de los componentes, no se formarán los compuestos indicados.

#### FUNDAMENBTO:

Siempre que dos o más elementos se combinen para formar un mismo compuesto, las cantidades que de ellos intervienen guardan la misma proporción.



#### OBJETIVO:

Comprobar experimentalmente la ley de las proporciones constantes.

#### MATERIAL:

- 3 Frascos goteros conteniendo las soluciones
- 1 Agitador de vidrio
- 2 Vasos de precipitado de 100ml.
- 1 Pizeta

#### REACTIVOS:

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  1%,  $\text{KMnO}_4$  1%,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  conc.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

**PARTE EXPERIMENTAL:**

1.- Colocar 50ml. de agua destilada en un vaso precipitado - - - agregar 5 gotas de la solución de permanganato de potasio al 1% y añadir 5 gotas de ácido sulfúrico concentrado para los experimentos 1 y 2 y 10 gotas de ácido sulfúrico para los experimentos 3, 4 y 5 (de tal manera que habrá siempre un exceso de ácido sulfúrico)

2.- En cada experimento se agrega **gota a gota** la solución de tiosulfato de sodio al 1% hasta que el color violeta del permanganato de potasio pase a incoloro. Después de cada gota de solución añadida de tiosulfato de sodio, es necesario agitar y esperar un tiempo suficiente para ver si desaparece o no el color. (aproximadamente 5 segundos)

**NOTA.**-Repítase las operaciones 3 veces usando 5, 10, 15, 20, y 25 gotas de permanganato de potasio respectivamente.

**RESULTADOS:**

Registre en la siguiente tabla sus resultados.

EXPERIMENTO	AGUA	KMnO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Cociente g. KMnO <sub>4</sub> g. Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
1	50ml.	5 gotas	5 gotas		
2	50ml.	10 gotas	5 gotas		
3	50ml.	15 gotas	10 gotas		
4	50ml.	20 gotas	10 gotas		
5	50ml.	25 gotas	10 gotas		

**OBSERVACIONES:**

---



---



---

**CONCLUSIONES:**

---



---



---

**PREGUNTAS:**

1.- ¿Por qué razón éste experimento demuestra la ley de las proporciones -- constantes?

---



---

2.- ¿Cuáles son las principales fuentes de error en nuestro experimento?

---



---

3.- ¿Cómo podríamos obtener resultados más precisos?

---



---

4.- ¿Qué usos prácticos puede tener o conocer la ley de las proporciones constantes?

---



---

**BIBLIOGRAFIA:**

DIRECCION GENERAL DE BIBLIOTECAS

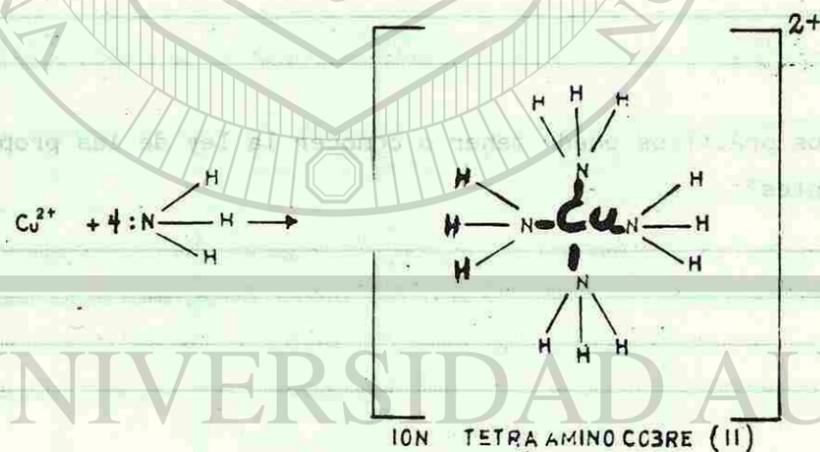


PREPARACION DE UN COMPUESTO DE COORDINACION:  
SULFATO DE TETRAAMINO COBRE (II),  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

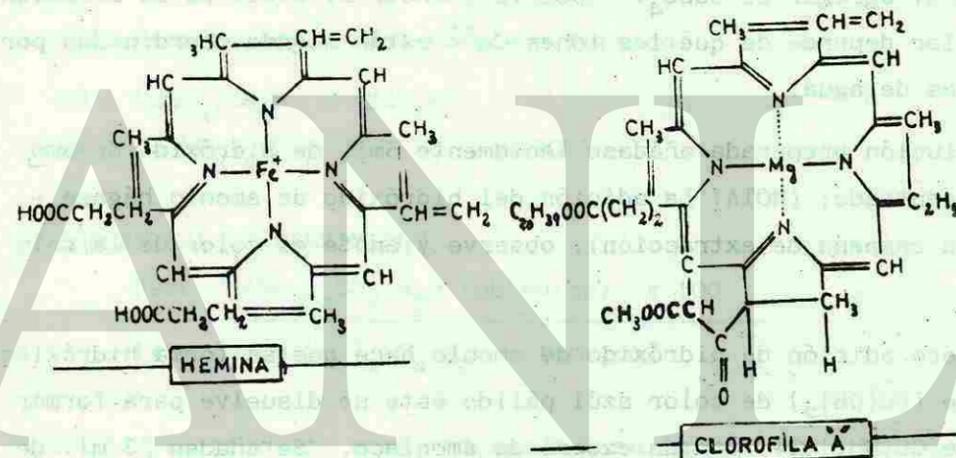
INTRODUCCION

Hay una clase muy amplia de compuestos llamados COMPUESTOS DE COORDINACION, que presentan propiedades de enlaces muy interesantes y geometrías moleculares diversas. En términos generales, estos compuestos poseen un ión metálico ligado a varias otras moléculas o iones por virtud de enlace coordinado. Pensemos en el experimento que encabeza este experimento, el sulfato de tetraamino cobre (II).

El cobre está ligado a cuatro moléculas de amoníaco por enlaces de pares de electrones que se forman al compartir dos electrones de cada molécula de amoníaco con ión cobre.



Los compuestos de coordinación tienen un papel básico en nuestra vida diaria. Las moléculas de hemina en la hemoglobina, proteína que transporta oxígeno, posee fierro coordinado. Incluso la capacitación y la liberación de oxígeno en la sangre son fenómenos que extrañan la formación de enlaces coordinados y la rotura de los mismos. La clorofila, la molécula de tanta importancia para la vida vegetal, es un compuesto de coordinación del magnesio.



OBJETIVO:

Conocer algo de los compuestos de coordinación al preparar uno en el laboratorio, observarlo, experimentar cambio químico y conocer los caracteres de éste cambio, determinar porcentajes de rendimiento en la preparación de un compuesto inorgánico.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## MATERIAL

- 1. Vaso de precipitado de 250ml.
- 1 Embudo Buchner de 5cm. de diám.
- 1 Matraz Kitasato de 500ml.
- 1 Pipeta de 10 ml.
- 1 Pizeta
- 1 Probeta graduada de 100ml.
- 2 Tubos de ensaye de 13x100
- Papel filtro poro fino.

## REACTIVOS

- Sulfato de Cobre
- Hidróxido de amonio
- Alcohol etílico

## PARTE EXPERIMENTAL:

1.- Preparación del complejo.- En un vaso de precipitado de 250ml. disuélvase 2 gr. de sulfato de cobre (II) pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) en 18 ml. de agua destilada, agitando con una varilla de vidrio lentamente al agregar el  $\text{CuSO}_4$ . Observe y anote el color de la solución este color depende de que los iones  $\text{Cu}^{++}$  están siendo coordinados por moléculas de agua.

A la solución preparada añádase lentamente 6ml. de hidróxido de amonio concentrado; (NOTA: La adición del hidróxido de amonio hágase - bajo una campana de extracción). observe y anote el color de la solución.

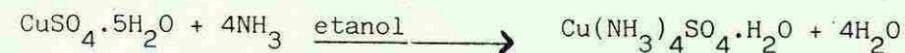
La primera adición de hidróxido de amonio hace que se forma hidróxido de cobre ( $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ) de color azul pálido éste se disuelve para formar iones de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$  con un exceso de amoníaco. Se añaden 23 ml. de etanol sin dejar de agitar la solución y observe el precipitado formado de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$  de color azul rey. Déjese reposar el precipitado 5 minutos y filtrese para asegurar el rendimiento adecuado, cerciórese de raspar todo el producto de las paredes del vaso de precipitado, al pasarlo al aparato de filtración por vacío, que se montará usando para disminuir el tiempo de filtración y desecación del producto.

Lávese el producto sólido vertiendo sobre él unas porciones de 10ml. de etanol y déjese pasar aire por el sólido hasta que tenga un aspecto seco. (Si es necesario séquese en estufa a 100 grados C. por 5 min)

Pase el producto obtenido sobre el papel filtro a un matraz Erlenmeyer de 125 ml. previamente pesado y por diferencia de peso, al pesar nuevamente obtenga el peso del producto.

II.- Prueba de Solubilidad.- Pésese aproximadamente 0.10gr. del producto obtenido y colóquese en cantidades aproximadamente iguales en dos tubos de ensaye hasta llenarlo a la mitad con agua y ponga igual volumen de alcohol al segundo tubo. Agítense para asegurarla mezcla adecuada.

III.- Calculos: La reacción para preparar  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  es :



De la ecuación química balanceada se deduce que un mol de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  produce un mol de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

$$\text{Peso Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \text{ (teórico)} = \text{Peso CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ usado} \times \frac{\text{PESO MOLEC.}^*}{\text{P.M. CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}$$

(\* ) Peso molecular del complejo formado.

$$\text{PM} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 249.60$$

$$\text{PM} = \text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = 245.60$$

## PORCENTAJE DE RENDIMIENTO:

$$\frac{\text{Peso Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \text{ (obtenido)} \times 100}{\text{Peso de Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \text{ (teórico)}}$$

NOTA: El producto será entregado a su instructor debidamente etiquetado con nombre del equipo, nombre del producto, rendimiento verdadero en gr. y porcentaje de rendimiento.

## RESULTADOS:

1.- Realice los cálculos necesarios para determinar el % de rendimiento

CONCLUSIONES:

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

PREGUNTAS:

1.- ¿ Qué puede usted decir acerca de la solubilidad de sulfato de tetraamino (II) en alcohol etílico y agua ?

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

2.- ¿ Cómo interpreta éstos datos con el procedimiento de preparación ?

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

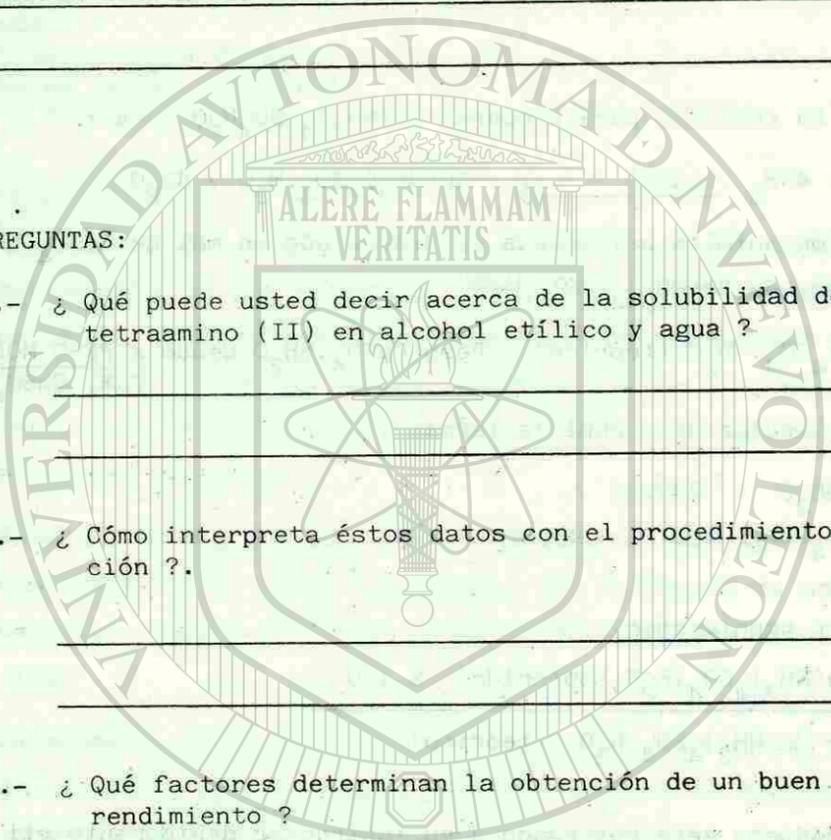
3.- ¿ Qué factores determinan la obtención de un buen porcentaje de rendimiento ?

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

4.- Ponga el nombre y estructura de cuatro compuestos de coordinación.

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS



5.- Mencione la utilidad de los aminocomplejos.

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

BIBLIOGRAFIA:

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

JUAN



## CROMATOGRAFÍA DE CATIONES

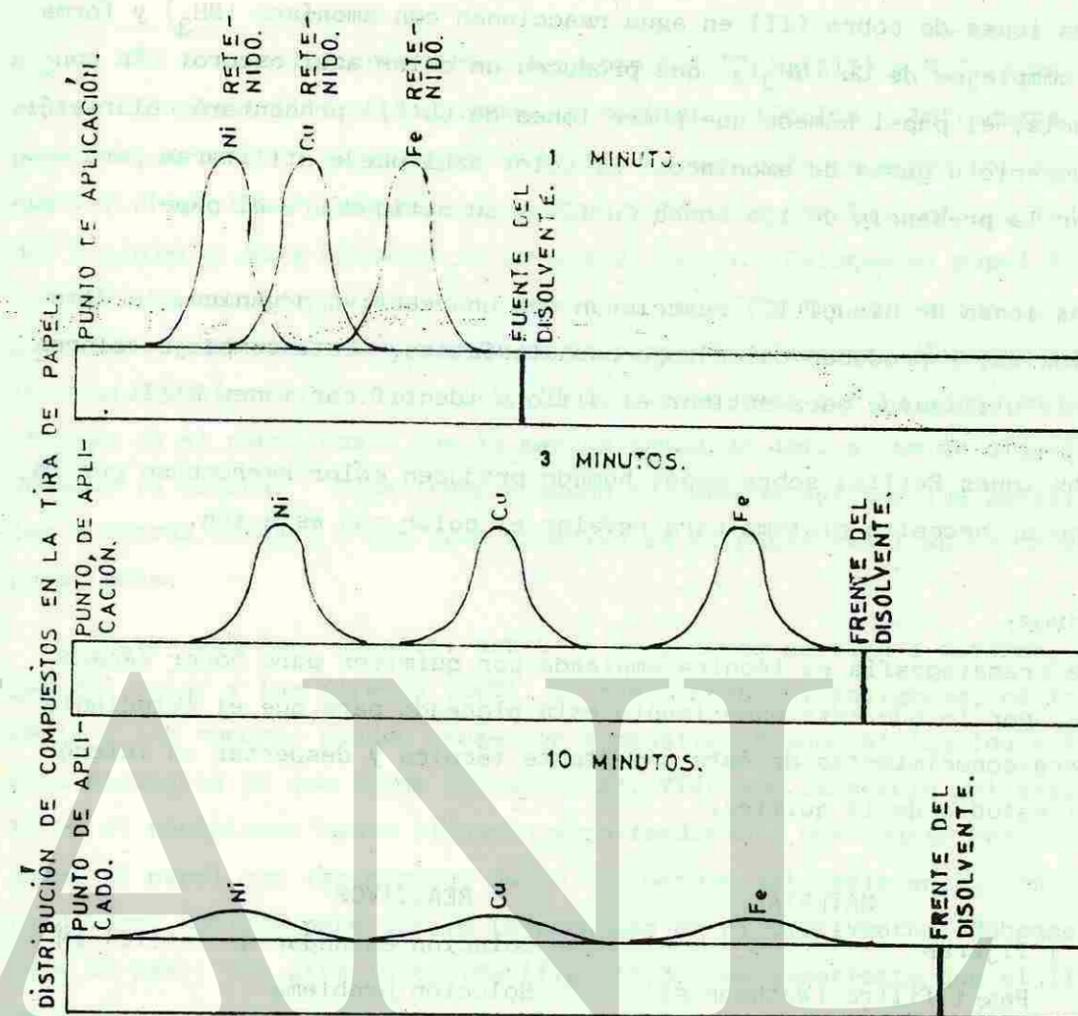
## INTRODUCCION:

La cromatografía es un método de separación de uno o varios componentes de una solución, el distribuirlos entre dos fases no miscibles, una de las cuales se mueve excediendo de la segunda. Si los componentes de la mezcla son atraídos a ambas fases, y si difieren en la atracción en cuanto a la fase estática al tiempo que tienen aproximadamente la misma atracción en cuanto a la fase en movimiento, los componentes de la mezcla se desplazarán con distinta rapidez siguiendo el movimiento de la fase móvil. De esta manera, se separan los componentes. La fase en movimiento puede ser gas o líquido, y la fase estática sólido, incluso líquido absorbido sobre el material sólido para tornarlo estático. En consecuencia, la mezcla y las soluciones líquidas pueden separarse con las técnicas de líquido en líquido y líquido en sólido.

En 1906, Twsett separó los pigmentos que dan color a las hojas permitiendo que una mezcla de disolvente transportara descendiendo por una columna empacada con un material insoluble de la índole de alúmina, sílice, almidón o carbón. De éstos experimentos nació el nombre de Cromatografía que significa "Dibujos de Colores", sin embargo, este nombre ha dejado de ser descriptivo y la técnica en la actualidad se aplica también a componentes incoloros. Cualquiera de las propiedades físicas o químicas de los componentes separados pueden utilizarse para estimar el grado de separación.

## FUNDAMENTO:

En éste experimento, la fase móvil es una mezcla de disolventes que consiste en acetona, agua y ácido clorhídrico. La fase sólida, es papel-filtro de buena calidad que posee poro pequeño. El líquido se desplaza por el papel a causa de la acción capilar que depende de atracción importante entre el líquido y la celulosa de que está elaborada en el papel. Dado que los iones de cobre, hierro y níquel se desplazan con distinta rapidez a lo largo del papel, es patente que no son atraídos por el papel húmedo en el mismo grado.



Las interacciones entre los componentes de una mezcla característica con dos fases no miscibles en una separación cromatográfica pueden ser físicas o químicas, o de ambas clases.

Desde el punto de vista cualitativo, el químico puede identificar los componentes en una mezcla al comparar el cromatograma con cromatogramas hechos con mezcla de componentes que se sospechan presente en el problema. En cuanto al aspecto cuantitativo, la cantidad de cada componente que se presenta es indicada por la intensidad de la propiedad que se descubre. En éste experimento, se harán identificaciones cualitativas y algunas consideraciones semicuantitativas fundadas en estimación visual de la intensidad del color.

Los iones de cobre (II) en agua reaccionan con amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y forma iones complejos de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{++}$  que producen un color azul oscuro. En consecuencia, el papel húmedo que posee iones de  $\text{Cu}(\text{II})$  presentará color azul al exponerlo a gases de amoníaco. El color azul puede utilizarse para -- indicar la presencia de los iones  $\text{Cu}(\text{II})$  y su sitio sobre el papel.

Los iones de níquel(II) reaccionan con un reactivo orgánico, la dimetilglioxima, y producen color rojo característico. Este complejo coloreado suele utilizarse para estimar el sitio e identificar iones  $\text{Ni}(\text{II})$ .

Los iones  $\text{Fe}(\text{III})$  sobre papel húmedo producen color herrumboso por lo cual no se necesita sistema para revelar el color con este ión.

#### OBJETIVOS:

La cromatografía es técnica empleada por químicos para hacer separaciones, por lo que este experimento está planeado para que el estudiante adquiera conocimientos de ésta importante técnica y despertar su interés por el estudio de la química.

#### MATERIAL

- 1 Tijeras
- Papel filtro (Wathman #1)
- 4 Cajas petri
- 1 Regla métrica de 15cm.
- 9 Tubos ensayo de 18x150
- Capilares

#### REACTIVOS

- Solución estandar de  $\text{Fe}(\text{III})$  1M
- Solución problema
- Amoníaco
- $\text{HCl}$  concentrado
- Mezcla eluente (disolvente)
- Acetona agua ( $\text{HCl}$  concentrado 90:10:1)
- Solución estandar de  $\text{Cu}(\text{II})$  1M
- Solución estandar de  $\text{Ni}(\text{ii})$  1M
- Acetona
- Dimetilglioxima

#### PARTE EXPERIMENTAL:

Obtención de cromatografía.- Córtese una tira de 1cm. de ancho en un círculo de papel filtro de 12.5cm. aplíquense 3 gotas pequeñas de la mez

cla de las tres soluciones conocidas como  $\text{Cu}(\text{II})$   $\text{Fe}(\text{III})$  y  $\text{Ni}(\text{II})$  en el centro del papel filtro utilizando la siguiente técnica: Introduzca la punta de un tubo en la solución permitiendo que ésta se eleve por acción capilar en el tubo° sáquese el capilar y tóquese con la punta el lado -- del recipiente para eliminar la gota que cuelga. Coloque el papel filtro con la tira cortada un segundo círculo de papel filtro que actúa como cojincillo absorbente y tóquese la punta perpendicularmente al punto deseado. (centro del círculo), (fig. 11-1, 11-2,), permítase que la solución se distribuya en el papel hasta que la mancha tenga de 4mm. a 8mm de diámetro. Séquese la mancha. Debe tenerse mucho cuidado de aplicar las gotas, pues las muestras difusas o con agua excesiva en el papel resultan en malas separaciones.

Póngase una caja de petri sobre la mesa donde no vaya a moverse, y lejos del calor y luz directa (NOTA: La acetona es muy peligrosa, es inflamable y los vapores pueden presentar combustión cuando el líquido está a poca distancia de una llama descubierta). Viértase la mezcla del disolvente en el recipiente hasta llenarlo aproximadamente una cuarta parte; colóquese el papel con las manchas doble los bordes del recipiente, con la tira de 1cm. doblada para que se introduzcan en el disolvente, Cúbrase la caja de petri con otra invertida (fig. 11-3), es importante que el líquido se desplace uniformemente por el papel; en consecuencia el espacio gaseoso debe estar cerrado y saturado con el vapor del líquido, lo cual evitará pérdidas desiguales por evaporación. No se toque el conjunto hasta que al frente del disolvente se ha desplazado al borde del recipiente -- (unos 15 a 30 minutos ).

La evolución del cromatograma puede vigilarse al observar el frente de disolvente que se desplaza por el papel. Terminando el experimento tírese el disolvente.

Quítese el papel, y con un lápiz márquese el límite extremo del frente del disolvente. Hagase lo anterior con rapidez, pues el disolvente se evapora pronto.

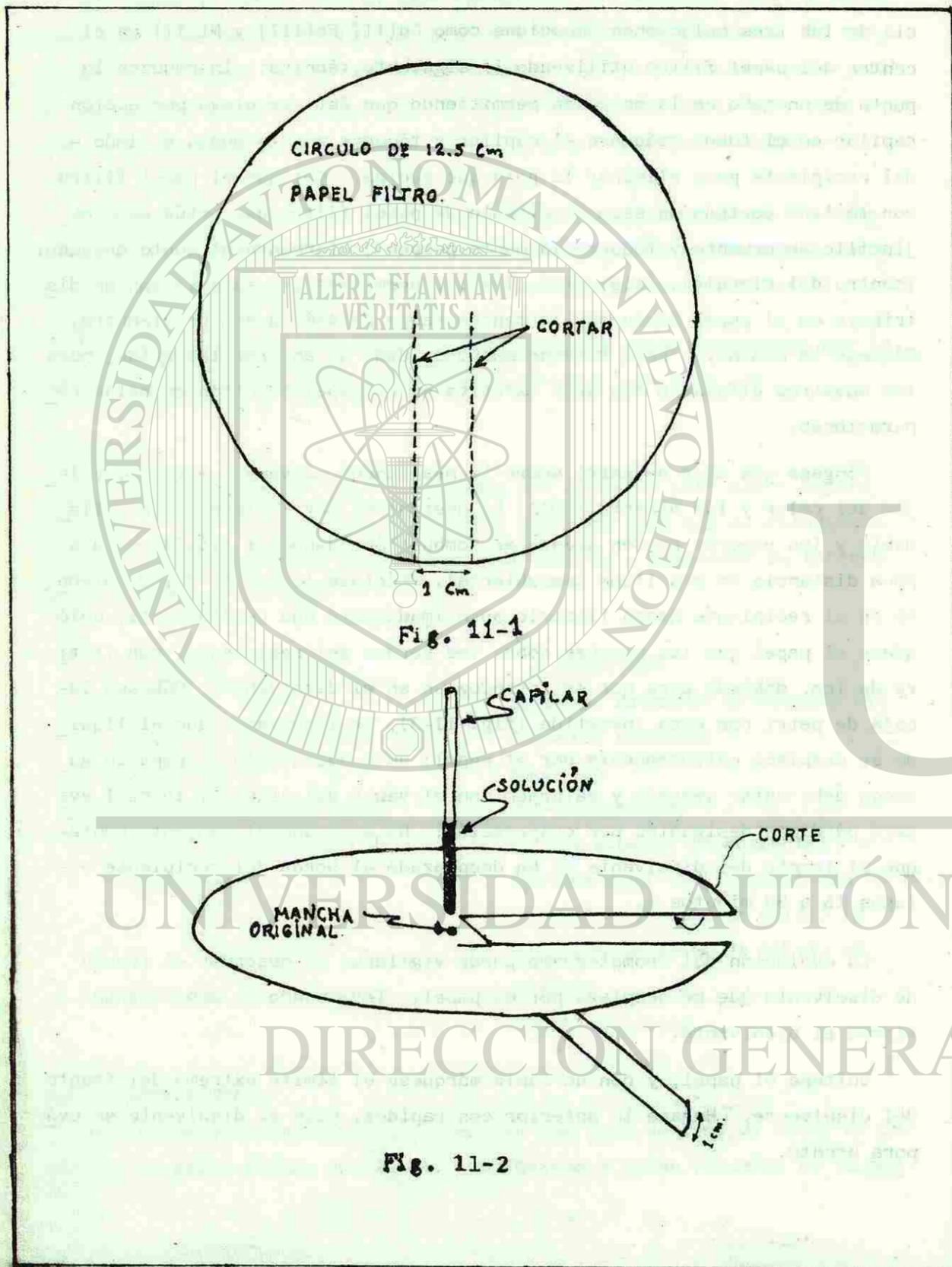


Fig. 11-2

No se necesita procedimiento adicional para observar el cromatograma del Fe(III). para obtener un color que identifique al Cu(II), viértase unos ml. de  $NH_3$  en la tapa vacía de una caja petri y apóyese el papel sobre ella, cuidando de mantener la tira cortada fuera de la solución.

Para identificar al Ni(II) se sumerge una tira de papel filtro en una solución al 1% de dimetilglioxima y utilizando como pincel, pasese sobre el papel filtro del cromatograma.

Obtención del  $R_f$  (cocientes de frentes).

MANCHA ORIGINAL DE LA MEZCLA.

CUBIERTA DE VIDRIO.



TIRA DE PAPEL CORTADO PARA SUMERGIRSE EN EL DISOLVENTE.

RECÍPENTE, PARA EVAPORACIÓN.

PAPEL FILTRO CIRCULAR.



Los valores del  $R_f$  ayudan a identificar con más exactitud las especies químicas (cationes) debido a que cada cation tiene un valor diferente de  $R_f$  (cociente de frentes) se define por la siguiente ecuación:

Distancia del centro de la mancha al frente del soluto retenido

$R_f = \frac{\text{Distancia del centro de la mancha al frente del soluto retenido}}{\text{Distancia del centro de la mancha al frente del disolvente.}}$

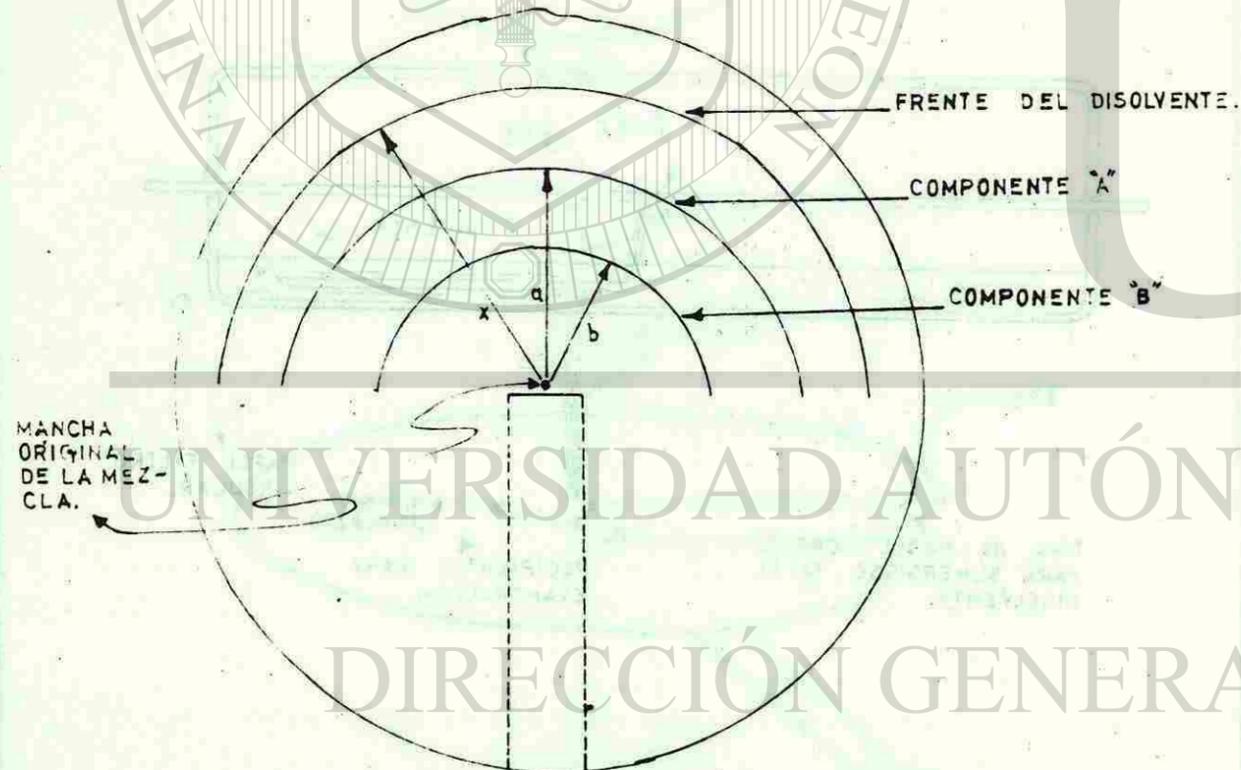
Distancia del centro de la mancha al frente del disolvente.

En algunos experimentos, las manchas tienden a ser difusas en los límites exteriores y se utilizan las distancias a los centros de las bandas.

(fig. 11.4)

$$R_f = (A) = a/x$$

$$R_f = (B) = a/x$$



11.4

#### RESULTADOS:

1.- ¿Qué iones hay en el problema que se les proporcionó?

Mídase la distancia al centro de la mancha al frente del soluto retenido y la distancia del centro de la mancha al frente del disolvente, y calcule los valores  $R_f$  para cada uno de los iones (Cu(II) Ni(II) y Fe(III)).

(NOTA:- Los dos cromatogramas -standar y problema- se entregaran adjunto a las hojas del reporte).

2.- Escribanse los cálculos efectuados para sacar los valores  $R_f$ .

CONCLUSIONES.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

®

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## PREGUNTAS:

1.- ¿ Cómo podría hacer determinaciones semicuantitativas, utilizando las técnicas de éste experimento ? Explique.

---



---



---

2.- Escriba la reacción efectuada entre el níquel y la dimetilglioxima.

3.- Escriba la reacción que ocurre entre el Cu(II) y el amoníaco.

4.- Explique cómo se lleva a cabo la cromatografía de intercambio iónico.

---



---



---

5.- Si en lugar de utilizar acetona-agua-ácido, se empleara algún otro disolvente, habría cambio en los Rf (cociente de frentes) calculados? Explique su respuesta.

---



---



---

## BIBLIOGRAFIA

## PREPARACION DE SOLUCIONES

## INTRODUCCION:

La química de las soluciones interviene en nuestra vida diaria. En casi todos los procesos del cuerpo humano, intervienen soluciones, La mayoría de los procesos químicos, biológicos y microbiológicos utilizamos soluciones. Es pues importante la comprensión de los diferentes términos de concentración de soluciones tales como: miliequivalentes, soluciones normales, soluciones molares, partes por millón, soluciones preparadas al por ciento, etc.

## OBJETIVO:

Al finalizar esta práctica, el alumno comprenderá el significado de los diferentes términos de concentración y conocerá el uso de ellos en problemas prácticos relacionados con su campo profesional.

## FUNDAMENTO:

El término "concentración", expresa la cantidad de soluto (lo que se disuelve) en una cantidad dada de disolvente (líquido donde se disuelve)

CONCENTRACIONES QUIMICAS: Entre los diferentes tipos de concentraciones químicas destacan:

Molaridad

Normalidad

Molalidad

MOLARIDAD.- Es la unidad de concentración que expresa número de moles de soluto en un litro de solución.

Para comprender el concepto anterior es necesario entender el significado del término mol. Para esto es necesario saber que los átomos de diferentes elementos tienen pesos diferentes y que a estos se les llaman: "Pesos Atómicos" y se han asignado sus valores en relación al peso del hidrógeno que es de 1, por convención.

Así pues, encontramos que los valores de los pesos atómicos de algunos elementos son:

## PREGUNTAS:

1.- ¿ Cómo podría hacer determinaciones semicuantitativas, utilizando las técnicas de éste experimento ? Explique.

---



---



---

2.- Escriba la reacción efectuada entre el níquel y la dimetilglioxima.

3.- Escriba la reacción que ocurre entre el Cu(II) y el amoníaco.

4.- Explique cómo se lleva a cabo la cromatografía de intercambio iónico.

---



---



---

5.- Si en lugar de utilizar acetona-agua-ácido, se empleara algún otro disolvente, habría cambio en los Rf (cociente de frentes) calculados? Explique su respuesta.

---



---



---

## BIBLIOGRAFIA

## PREPARACION DE SOLUCIONES

## INTRODUCCION:

La química de las soluciones interviene en nuestra vida diaria. En casi todos los procesos del cuerpo humano, intervienen soluciones, La mayoría de los procesos químicos, biológicos y microbiológicos utilizamos soluciones. Es pues importante la comprensión de los diferentes términos de concentración de soluciones tales como: miliequivalentes, soluciones normales, soluciones molares, partes por millón, soluciones preparadas al por ciento, etc.

## OBJETIVO:

Al finalizar esta práctica, el alumno comprenderá el significado de los diferentes términos de concentración y conocerá el uso de ellos en problemas prácticos relacionados con su campo profesional.

## FUNDAMENTO:

El término "concentración", expresa la cantidad de soluto (lo que se disuelve) en una cantidad dada de disolvente (líquido donde se disuelve)

CONCENTRACIONES QUIMICAS: Entre los diferentes tipos de concentraciones químicas destacan:

Molaridad

Normalidad

Molalidad

MOLARIDAD.- Es la unidad de concentración que expresa número de moles de soluto en un litro de solución.

Para comprender el concepto anterior es necesario entender el significado del término mol. Para esto es necesario saber que los átomos de diferentes elementos tienen pesos diferentes y que a estos se les llaman: "Pesos Atómicos" y se han asignado sus valores en relación al peso del hidrógeno que es de 1, por convención.

Así pues, encontramos que los valores de los pesos atómicos de algunos elementos son:

ELEMENTO	PESO ATOMICO
H	1
O	16 (16 veces el peso del hidrógeno)
Na	23 (23 veces el peso del hidrógeno)
S	32 (32 veces el peso del hidrógeno)
Cl	35.5 (35.5 veces el peso del hidrógeno)

Cuando los valores de los pesos atómicos se expresan en gramos, se les llama "Átomos-gramo"; así el átomo gramo de H = 1 gramo, de O = 16gr. de Na = 23 gramo.

En las moléculas que constituyen los compuestos, encontramos uniones de 2 o más átomos o diferentes y al sumar los átomos gramos de éstos, obtenemos el peso de la molécula expresado en gramos, es decir, la MOLECULA GRAMO también llamada MOL.

De aquí que un mol de una sustancia puede definirse como el peso molecular de la misma expresada en gramos.

EJEMPLO:.- Calcular el peso molecular del  $H_2SO_4$ ; si sabemos que el peso atómico del H es 1, el del azufre (S) es 32 y el del oxígeno (O) es 16.

$$\begin{aligned} H &= 2 \times 1 = 2 \quad (\text{porque hay 2 átomos de H}) \\ S &= 1 \times 32 = 32 \\ O &= 4 \times 16 = 64 \quad (\text{porque hay 4 átomos de oxígeno}) \\ \hline \text{Total:} & \dots\dots\dots 98 \end{aligned}$$

RESPUESTA.- En un mol de  $H_2SO_4$ , hay 98 gr. en otras palabras, el peso molecular del ácido sulfurico es de 98gr.

Todas las moléculas gramo tendrán el mismo número de moléculas y habremos podido encontrar una unidad que nos exprese la proporción de moléculas en una sustancia. Por ejemplo: si tenemos dos soluciones, una con dos moles de NaCl y otra con dos de KCl (cloruro de potasio), ambas soluciones tendrán el mismo número de moléculas, aunque el peso de las soluciones sea diferente a como se puede ver en el siguiente ejemplo:

Peso atómico del Na	.....23
Peso atómico del Cl	..... 35.5
Peso molecular del NaCl	..... 58.5 gr.

Si tenemos 2 moles de NaCl:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol tiene} & \dots\dots\dots 58.5 \text{ gr.} \\ 2 \text{ moles tienen} & \dots\dots\dots x \\ x &= \frac{58.5 \times 2}{1} \dots\dots\dots x = 117 \text{ gr.} \end{aligned}$$

Peso atómico del K	..... 38
Peso atómico del Cl	..... 35.5
Peso molecular del KCl	..... 73.5 gr.

Si tenemos 2 moles de KCl:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol tiene} & \dots\dots\dots 73.5 \text{ gr.} \\ 2 \text{ moles tienen} & \dots\dots\dots x \\ x &= \frac{73.5 \times 2}{1} \dots\dots\dots x = 147 \text{ gr.} \end{aligned}$$

2 moles de NaCl tienen 117 gr.

2 moles de KCl tienen 147 gr.

De aquí que:

Podemos establecer la siguiente fórmula:

$$\text{PESO EN GRAMOS} = \text{PESO MOLECULAR} \times \text{NUMERO DE MOLES}$$

o bien, despejando la fórmula:

$$\text{NUMERO DE MOLES} = \frac{\text{PESO EN GRAMOS}}{\text{PESO MOLECULAR}}$$

Ahora bien, como para usos biológicos la unidad mol es muy grande, se utiliza el milimol (mM), que es una unidad 1000 veces menor que el mol, por lo tanto una milimol es igual al peso molecular, expresado en miligramos.

Si un mol es igual a 1000mM, y un gramo es igual a 1000mg. tenemos la siguiente fórmula

$$\text{NUMERO DE MILIMOLES} = \frac{\text{PESO EN mg}}{\text{PESO MOLECULAR}}$$

Habiendo comprendido los conceptos anteriores, podemos pasar a preparar una solución molar.

Si una mol de una sustancia se disuelve en agua "hasta" un volumen de un litro, se obtiene una SOLUCION 1 MOLAR.

Por ejemplo: si queremos preparar una solución 1 molar de NaCl, tendríamos que considerar primero su peso molecular ( $\text{Na}:23-\text{Cl}:35.5 = 58.5 \text{ gr}$ ) y éste valor disolverlo en un solvente o agua, hasta completar 1 litro. Por lo tanto, una solución 1M de NaCl es igual a 58.5gr. de NaCl en un litro de solución.

Ahora bien, si nos piden preparar 400ml. de una solución 0.5M de NaCl ¿Cuántos gramos de NaCl deben pesarse?.

- 1.- Sabemos que el peso molecular del NaCl es 58.5 gr.
- 2.- Haremos el siguiente planteamiento:

Una solución 1 M tiene 58.5 gr. de NaCl  
 Una solución 0.5 M tiene            x gr. de NaCl  
 $x = 0.5 \times 58.5 / 1 = 29.25 \text{ gr.}$

- 3.- De acuerdo con la definición de solución molar, los 29.95 lo consideramos en 1 litro de solución, pero nos piden preparar 400ml.

En 1000 de solución (1 litro) hay 29.25 gr. de NaCl

En 400 ml. de solución (0.4 litros) hay--x gr. de NaCl

$$(.4) (29.25) = 11.7$$

RESULTADO:

Necesitamos 11.7gr. de NaCl y disolverlo hasta aforar un volumen de 400ml. en éste ejemplo, como podemos ver hemos multiplicado la molaridad del problema (0.5) por el peso molecular del NaCl (58.5 gr) y por el volumen del problema (400ml) Posteriormente dividiremos entre 1 litro (1000ml).

Para simplificar el procedimiento podemos aplicar la siguiente fórmula:

En donde:

V: volumen del problema

P.M. peso molecular

M. Molaridad del problema

$$\text{gr} = \frac{V \times \text{P.M.} \times M}{1000}$$

#### SOLUCIONES NORMALES:

Desde el punto de vista electroquímico existen dos clases de sustancias: Unas que al estar en solución, permiten el paso de la corriente eléctrica, y otras que no lo permiten. Las primeras reciben el nombre de ELECTROLITOS y las segundas de NO ELECTROLITOS.

Ejemplo de electrolitos: Cloruro de sodio, el fosfato de potasio, las proteínas, etc.

Ejemplo de NO ELECTROLITOS: Glucosa y urea.

Sabemos que una propiedad de los átomos es la de poderse combinar. Esta capacidad de combinación en términos químicos se denomina "VALENCIA" La valencia no está en relación con el peso atómico sino con el número de electrones combinables, es decir, podemos encontrar átomos con gran capacidad de combinación y pesar menos que otros átomos cuya valencia es menor.

Por ejemplo:

El sodio tiene un peso atómico:	23	y una valencia:	1
El oxígeno tiene un peso atómico:	16	y una valencia:	2
El carbono tiene un peso atómico:	12	y una valencia:	4

Necesitamos por lo tanto una unidad que nos salve de la dificultad de que los átomos no tengan el mismo peso y que nos permita comparar "Actividades" (cargas) por número y por peso, y ésta segunda razón de diferente valor, de diferente "Valencia" o "Actividad Química", lleva la introducción de una nueva unidad: EL EQUIVALENTE.

Se entiende por Equivalente Químico el peso atómico o molecular de una sustancia expresado en gramo y dividido entre su valencia:

$$\text{Eq} = \frac{\text{Masa}}{\text{Valencia}}$$

Por tratarse de una unidad demasiado grande para usos biológicos, se utiliza una unidad 1000 veces menor: El mili equivalente. Símbolo mEq.

Si consideramos que la actividad fisiológica y química es proporcional a: (1), la cantidad de partículas por unidad de volumen (moles o milimoles) (2), el total de CARGAS ELECTRICAS por unidad de volumen (equivalentes o miliequivalentes por litro), con ésta última podemos darnos mejor -

idea de la verdadera acción química que tienen los iones en nuestro organismo. Por ejemplo, En el suero existen 3.65 gr. de Cl por litro y 3.25 gr. de Na por litro. Aparentemente hay un menor número de iones de Cl que de Na, pero si tenemos en cuenta que los iones de Cl pesan mucho más que los de Na podemos sospechar que hay mucha menor acción química del primero que del segundo. Expresado en miliequivalentes ya se manifiesta esta diferencia, puesto que hay 103 mEq de Cl por 142 mEq de Na.

Para obtener la actividad química hemos de dividir la cantidad de sustancia necesaria en peso por la valencia, y así teniendo en cuenta ambas características de peso y valencia podemos generalizar el concepto de peso a todos los átomos diciendo que estas cantidades que representa el peso atómico expresando en gramos de cualquier cuerpo dividido por valencia son: "Equivalentes" químicamente.

Así:

$$\frac{1 \text{ gr. de H}}{1} = 1 \text{ gr.}$$

$$\frac{23 \text{ gr. de Na}}{1} = 23 \text{ gr.}$$

$$\frac{40 \text{ gr de Ca}}{2} = 20 \text{ gr.}$$

$$\frac{39 \text{ gr. de K}}{1} = 39 \text{ gr.}$$

$$\frac{16 \text{ gr. de O}}{2} = 8 \text{ gr.}$$

$$\frac{12 \text{ gr. de C}}{4} = 3 \text{ gr.}$$

:  $\frac{\text{Peso atómico en gr.}}{\text{valencia}}$

Son equivalentes, es decir químicamente valen igual y son capaces de neutralizarse exactamente.

De lo expuesto se deduce que es fácil convertir grs. en miliequivalentes y viceversa:

Si queremos saber cuántos miliequivalentes son 69 gr. de Na diremos:

$$\text{Peso atómico del Na : } 23 \text{ gr.}$$

$$\text{Equivalente del Na: } \text{peso atómico/valencia} = 23 \text{ gr}/1 = 23 \text{ gr.}$$

Si un equivalente tiene 23 gr. de Na  
x equivalentes tiene 69 gr. de Na  
 $x = 69. \times 1/23 = 3 \text{ Eq.}$  o sea 3000 mEq.

Si queremos saber cuántos mEq. son 69 gr. de Ca, diremos:

$$\text{Peso atómico del Ca. } 40 \text{ gr.}$$

$$\text{Equivalente del Ca: } \text{peso atómico/valencia} = 40/2 = 20$$

Si 1 Eq. tiene 20 gr.

x Eq. tiene 69 gr.

$$x = 69 \times 1/20 = 3.45 \text{ Eq.} \quad \text{o sea } 3,450 \text{ mEq.}$$

Como vemos en el caso de átomos monovalentes moles y equivalentes tienen el mismo valor ya que equivalente es el mol dividido entre la valencia y la valencia es 1, así, 4 moles de Na (valencia 1) es lo mismo que 4 equivalentes de Na, pero en cambio 4 moles de carbono, tetravalente, constituyen en realidad un equivalente de carbono.

Pasemos al concepto de solución normal. Si se disuelve en agua destilada u otro solvente, a completar un litro, el peso equivalente de cualquier sustancia se habrá preparado un litro de Solución 1 Normal.

Recordemos la fórmula usada para calcular la cantidad de sustancia necesaria para preparar cualquier cantidad de una solución determinada.

$$\frac{V \times P.M. \times M}{1000} = \text{gramos de la sustancia}$$

Para calcular la cantidad de una sustancia que se necesita pesar para preparar un volumen determinado de una solución de cualquier normalidad se aplica una fórmula semejante:

$$\frac{V \times \text{Eq.} \times N}{1000} = \text{gramos de sustancia} \quad \text{®}$$

Ejemplo: Preparar una solución 0.1 N de cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) para obtener un volumen de 300ml.

$$\text{Volumen} = 300 \text{ ml.}$$

$$\text{Normalidad del problema} = 0.1 \text{ N}$$

$$\text{Equivalente de } \text{CaCl}_2$$

Ca pesa = 40 gr.

Cl pesa =  $35.5 \times 2$  (2 átomos) = 71. gr.

Peso molecular =  $40 + 71 = 111$

Equivalente igual  $\frac{111}{2}$  (capacidad de combinación) 55.5gr.

Sustituyendo:  $\frac{300 \text{ ml.} \times 55.5 \text{ gr.}}{1000} \times 0.1 = 1,665 \text{ gr.}$

RESULTADO: Se necesitan 1.665 gr. de  $\text{CaCl}_2$  para preparar 300ml de una solución 0.1 N.

#### SOLUCIONES MOLALES:

Una solución molar es en la que un mol de una sustancia se disuelve en 1000 gr. de solvente es decir, la cantidad de solvente se fija y a ella se añade la sustancia por disolver. Por ejemplo, una solución molar de sacarosa que tiene un peso molecular de 342 se prepara agregando a 1000 gr. de agua, 342 gr. de sacarosa; en cambio la solución molar de sacarosa, se obtiene disolviendo 342 gr. de sacarosa en suficiente agua para que al final de la mezcla de agua y sacarosa se tenga un volumen total y final de 1000ml.

#### SOLUCIONES PORCENTUALES:

En las soluciones, el soluto (lo que se disuelve) se puede encontrar a diferentes disoluciones en relación con el solvente (líquido donde se disuelve), de aquí que recurramos a una terminología especial que nos indique la cantidad de soluto que se encuentra en relación al volumen total de la solución. Esta relación se puede expresar en varias formas de las cuales aquí usaremos las soluciones porcentuales.

Este porcentaje puede ser:

- De volumen en volumen (V/V)
- De peso en peso (P/P)
- De peso en volumen (P/V)

En general, se emplea para soluciones de líquidos en líquidos; su uso más frecuente es para el caso de soluciones de alcohol.

Para preparar una solución porcentual consideramos que las sustancias "Químicamente puras" están formadas solo por soluto, es decir: están al-

100%. Para fines prácticos utilizaremos 100ml como volumen total de solución y la cantidad de mililitros de soluto empleados en dicha solución (V/V), la expresamos en forma porcentual. Es decir, si tenemos una solución de alcohol al 96%, queremos decir que por cada 100ml. de solución, -- 96ml. corresponden al soluto (al alcohol químicamente puro) y el resto -- hasta completar 100ml al agua destilada o al solvente empleado.

Por ejemplo: Si nos piden preparar una solución fenolftaleína al 0.5% en alcohol al 96% nuestro soluto será la fenolftaleína y el solvente el alcohol al 96%. Si solo contamos con alcohol químicamente puro, necesitamos primero preparar una solución de alcohol al 96%. en éste caso el soluto es el alcohol y utilizaremos como solvente agua destilada. El método a seguir es el siguiente: Tomamos una probeta de 100ml. y añadimos primero 96ml. de soluto o alcohol y posteriormente agregamos el agua destilada hasta completar un volumen de 100ml. es necesario que el procedimiento se siga en el orden destinado para que sea exacto; aparentemente sería lo mismo añadir primero 4ml. de agua y a continuación 96ml. de alcohol y tener así  $4 + 96 = 100$  ml. de solución sin embargo, hay que considerar que puede haber un margen de error ya que estamos tratando con dos soluciones de densidad diferente: Las moléculas de alcohol no mantienen la misma distancia entre ellos cuando se encuentra el alcohol químicamente puro que cuando se encuentra mezclado con agua, por lo tanto, ésta pequeña diferencia nos puede alterar el volumen total de solución de 100ml.

Una vez preparada la solución de alcohol al 96% pasaremos a preparar nuestra solución de fenolftaleína al 0.5% colocaremos 0.5ml de fenolftaleína y la cantidad necesaria de alcohol previamente preparado para completar 100ml. , de ésta manera habremos preparado una solución de fenolftaleína al 0.5% usando como solvente alcohol al 96%.

Es importante insistir que los términos porcentuales nos expresan -- siempre una relación, es decir, podemos variar los volúmenes, siempre y -- cuando no perdamos dicha relación.

Por ejemplo, si nos pidieran preparar 20ml. de la misma solución anterior de fenolftaleína al 0.5% seguiremos el siguiente planteamiento:

100ml. de solución tienen 0.5ml. de fenolftaleína

20ml. de solución tienen x ml. de fenolftaleína

$$x = 20 \times 0.5/100 = 0.1$$

RESULTADO:

Necesitamos 0.1ml. de fenolftaleína y alcohol al 96% (o solvente) - hasta completar un volumen de 20ml.

El alcohol etílico, es de 96% de pureza (V/V). por lo tanto, si no contamos con alcohol puro y queremos preparar una solución de alcohol al 20% seguiremos el siguiente planteamiento:

100ml. de solución tienen 96ml. de alcohol puro

x ml. de solución tienen 20ml. de alcohol puro

$$x = 20 \times 100/96 = 20.83\text{ml. de solución}$$

RESULTADO:

Necesitamos 20.83 ml. de solución de alcohol al 96% y completar un volumen de 100ml.

Si tan solo queremos 50ml. de ésta solución nueva, entonces:

100ml. de solución de alcohol al 20% tienen 20.83ml.

de alcohol al 96%

50 ml. de solución de alcohol al 20% tienen por ml. de alcohol al 96%

$$x = 50 \times 10.83/100 = 10.415 \text{ ml.}$$

RESULTADO:

Necesitamos 10.415 ml. de alcohol al 96% y completar con agua destilada o solvente un volumen final de 50ml.

De peso en peso (P/P)

Esto expresa el número de gramos de soluto en 100gr. de la solución final. En general estas soluciones no se preparan en los laboratorios, pero conviene conocerlos porque muchos reactivos comerciales son empaquetados de P/P: por ejemplo: Los ácidos clorhídricos (HCl), sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), etc. Son envasados de ésta manera; el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de 96% quiere decir que de cada

100gr. que existen del líquido en la botella, 96gr. son ácido sulfúrico y el resto agua, etc.

De peso en volumen (P/V)

Expresa el número de gramos de soluto en 100ml de la solución final, independientemente del solvente que se use en química, si no se especifica otra situación las soluciones de tanto por ciento deben entenderse como P/V.

PARTES POR MILLON (ppm)

En algunos casos es necesario expresar concentraciones físicas extremadamente pequeñas. Ejemplo: de ello las determinaciones de trazas de pesticidas como contaminantes en agua y alimentos, en microbiología es indispensable expresar micronutrientes en PARTES POR MILLON.

LAS PARTES POR MILLON (ppm), son concentraciones de peso en volumen expresada en ml. por litro (mg/l) (P/V)

Por ejemplo: Se requiere preparar imitación de agua de mar a partir de agua destilada con una concentración de 34 ppm de cloruro de sodio. se necesitan 40 litros.

1 mg. de NaCl en 1 litro es 1ppm.

34 mg de NaCl en 1 litro es 34 ppm.

34 ppm x 40 lts. = 1,360 mg. de NaCl.

RESUMEN: Se necesitan 1,360 mg. de NaCl y agregar agua hasta 40lts. Resumiendo todo lo dicho exponemos a continuación las definiciones concretas de cada uno de los conceptos ya expresados.

ATOMO GRAMO: Es el peso atómico expresado en gramos.

MOLECULA GRAMO: O mol símbolo M. Unidad de peso: es el P.M. expresado engr.

MILIMOL: Unidad mil veces menor que el mol. Símbolo mM corresponde al peso molecular expresado en miligramos.

EQUIVALENTE: Unidad de actividad química resultado de dividir el peso atómico entre la valencia Símbolo Eq.

MILIEQUIVALENTE: Unidad mil veces menor que el equivalente. Símbolo mEq.

SOLUCION MOLAR: Solución formada por un mol de una sustancia disuelta en

agua hasta completar un litro de la solución final.

**SOLUCION NORMAL:** Solución formada por el peso equivalente de una sustancia en agua hasta completar el volumen de un litro de solución final.

**SOLUCION PORCENTUAL:** Expresa el porcentaje de soluto en 100ml. de solución final.

**SOLUCION MOLAL:** Solución que contiene el peso molecular de una sustancia de 1000gr de solvente; la cantidad de solvente es fija y a ella se añade la sustancia por disolver.

**MATERIAL Y REACTIVOS:**

El alumno elaborará la lista de material de acuerdo a las soluciones y concentraciones que indique el maestro.

**PARTE EXPERIMENTAL:**

El maestro indicará qué solución o soluciones, así las cantidades y concentraciones deberá preparar cada equipo. Realizando operaciones y, - revisadas por el maestro antes de la preparación.

**RESULTADOS:**

1.- indique las operaciones para la elaboración de su o sus soluciones:

Sustancia

Peso Molecular

Concentración

Volumen...

Sustancia

Peso Molecular

Concentración

Volumen....

**OPERACIONES:**

**CONCLUSIONES:**

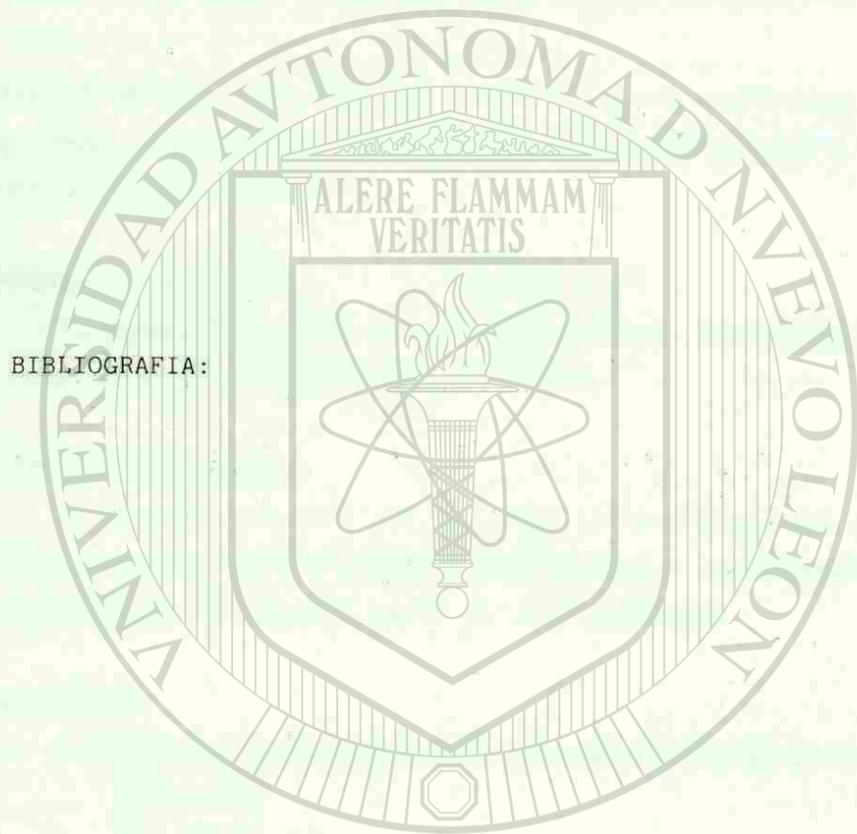
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN



DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## PREGUNTAS:

- 1.- Realice las operaciones adecuadas para la preparación de las soluciones que prepararon los demás equipos de su laboratorio.



## BIBLIOGRAFIA:

## PREPARACION DE SOLUCIONES ESTANDAR

## INTRODUCCION:

Las soluciones de una normalidad definida pueden prepararse muy simplemente cuando la sustancia que va disolverse está disponible en estado puro. Se pasa entonces una cantidad equivalente de ella y luego se diluye a un volumen conocido. De esta forma, pueden prepararse soluciones estandar de: dicromato de potasio, oxalato de sodio, biftalato de potasio, carbonato de sodio, etc. Sustancias de este tipo se llaman estadares -- primarios.

Esta preparación directa no es siempre posible; en el caso de sustancias que no pueden obtenerse en forma pura, como la mayor parte de los hidróxidos alcalinos y varios ácidos inorgánicos, se preparan soluciones de concentración aproximada conocida y luego se estandariza con un estandar primario.

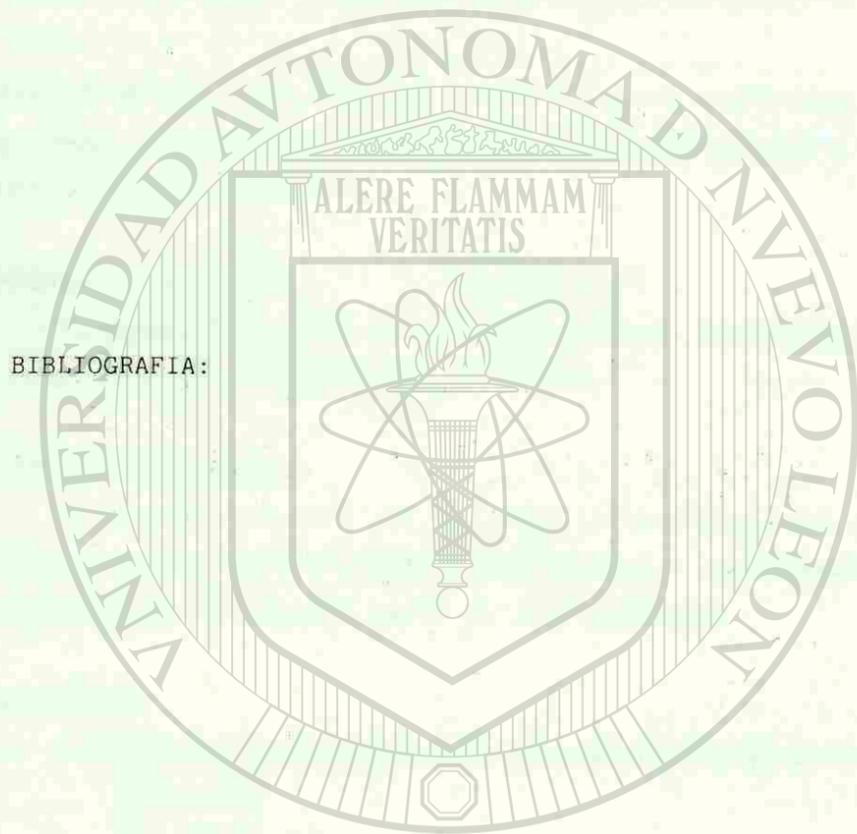
La estandarización de una solución requiere de un mayor grado de exactitud que una determinación volumétrica ordinaria ya que un error en ella repercutirá en todas las determinaciones que hagamos con esa solución.

En una estandarización deben llenarse los siguientes requisitos:

- 1.- Debe estar disponible un estandar primario adecuado; es decir, una sustancia que se encuentre en alto grado de pureza, no higroscópica (no absorber agua), que tenga un alto peso equivalente para el error en la pesada sea insignificante y que reaccione con la solución que se va estandarizar, de una manera estequiométrica dando un error despreciable en la determinación del punto final.
- 2.- En peso de la sustancia estandar no debe ser demasiado pequeño. Si el error de una balanza analítica ordinaria se toma como 0.1 mg., entonces para cada estandarización deben pesarse al menos 200 mg, de la sustancia estandar para que el error no exceda de 0.1%, Por eso se prefieren estandar de un alto peso equivalente.

## PREGUNTAS:

- 1.- Realice las operaciones adecuadas para la preparación de las soluciones que prepararon los demás equipos de su laboratorio.



## BIBLIOGRAFIA:

## PREPARACION DE SOLUCIONES ESTANDAR

## INTRODUCCION:

Las soluciones de una normalidad definida pueden prepararse muy simplemente cuando la sustancia que va disolverse está disponible en estado puro. Se pasa entonces una cantidad equivalente de ella y luego se diluye a un volumen conocido. De esta forma, pueden prepararse soluciones estandar de: dicromato de potasio, oxalato de sodio, biftalato de potasio, carbonato de sodio, etc. Sustancias de este tipo se llaman estadares -- primarios.

Esta preparación directa no es siempre posible; en el caso de sustancias que no pueden obtenerse en forma pura, como la mayor parte de los hidróxidos alcalinos y varios ácidos inorgánicos, se preparan soluciones de concentración aproximada conocida y luego se estandariza con un estandar primario.

La estandarización de una solución requiere de un mayor grado de exactitud que una determinación volumétrica ordinaria ya que un error en ella repercutirá en todas las determinaciones que hagamos con esa solución.

En una estandarización deben llenarse los siguientes requisitos:

- 1.- Debe estar disponible un estandar primario adecuado; es decir, una sustancia que se encuentre en alto grado de pureza, no higroscópica (no absorber agua), que tenga un alto peso equivalente para el error en la pesada sea insignificante y que reaccione con la solución que se va estandarizar, de una manera estequiométrica dando un error despreciable en la determinación del punto final.
- 2.- En peso de la sustancia estandar no debe ser demasiado pequeño. Si el error de una balanza analítica ordinaria se toma como 0.1 mg., entonces para cada estandarización deben pesarse al menos 200 mg, de la sustancia estandar para que el error no exceda de 0.1%, Por eso se prefieren estandar de un alto peso equivalente.

- 3.- El volumen de la solución estandar usada en la estandarización no debe ser demasiado pequeño para que el resultado no se vea afectado -- por errores de lectura o goteo.
- 4.- Debe evitarse la estandarización contra el estandarizado, ya que en cada estandarización hay errores inherentes que se irían sumando. Así por ejemplo, una solución de NaOH no debe estandarizarse contra HCl-estandar, si no contra un estandar primario.
- 5.- Por último, cada estandarización debe basarse al menos en 2 o 3 determinaciones paralelas.
- 6.- El indicador escogido debe dar el cambio de color al pH deseado.

OBJETIVO:

El objetivo de esta práctica es conocer cómo estandarizar soluciones de HCl y de NaOH que se preparan con concentraciones aproximadas.

MATERIAL:

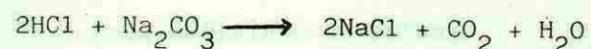
- 1 Pipeta de 10 ml,
- 1 Balanza granataria
- 1 Mechero
- 1 Tripié
- 1 Vaso de 500 ml.
- 2 Matraces de 250 ml.
- 1 Soporte
- 1 Pinzas para bureta
- 1 Vaso de precipitado de 250 ml.
- 2 Buretas de 25 ml.
- 1 Tela de asbesto
- 2 Matraces de aforación de 100 ml.
- 1 Pizeta

PARTE EXPERIMENTAL:

- I. Preparación de una solución HCl 1N: Cómo la normalidad de HCl es 12, pa

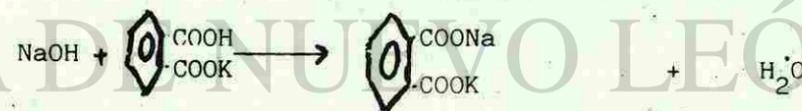
ra preparar 100 ml. de HCl 1N, necesitamos  $100/12 = 8,3$  ml. de ácido diluido a 100 ml. con agua destilada.

Esto nos daría la normalidad deseada aproximadamente, pero para conocerla exactamente se hace una estandarización de la misma contra  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (estandar primario).

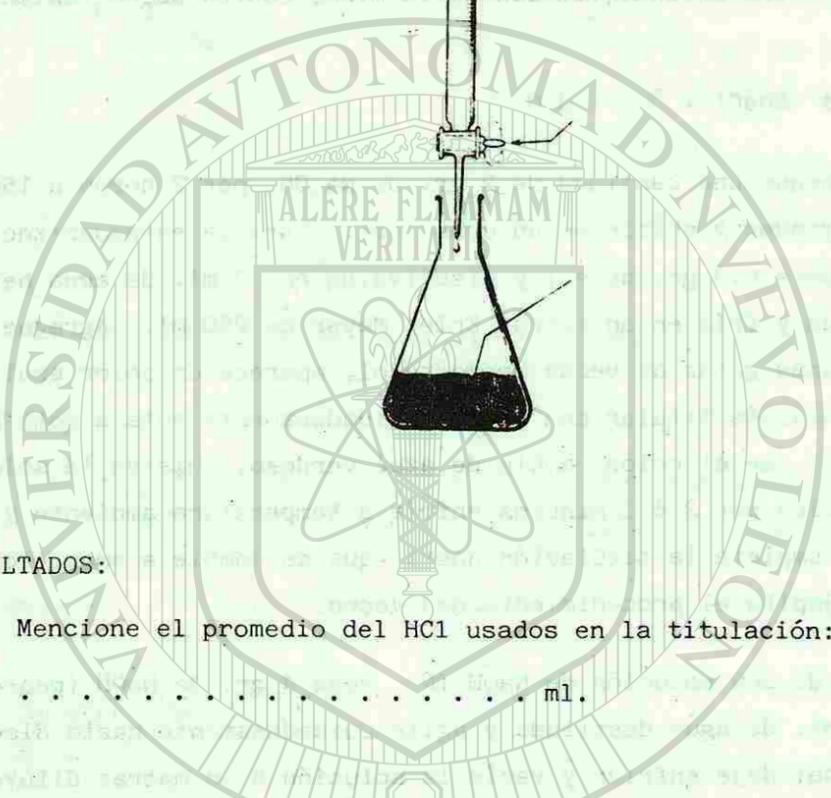
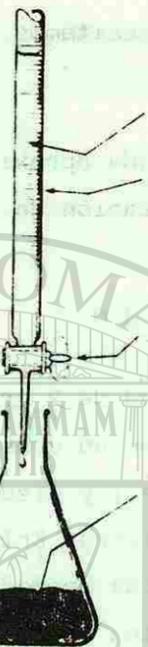


ESTANDARIZACION: Seque una cantidad de 2 gr. de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  por 2 horas a 150 grados centígrados y enfríe en un desecador. Para la estandarización pese 0.3 gr. de sal y disuélvalos en 50 ml. de agua hervida y fría en un matraz Erlen Meyer de 250 ml. Agregue -- unas gotas de verde bromocresol, aparece un color azul y -- después titular con el HCl cuidadosamente gota a gota hasta que el color cambie de azul verdoso. Hierva la solución por 2 ó 3 minutos enfríe a temperatura ambiente y -- complete la titulación hasta que se cambie a amarillo. Repita el procedimiento dos veces.

- II.- Preparación de una solución de NaOH 1N: Pese 4 gr. de NaOH (peq=40), agregue 10 ml. de agua destilada y agite cuidadosamente hasta disolución completa; deje enfriar y vacíe la solución a un matraz diluyendo hasta 100 ml. con agua destilada. Esto nos da una normalidad aproximada de 1. Para estandarizar nuestra solución, se usa biftalato de potasio  $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$  como estandar primario.



ESTANDARIZACION: Seque 2 gr. de biftalato de potasio por 1 - 2 horas a 110 grados centígrados, y en frío pese 0.7 gr. de biftalato y póngalo en un matraza Erlen Meyer de 250 ml. disuelva -- en 50 ml. de agua recientemente hervida y fría. Agregue 2 gotas de Fenolftaleína y titule con la base hasta que la aparición de un color rosa persista por un minuto. Repita la operación dos veces.



RESULTADOS:

1.- Mencione el promedio del HCl usados en la titulación:

..... ml.

2.- Mencione el promedio del NaOH usados en la titulación

..... ml.

3.- Realice los cálculos para determinar la concentración del HCl que preparó tomando en cuenta:

gr. Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> ..... N de HCl =  $\frac{\text{gr Na}_2\text{CO}_3}{\text{Pmeq Na}_2\text{CO}_3 \times \text{ml HCl}}$

pmeq Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

ml HCl gastado

PM Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> ..... Pmeq Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> =  $\frac{\text{PM}}{2000}$

4.- Realice los cálculos para determinar la concentración del NaOH que preparó tomando en cuenta:

gr. Biftalato de potasio  $\frac{\text{COOH}}{\text{COOK}}$  .....

Pmeq Biftalato de potasio  $\frac{\text{COOH}}{\text{COOK}}$  .....

P.M. Biftalato de potasio  $\frac{\text{COOH}}{\text{COOK}}$  .....

ml. gastados de NaOH .....

N de NaOH =  $\frac{\text{gr. Biftalato de potasio}}{\text{Pmeq Biftalato de Potasio} \times \text{ml. NaOH}}$

5.-Realice los cálculos adecuados para sus problemas.

CONCLUSIONES



## PREGUNTAS:

1.- Mencione las diferencias que existen entre un estandar primario y un estandar secundario.

---



---



---



---



---



---

2.- ¿ Para qué nos sirve conocer el uso de las titulaciones ?.

---



---



---



---



---

## BIBLIOGRAFIA:

## METALES ALCALINOS

## INTRODUCCION:

Los metales alcalinos son Li, Na, K, Rb, Cs y Fr. Los átomos de éstos elementos tienen en su capa exterior un electrón. En las reacciones químicas pierden con facilidad este electrón, según el esquema:

$Me - e^- = Me^+$ , presentando propiedades reductoras muy acusadas. Los radios de los átomos aumentan, al incrementar el número atómico del elemento y en éste mismo sentido crece su propiedad reductora:

	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
No. atómico:	3	11	19	37	55	87
Radio, A.	1,56	1.92	2.38	2.51	2.70	--

En la serie electroquímica estos metales están situados por encima del hidrógeno; se oxidan fácilmente con agua y ácidos.

Los óxidos de estos metales se forman a partir de sus peróxidos, reduciendo los últimos con un exceso del metal.

Los óxidos de los metales alcalinos son sustancias sólidas, muy higroscópicas que se combinan fácilmente con agua formando hidróxidos. Los hidróxidos son también sustancias sólidas muy solubles en agua.

Las soluciones acuosas de los hidróxidos presentan acusada reacción alcalina debido a su ionización según el esquema general:



Los hidróxidos más importantes son la sosa caústica (NaOH) y la potasa caústica (KOH), que se obtiene principalmente por electrolisis de soluciones acuosas de NaCl y de KCl (con la subsiguiente evaporación a sequedad).

Las sales de los metales alcalinos, con muy pocas excepciones, son solubles en agua y pertenecen al grupo de los electrolitos fuertes. Las sales de ácidos débiles en solución acuosa se someten a hidrólisis; sus soluciones presentan reacción alcalina. Las sales volátiles de los meta-

les alcalinos dan a la llama incolora del mechero matices característicos: los compuestos de sodio, amarillo; los de litio, carmín; los de potasio, violeta; los de rubidio, rojo violeta y los de cesio, violeta.

#### OBJETIVO:

Observar las reacciones características de los metales alcalinos con el aire, con el agua y con el calor, hacer una determinación cuantitativa de un elemento alcalino.

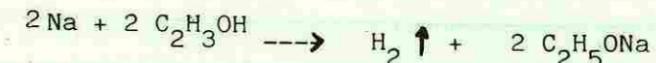
MATERIAL	REACTIVOS
1 Vidrio de reloj	Sodio
1 Pipeta vol. de 10ml.	Cloruro de potasio IM
Papel filtro	Nitrato de sodio IM
1 Capsula de porcelana	Cloruro de litio IM
1 Pinzas pequeñas (para ceja)	Alcohol etílico
1 Matraz de aforación de 100ml.	Solución de Fenolftaleína
1 Matraz de Erlen Meyer de 125ml.	Anaranjado de metilo
1 Bureta de 25 ml.	
1 Soporte	
1 Pinzas de bureta	
1 Tubos de ensayo de 18 x 150	
1 Asa bacteriológica	
1 Mechero	
1 Vidrio de cobalto	
1 Pizeta	
1 Cortapluma	
1 Pipeta de 10 ml.	

#### PARTE EXPERIMENTAL:

Sacar con las pinzas un pedacito de sodio metálico, colocar sobre el papel filtro y hacer un corte con el cortaplumas; fíjense en lo que pasa en la superficie metálica del reciente corte. Corte un pedacito del metal del tamaño de una cabeza de cerillo y deposítelo en una cápsula de porcelana con agua y unas gotas de indicador fenolftaleína, cubra la cápsula con un vidrio

de reloj, observe lo que pasa.

Tomar con las pinzas un pedacito de sodio metálico de peso desconocido secarlo rápidamente con un papel filtro y sumergirlo en un tubo de ensayo - conteniendo 5 o 6 ml. de alcohol etílico. El sodio metálico reacciona con el alcohol según la reacción:



Al terminar la reacción, verter en un matraz aforado de 100ml. la solución formada de etóxido de sodio. lavar el tubo 3 o 4 veces con porciones pequeñas de agua destilada, vertiendo el agua de lavado en el matraz de -- aforación.

Llevar la solución en el matraz aforado hasta la raya con agua destilada. Cerrar el matraz on un tapón y agitar cuidadosamente la solución.

Como resultado de la reacción de hidrólisis se forma sosa caustica:



Por la cantidad de la última se puede determinar la cantidad del metal.

Introduzca una pipeta volumétrica seca de 10ml. se succiona hasta arriba de la raya (marca), se vacía el contenido de la pipeta en un matraz erlen meyer 125, se le añade a la solución 2 o 3 gotas de anaranjado de metilo; la solución adquiere color amarillo.

Verter en la bureta solución valorada de HCl 0.05N y por goteo se le -- añade a la solución del matraz erlen meyer agitando éste constantemente -- hasta que la coloración amarilla se torne anaranjada.

Anote el volumen de HCl utilizados y calcule el peso (gr) de Na.

Identificación de los metales alcalinos por la coloración de la llama: Dé las soluciones contenidas en los goteros NaCl, LiCl, KCl, con el asa tome una muestra de su solución e introduzca en el cono exterior de la -- llama, observe la coloración característica de la llama. La llama coloreada por las sales de potasio se observa mejor a través de un vidrio de cobalto.

## RESULTADOS:

1) Reacción al aire

2) Reacción al agua

3) Reacción a la flama

Li \_\_\_\_\_

Na \_\_\_\_\_

K \_\_\_\_\_

Problema \_\_\_\_\_

4) Acido utilizado en la titulación \_\_\_\_\_ ml.

5) Cálculos para la determinación del Na proporcionado en el análisis  
cuantitativo.

## CONCLUSIONES

## PREGUNTAS:

1.- ¿ A qué se debe la coloración emitida a la flama de dicha solución ?

---



---



---



---

2.- ¿ Porqué se requiere del vidrio de cobalto para observar la flama de las soluciones de potasio ?

---



---



---

3.- ¿ A qué se debe el cambio de color de la solución de agua con fenofteína en la oxidación del sodio con agua?

---



---



---

## BIBLIOGRAFIA:

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

AGUA, DETERMINACION DE IMPUREZAS EN EL AGUA,  
AGUAS DURAS.

INTRODUCCION:

El agua es una sustancia muy importante y uno de los constituyentes principales de la materia viva y del medio que la rodea. Posee propiedades físicas muy peculiares, que determinan la naturaleza del mundo físico y biológico. El agua se encuentra en la tierra en sus tres (3) estados físicos: Sólido, Líquido y Gaseoso.

El agua generalmente es impura, lleva en disolución sales y gases, y a veces materia orgánica, el agua rica en sales minerales se denomina AGUA DURA y por formar sales insolubles con los jabones, no sirve para lavar, al dejar depósitos de sales en coladeras y tuberías, por lo tanto es inadecuada para la Industria. Las sales más comunes en el agua dura son: Sulfatos Carbonatos, Bicarbonatos y Cloruros de Calcio y Magnesio. La purificación del agua, puede lograrse mediante filtrado (no elimina la dureza;), destilación elimina toda clase de impurezas, tanto solubles como insolubles; y --ablandamiento, por medio de sustancias que separan los iones en solución la dureza de un agua puede ser temporal cuando por calentamiento se forma un precipitado de algunas de las sales que estaban en solución, y permanente debido a sales que permanecen en solución después de calentarla.

No debe olvidar que en la actualidad hay problemas graves con el agua que alteran su ciclo ecológico natural, específicamente la contaminación --excesiva por productos químicos de desecho (no degradable) ejemplos de éstos son: Los plaguicidas, Metales Pesados, Los detergentes, Los Materiales Radioactivos, etc. Por último, cabe mencionar la contaminación microbiológica-- (aguas negras) que son problemas reales a resolver en un futuro inmediato --por la presente generación.

OBJETIVO:

Que el alumno conozca técnicas simples y sencillas para cualificar y cuantificar la dureza de agua debido a sales inorgánicas en disolución.

Ejemplo de éstas técnicas, es el uso del análisis cualitativo por las propiedades químicas características de los iones presentes y análisis cuantitativo utilizando una técnica clásica de volumetría.

MATERIAL	REACTIVOS
3 Pipetas de 5 ml.	HCl (1:1)
1 Frasco goterp	BaCl <sub>2</sub> 0.1M
1 Bureta de 25ml.	HNO <sub>3</sub> (concentrado)
1 Pipeta volumétrica 10ml.	AgNO <sub>3</sub> 0.1M
6 Tubos de ensayo de 18x150mm	NH <sub>4</sub> OH (NH <sub>3</sub> ) <sub>31</sub>
1 Gradilla	Carbonato de amonio 1.0M
1 Matraz Erlenmeyer de 250ml.	Buffer amoniacal pH 10
1 Soporte	Edta 0.01 M
1 Pinza para bureta	Ericromonegro T solución
1 Embudo de filtración	Fosfato dibásico de amonio 1.0M
Papel filtro	

PARTE EXPERIMENTAL:

Determinación de Sulfatos

Ponga en un tubo de ensayo aproximadamente 3ml. de la muestra de agua añádale 3 gotas de HCl diluido (1:1) y 1 ml. de la solución de cloruro de bario 0.1M si hay sulfatos se formará un precipitado, verifique si es sulfato de bario al diluir con 3ml. de agua.

Determinación de Cloruros:

Ponga 3ml. de la muestra de agua en un tubo de ensayo, añádale 3 gotas de HNO<sub>3</sub> concentrado agregue unas gotas de nitrato de plata 0.1M si hubiera cloruros, se forma un precipitado, el cual deberá disolverse en 2ml. de hidróxido de amonio concentrado.

Determinación de Calcio y magnesio:

Ponga en un tubo de ensayo aproximadamente 5ml. de la muestra de agua Agréguele 2 gotas de Buffer amoniacal pH 10, 1ml de solución de carbonato de amonio. Si hay calcio debe formarse un precipitado de carbonato de --

calcio. Filtre, y a la solución agréguele fosfato dibásico de amonio. Si hay magnesio, debe formarse el fosfato ácido de Mg que es un precipitado blanco.

Dureza total:

Con la pipeta volumétrica se miden los 10ml. de muestra y se diluye aproximadamente a 40ml. en un matraz Erlenmeyer de 250ml., se añaden 2ml. de Buffer amoniacal pH 10 con indicador Ericromo negro T, de una bureta-se añaden lentamente solución estandar de la sal disódica del EDTA, con agitación continua, hasta que el último tinte rojizo desaparezca de la solución añadiendo al final muy lentamente las gotas del titulante. El color en el punto final es azul.

CALCULO:

$$\text{Numero de milieq. de EDTA} = \text{Número de Milieq. de Ca}^{++} + \text{numero de milieq. de Mg}^{++}$$

$$\text{Numero de milieq. de EDTA} = \text{ccXN} = \text{Numero de milieq. de CaCO}_3$$

$$\text{Grs. de CaCO}_3 = \frac{\text{ml. de EDTA} \times \text{N} \times \text{P.M.}}{1000}$$

$$\text{Mgs. CaCO}_3 = \text{ml de EDTA} \times \text{N} \times \text{P.M.} \quad (\text{mgs. de calcio}) \quad \text{p.p.m.} = \frac{\text{mgs. de CaCO}_3}{1000\text{ml.}}$$

$$\text{p.p.m.} = \frac{\text{cc} \times \text{N} \times \text{P.M.} \times 1000}{10}$$

P.M. = Peso molecular del carbonato de calcio N = Normalidad del EDTA. cc = ml. gastados de EDTA.

RESULTADOS:

DETERMINACION	REACCION	OBSERVACION	PROBLEMA	RESULTADO
Sulfatos				
Cloruros				
Calcio				
Magnesio				

2.- Haga sus cálculos para la determinación de dureza total en su problema.

DUREZA TOTAL PROBLEMA + \_\_\_\_\_

CALCULOS:

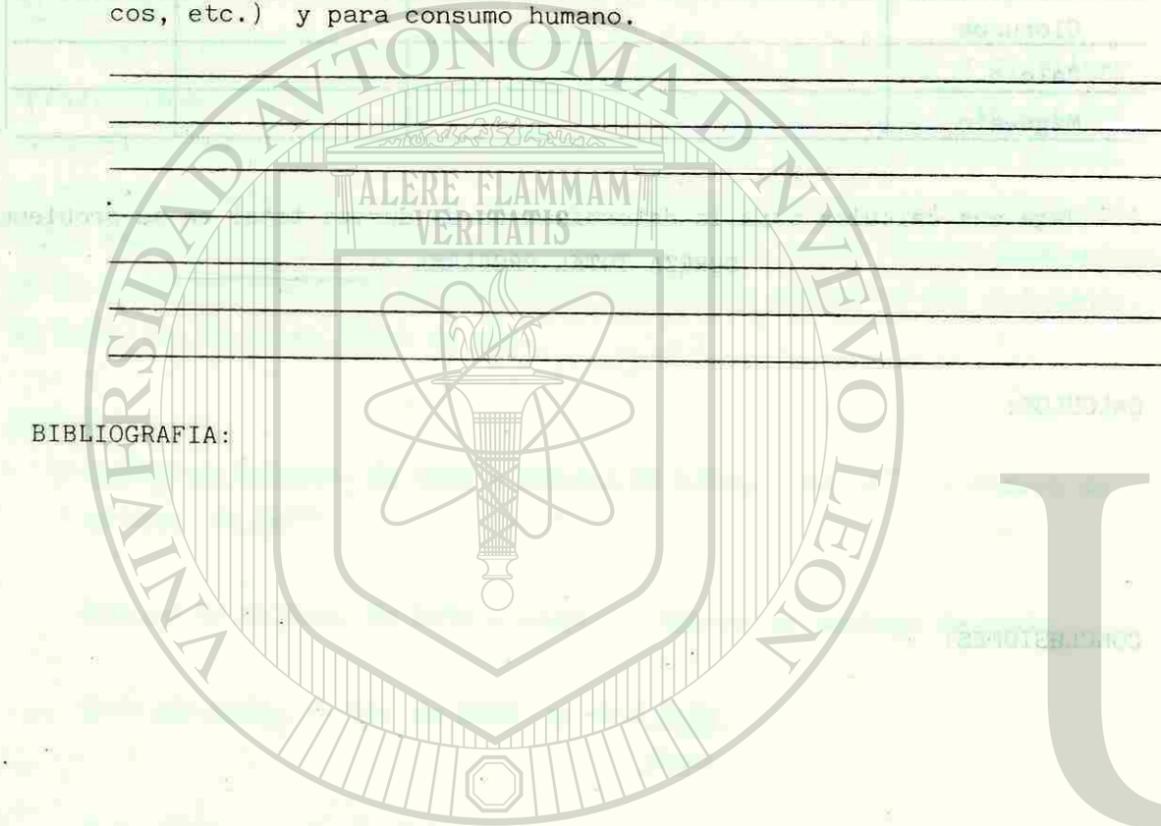
CONCLUSIONES:

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## PREGUNTAS:

1.- Consulte cuál es la dureza del agua Permisible para una industria metalurgica, farmacèutica, alimenticia (fàbricas de paletas, refrescos, etc.) y para consumo humano.

## BIBLIOGRAFIA:

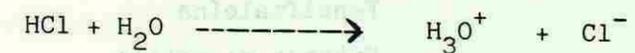


OBTENCION Y CARACTERIZACION DEL AMONIACO,  
ACIDO CLORHIDRICO.

## INTRODUCCION:

El cloruro de hidrógeno HCl es el gas que en solución acuosa se llama ácido clorhídrico o ácido muriático del comercio. Es un gas incoloro, venenoso, de olor sofocante.

En estado gaseoso es un compuesto covalente, pero al disolverse en agua forma una solución por reacción:



Se disuelve en la proporción de 440 volúmenes de gas por uno de agua, a 20°C y una atmósfera.

El ácido clorhídrico ataca todos los metales, salvo la plata, el mercurio y el platino. El cloruro de hidrógeno no es combustible ni permite la combustión.

El amoníaco  $\text{NH}_3$  se encuentra en pequeñas cantidades en el suelo y en el aire como consecuencia de la descomposición de materias orgánicas nitrogenadas.

El amoníaco es un gas incoloro con intenso olor característico. Se licúa y se solidifica muy fácilmente, Es muy soluble en agua: un volumen de agua disuelve 1,300 volúmenes de  $\text{NH}_3$  en las condiciones normales de presión y temperatura, al calentarse el amoníaco se descompone en los 2 gases que lo constituyen:  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$  a éste proceso se le llama disociación térmica.

Al disolverse el amoníaco en el agua, forma una solución alcalina por aumentar los iones  $\text{OH}^-$  en solución, de acuerdo a la reacción que tiene lugar entre el amoníaco y el agua:



A ésta solución se le denomina hidróxido de amonio, que se comporta como una base débil cuyo catión es el  $\text{NH}_4^+$

## OBJETIVO:

La obtención y caracterización de éstos dos (2) importantes gases en el laboratorio.

MATERIAL	REACTIVOS
2 Tapones Monohoradados # 4	$H_2SO_4$
1 Matraz de destilación	NaCl
2 Matraz bola de 250 ml.	$NH_4Cl$
1 Sopórite	$Ca(OH)_2$
1 Mechero	Fenolftaleína
1 Pipeta de 5 ml.	Naranja de metilo
2 Pinzas para soporte	
1 Vaso de precipitado de 250 ml.	
1 Tapón obturado	
1 Balanza granataria	

## PARTE EXPERIMENTAL:

Obtención del amoníaco: En el matraz de destilación coloque 1 gr. de cloruro de amonio y 1 gr. de hidróxido de calcio; mézclelos.

El desprendimiento del amoníaco comienza en frío pero, conviene activarlo por el calor; el gas desprendido se recoge en un matraz invertido. Después que se haya llenado el matraz por el gas (se detecta por el intenso olor característico), se tapa con un tapón horadado en el que se introduce una varilla de vidrio en cual va a tener afilado en el extremo correspondiente al interior del recipiente y se sumerge el otro extremo en el agua que contiene unas gotas de fenolftaleína. Fig. 8.1 a

Obtención del HCl: Coloque en el matraz de destilación lgr. de NaCl y añádale  $H_2SO_4$  concentrado hasta que cubra la sal. Calentando ligeramente, se puede recoger el gas en un matraz en posición normal y cuando se llene éste gas se tapa con el tapón de caucho horadado en el que se le introduce una varilla de vidrio como en el caso anterior, pero ahora, uno de los extremos se va a introducir en la solución de agua con naranja de metilo. fig. 8.1. b

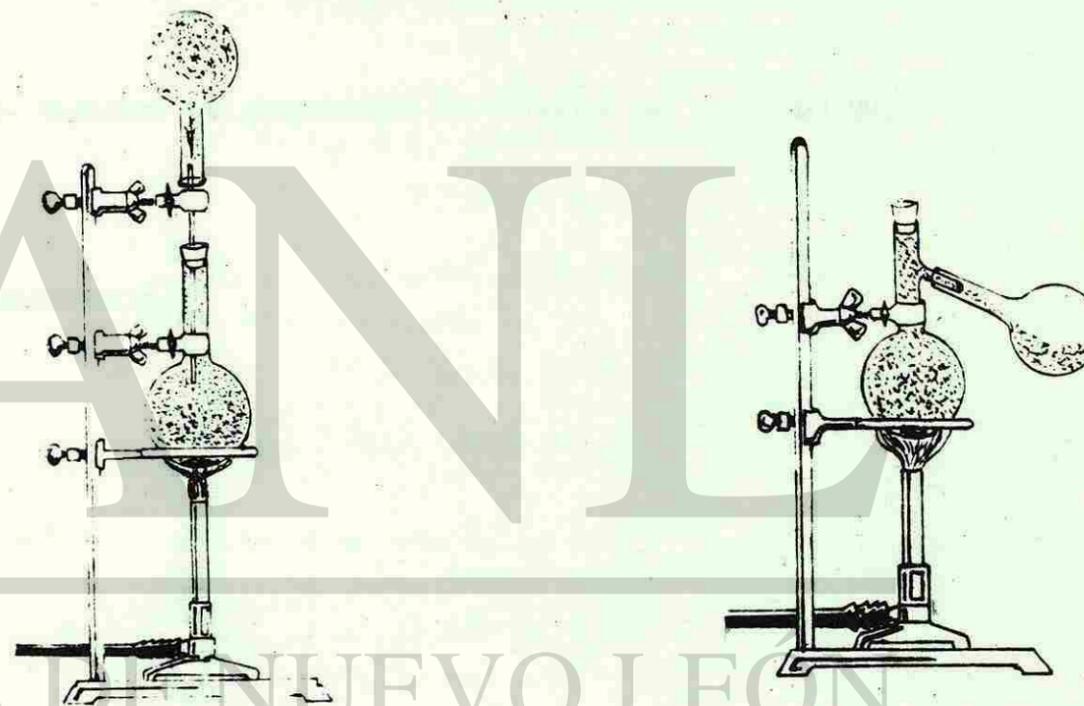


FIG. 8 - 1 A

FIG. 8 - 1 B

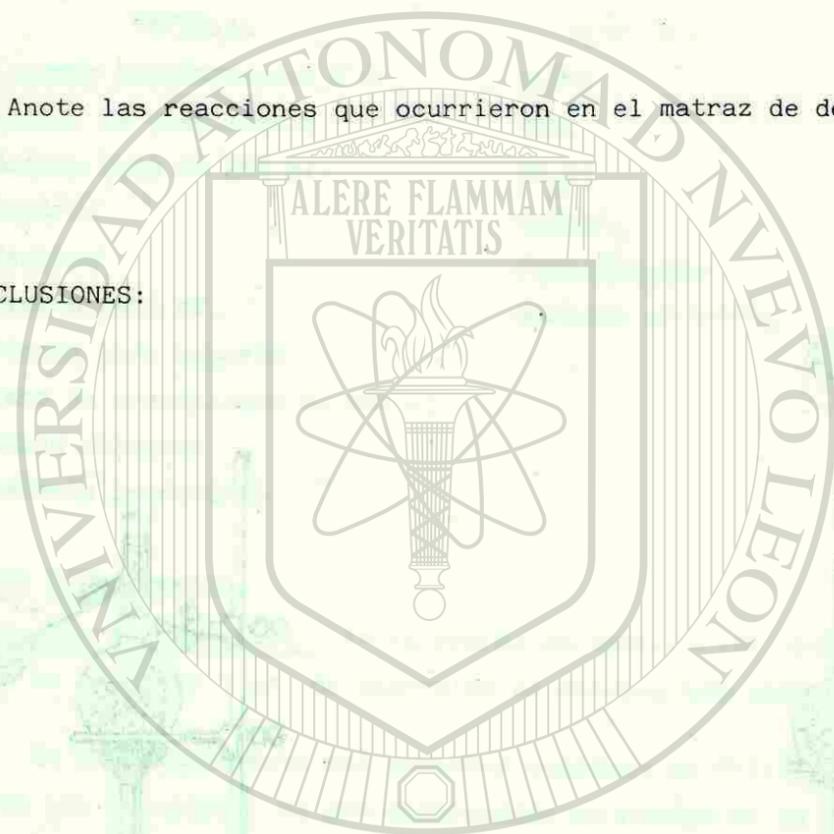
102111505

## RESULTADOS:

1.- Anote todas las observaciones efectuadas.

2.- Anote las reacciones que ocurrieron en el matraz de destilación.

## CONCLUSIONES:



## PREGUNTAS:

1.- ¿ Porqué el amoníaco hace que suba el agua formándose un surtidor, y porqué la solución de agua con fenolftaleína cambia de color ?

2.- ¿ Porqué al formar un surtidor el HCl gaseoso con la solución de agua y naranja de metilo va a cambiar la coloración de ésta última ?

3.- ¿ Qué aplicaciones tienen éstos dos compuestos químicos?

4.- Mencione las propiedades más notables del HCl y del  $\text{NH}_3$

## BIBLIOGRAFIA:

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

## HALOGENOS

## INTRODUCCION:

Los halógenos son el fluor, cloro, bromo, yodo y astato, los átomos de los halógenos, a pesar de que se diferencian entre sí por el número de capas electrónicas, tienen en el exterior siete electrones.

En las reacciones químicas los halógenos manifiestan propiedades -- (ganando un electrón). Sus propiedades reductoras se revelan con suma de bilidad, y en lo que atañe al fluor carece completamente de estas, siendo imposible que pierda electrones en cualquier reacción química.

La actividad oxidante de los halógenos aumenta con la disminución del radio atómico, el oxidante más poderoso es el fluor. El yodo en comparación con otros halógenos, es un reductor más activo.

	F	CL	Br	I	At
Numero atómico	9	17	35	53	85
Radio	0.57	0.97	1.13	1.35	--
Afinidad electrónica real:	1.2	86.5	81.5	74.2	--

Los halógenos, como oxidantes, se combinan químicamente con la mayoría de los elementos, pero no reaccionan directamente con el oxígeno y el nitrógeno. La molécula de los halógenos, consta de dos átomos unidos por enlaces covalentes y por consiguiente no poseen carácter polar..

En condiciones normales, el fluor es un gas de color amarillento; el cloro es un gas amarillo verdoso; el bromo un líquido rojo marrón que pasa fácilmente a vapor; el yodo . El yodo es un poco soluble en agua, su solución, la llamada "agua de yodo" contiene tan solo 0.3gr. de yodo por litro de agua.

El color de las soluciones acuosas de bromo varía de amarillo-dorado a rojo-marrón, según su concentración. La solubilidad del bromo en el agua es de 3.5% (agua de bromo).

El agua de cloro es una solución de cloro de agua. El cloro reacciona lentamente con el agua de acuerdo con la ecuación:



formando ácido hipocloroso y clorhídrico.

El fluor oxida el agua formando ozono, oxígeno y fluoruro de hidrógeno. En la naturaleza, los halógenos se encuentran principalmente en forma de iones electronegativos y la obtención en estado libre se consigue por su oxidación, por ejemplo:

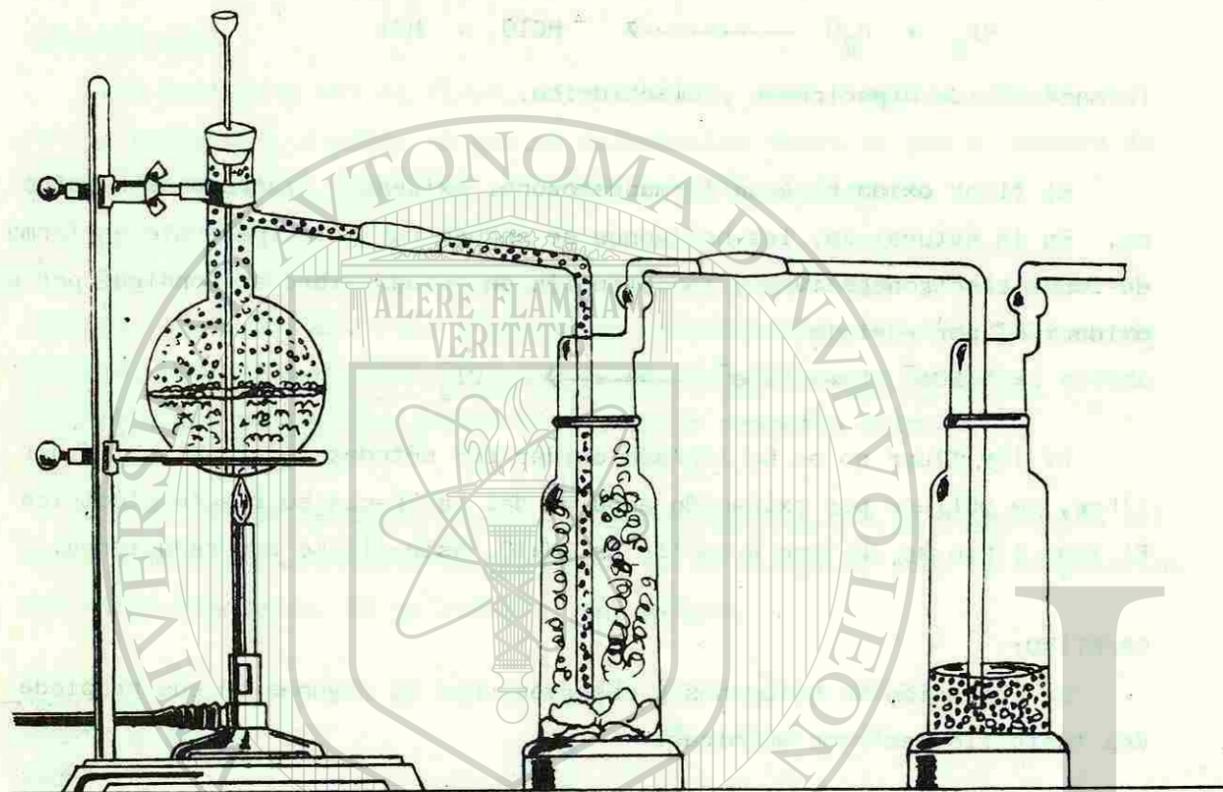


El ión fluor no se ha logrado oxidar por métodos químicos: El fluor libre, se obtiene por oxidación anódica del ión F-con corriente eléctrica El Yodo libre se obtiene a partir del  $\text{NaIO}_3$  éste último con reductores.

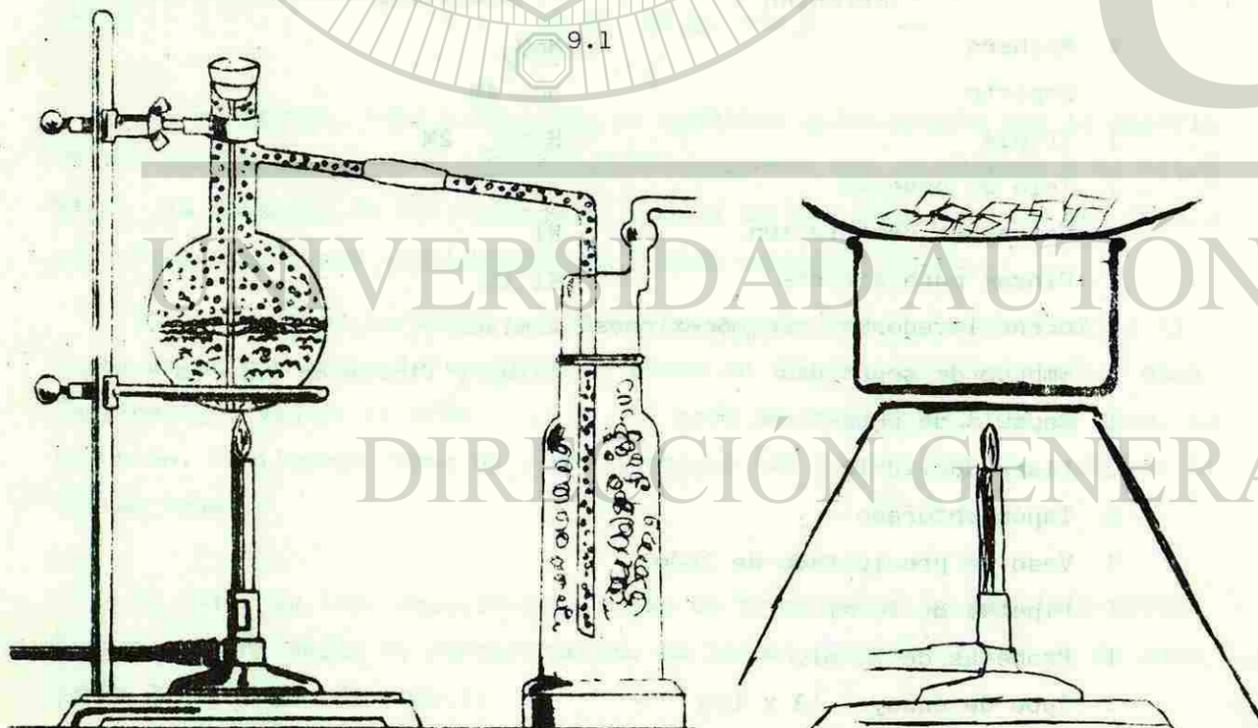
## OBJETIVO:

La obtención de halógenos y observaciones de algunas de sus propiedades tanto físicas como químicas.

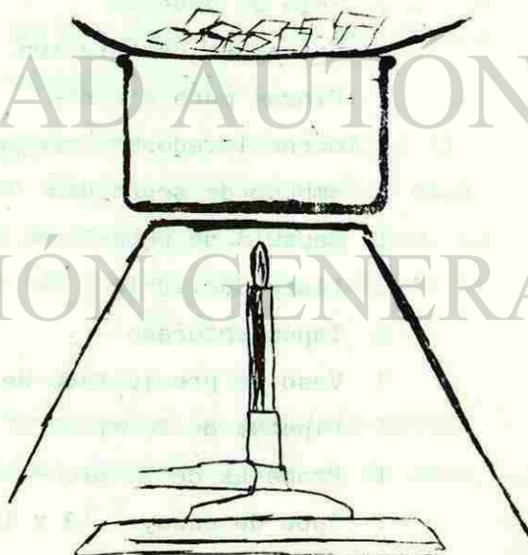
MATERIAL	REACTIVOS
1 Mechero	$\text{MnO}_2$
Soporte	$\text{HCl}$ 4M
1 Tripié	$\text{H}_2\text{SO}_4$ 2M
1 Tela de asbesto	KBr
1 Matraz de destilación	KI
2 Pinzas para soporte	KI 1%
2 Torres lavadoras (con conexiones)	Almidón
1 Embudo de seguridad	Telas y flores de colores vivos
1 Capsula de porcelana	
1 Placa de vidrio	
1 Tapón obturado	
1 Vaso de precipitado de 250ml.	
1 Pipetas de 10 ml.	
1 Probetas de 50 ml.	
1 Tubo de ensayo 13 x 100	



9.1



9.2



9.3

#### PARTE EXPERIMENTAL:

**Obtención del cloro:** En un matraz de destilación coloque 1gr. de  $MnO_2$  y colóquelo el embudo de seguridad, añádale 50ml. de  $HCl$  4M y caliente la mezcla. El matraz de destilación va a estar unido mediante una manguera a una torre lavadora en la que se le va a introducir telas y flores de colores vivos; ésta torre lavadora a su vez va a estar unida a otra torre lavadora que va a contener agua en la cual se va a disolver el cloro obtenido. Fig. 9.1

Al terminar la reacción desconecte la segunda torre lavadora (con -- precaución) y al mismo tiempo quite el mechero.

**Obtención de bromo:** En un matraz de destilación coloque 0.22gr. de  $MnO_2$  y agréguele 0.56 gr. de  $KBr$  y por el embudo de seguridad 25ml. de  $H_2SO_4$  2M y caliente la mezcla, el matraz de destilación va a estar unido mediante -- una manguera a una torre lavadora, la cual va a contener agua 1cm. arriba del tubo de desprendimiento de la torre, la cual va a disolver el bromo -- que obtengamos de la solución obtenida, tome dos gotas y colóquelas en un tubo de 13 x 100 , agréguele 2 gotas de  $KI$  1% y dos gotas de almidón al 1% figura 9.2

**Obtención de Yodo:** En un vaso de precipitado coloque 0.43gr. de  $MnO_2$ , 1.1 gr. de  $KI$  y 5ml. de ácido sulfurico 2M. Caliente la mezcla y sobre el vaso coloque una cápsula de porcelana que contenga agua fría -- figura 9.3

En una placa de vidrio coloque unos pequeños cristales de Yodo obtenido y agréguele 1 gota de una solución de almidón al 1% (Nota: No retire la cápsula del vaso, hasta que no haya vapores).

#### RESULTADOS:

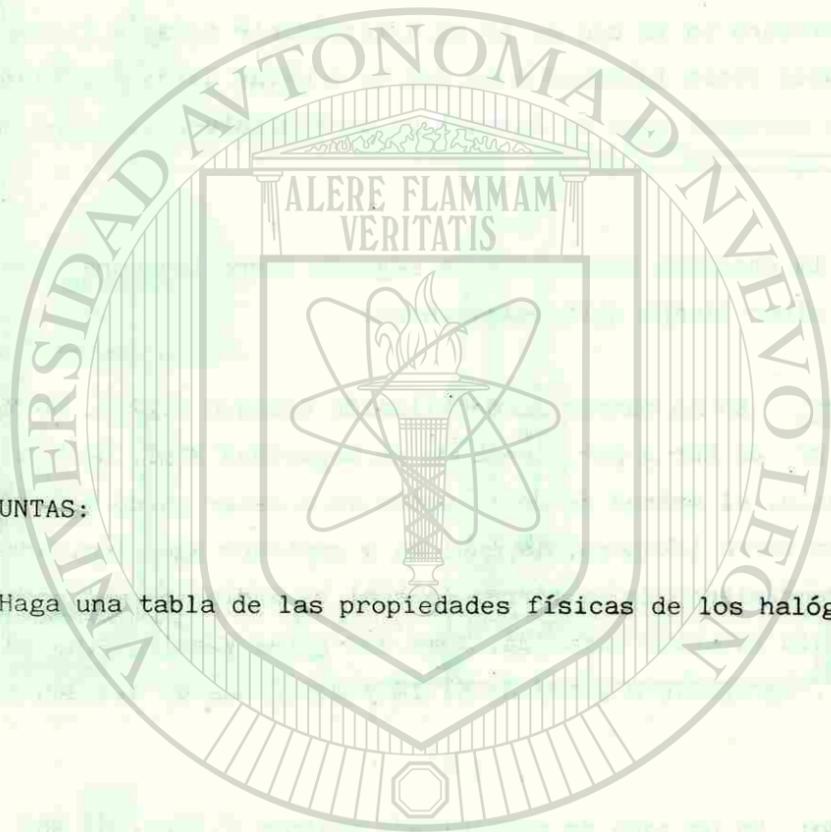
- 1.- Anote todas las observaciones efectuadas.

CONCLUSIONES:

PREGUNTAS:

1.- Haga una tabla de las propiedades físicas de los halógenos:

2.- ¿ Cuáles son las aplicaciones a nivel industrial, del cloro, bromo y yodo ?.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

3.- ¿ Porqué no se emplea a nivel industrial el fluor ?

4.- ¿ Qué relación existe entre la actividad relativa de los halógenos y su estructura atómica ?

5.- ¿ Qué propiedades de los halógenos guardan relación con sus números atómicos?.

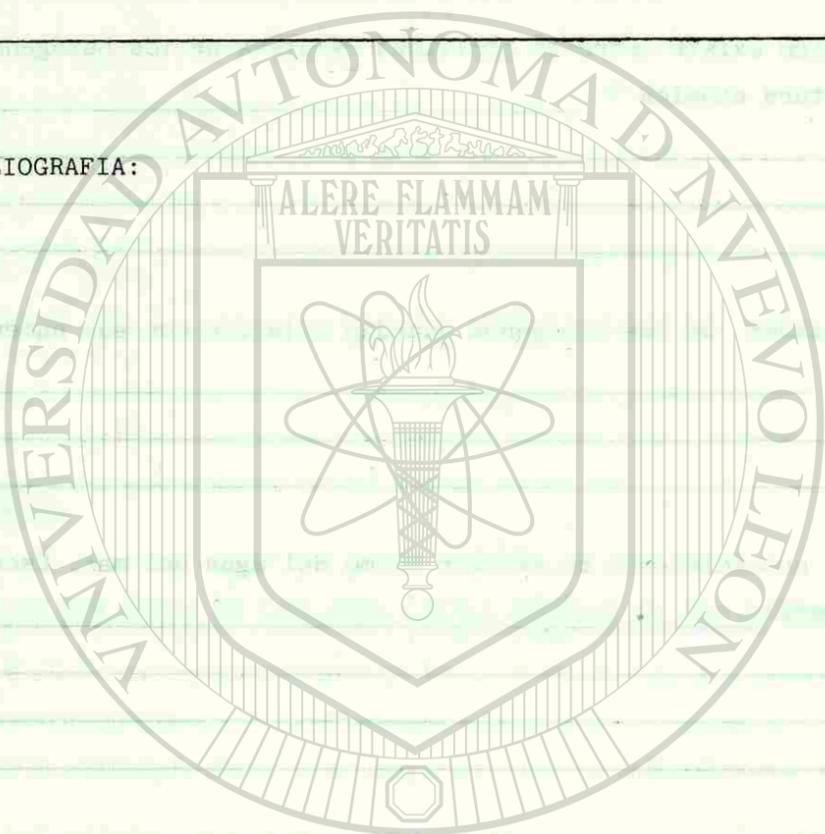
6.- Describa el procedimiento de extraer bromo del agua del mar. Escribir las ecuaciones

7.- una disolución contiene yodo y bromo libres disueltos y tiene un color pardo rojizo. ¿Cómo podría probarse que existen en ella ambos halógenos ?.

8.- Explique la alta electronegatividad de los halógenos y cómo afecta sus estados de oxidación

9.- Explique la acción del cloro en los plaguicidas organoclorados.

BIBLIOGRAFIA:



## OXIDO-REDUCCION

### INTRODUCCION:

Generalizando, todas las reacciones son de oxidación reducción o ácido base. Por oxidación se entiende la pérdida de electrones y por reducción, la adquisición de electrones. Ambos fenómenos tienen que ocurrir simultáneamente y las reacciones en que hay oxidación-reducción (reacciones redox) pueden describirse también como reacciones de transferencia de electrones:



En esta reacción, el átomo de calcio ( $\text{Ca}^0$ ) (el número de oxidación de un elemento es cero) perdió 2 electrones, se oxidó, convirtiéndose en ión  $\text{Ca}^{++}$ , actuando de agente reductor del par de átomos de cloro que adquirieron los dos electrones convirtiéndose en dos iones cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) (cada átomo se redujo). El cloro actuó de agente oxidante del calcio.

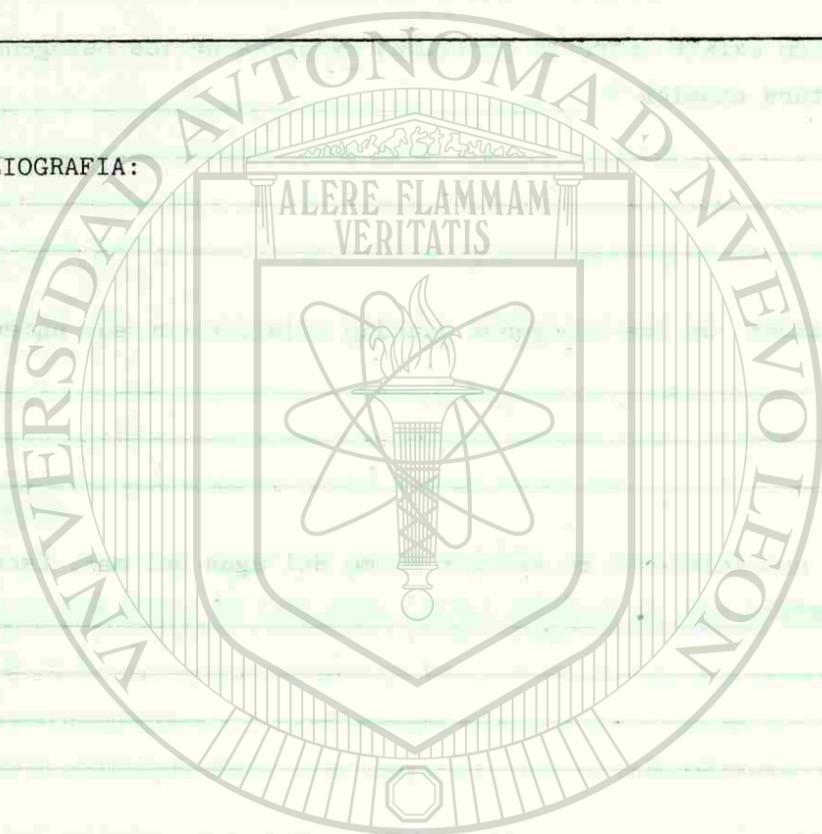
La valencia es un concepto fundamental cuyo significado íntimo ha sido muy discutido. Se ha definido como la capacidad de combinación de un elemento y también como el número de átomos de hidrógeno o su equivalente, con que un átomo del elemento se puede combinar o desplazar. En los enlaces iónicos o polares la valencia corresponde al número de electrones que un átomo puede perder o ganar en su capa más externa.

Así la valencia de cada ión es igual a su carga, por ejemplo: En  $\text{BaCl}_2$ , el bario ( $\text{Ba}^{++}$ ) es divalente positivo porque perdió 2 electrones. El cloro ( $\text{Cl}^-$ ) adquirió esos electrones y puesto que hay 2  $\text{Cl}^-$  y 2 electrones, cada uno tomó un electrón, el (Cl) es monovalente negativo. Como en todo compuesto iónico, la suma de las cargas positivas y negativas es cero.

Los radicales iónicos o grupos de átomos que permanecen constantes en diferentes reacciones químicas, se considera que tienen una valencia constante. Así el ión amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) tiene una valencia positiva; y el ión nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) tiene una valencia negativa; el ión sulfato ( $\text{SO}_4^{++}$ ) dos valencias negativas y el ión fosfato ( $\text{PO}_4^{-3}$ ) tres valencias negativas. En los enlaces covalentes o covalentes coordinados, la valencia de un átomo es la suma de

9.- Explique la acción del cloro en los plaguicidas organoclorados.

BIBLIOGRAFIA:



## OXIDO-REDUCCION

### INTRODUCCION:

Generalizando, todas las reacciones son de oxidación reducción o ácido base. Por oxidación se entiende la pérdida de electrones y por reducción, la adquisición de electrones. Ambos fenómenos tienen que ocurrir simultáneamente y las reacciones en que hay oxidación-reducción (reacciones redox) pueden describirse también como reacciones de transferencia de electrones:



En esta reacción, el átomo de calcio ( $\text{Ca}^0$ ) (el número de oxidación de un elemento es cero) perdió 2 electrones, se oxidó, convirtiéndose en ión  $\text{Ca}^{++}$ , actuando de agente reductor del par de átomos de cloro que adquirieron los dos electrones convirtiéndose en dos iones cloruro ( $\text{Cl}^{-}$ ) (cada átomo se redujo). El cloro actuó de agente oxidante del calcio.

La valencia es un concepto fundamental cuyo significado íntimo ha sido muy discutido. Se ha definido como la capacidad de combinación de un elemento y también como el número de átomos de hidrógeno o su equivalente, con que un átomo del elemento se puede combinar o desplazar. En los enlaces iónicos o polares la valencia corresponde al número de electrones que un átomo puede perder o ganar en su capa más externa.

Así la valencia de cada ión es igual a su carga, por ejemplo: En  $\text{BaCl}_2$ , el bario ( $\text{Ba}^{++}$ ) es divalente positivo porque perdió 2 electrones. El cloro ( $\text{Cl}^{-}$ ) adquirió esos electrones y puesto que hay 2  $\text{Cl}^{-}$  y 2 electrones, cada uno tomó un electrón, el (Cl) es monovalente negativo. Como en todo compuesto iónico, la suma de las cargas positivas y negativas es cero.

Los radicales iónicos o grupos de átomos que permanecen constantes en diferentes reacciones químicas, se considera que tienen una valencia constante. Así el ión amonio ( $\text{NH}_4^{+}$ ) tiene una valencia positiva; y el ión nitrato ( $\text{NO}_3^{-}$ ) tiene una valencia negativa; el ión sulfato ( $\text{SO}_4^{++}$ ) dos valencias negativas y el ión fosfato ( $\text{PO}_4^{-3}$ ) tres valencias negativas. En los enlaces covalentes o covalentes coordinados, la valencia de un átomo es la suma de

los enlaces en que participa, por ejemplo en el metano  $\text{CH}_4$ , el carbono es tetravalente porque está unido al hidrógeno por 4 valencias.

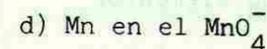
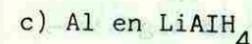
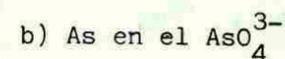
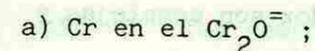
Las siguientes reglas ayudan a determinar la valencia de un átomo:

- Los elementos libres tienen valencia cero.
- El oxígeno actúa como divalente negativo y el hidrógeno como monovalente positivo (o negativo en los hidruros metálicos)
- Un átomo puede tener varias valencias (el N, puede ser trivalente negativo, o pentavalente positivo).
- Las valencias siempre son números enteros.
- Las sumas de las valencias positivas tienen que ser igual a la suma de las negativas.

El número o estado de oxidación es la carga eléctrica positiva asignada a cada átomo o ión monoatómico de acuerdo con las reglas siguientes:

- Los átomos de los elementos libres ( $\text{Fe}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_3$ ) tienen un número de oxidación cero.
- La suma de los números de oxidación de los átomos de un compuesto neutro tiene que ser cero.
- El número de oxidación de los iones monoatómicos es igual a la carga del ión ( $\text{Fe}^{+++}$ , Número de oxidación 3;  $\text{Mg}^{++}$  número de oxidación 2).
- En los compuestos covalentes los electrones de cada par de átomos son asignados al átomo más electronegativo que modifica su número de oxidación en número igual al de electrones sustraídos; tal como el amoníaco  $\text{NH}_3$ , donde el nitrógeno se le asignan 3 electrones y el número de oxidación -3. A cada hidrógeno al que se asigna la pérdida de 1 electrón, le corresponde el número de oxidación de +1.
- Si los enlaces covalentes son compartidos por átomos idénticos, los electrones se dividen igualmente entre éstos.
- El Número de oxidación de los átomos que lo constituyen; el ión  $\text{ClO}_4^-$  tienen un número de oxidación -1, ya que  $(+7) + 4(-2) = -1$ .

Ejemplo: Encuentre el número o estado de oxidación del elemento que indica en cada uno de los siguientes iones poliatómicos y moléculas:



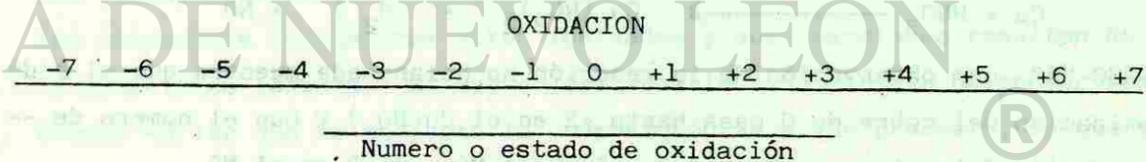
RESPUESTA:

Considerando X como el número de oxidación del elemento solicitado, -2 el número de oxidación y -1 el número de oxidación del hidrógeno en el compuesto C por ser un hidruro, tenemos:

- $2X + 7(-2)$ , por lo tanto  $X = +6$ , # de oxidación del Cr
- $X + 4(-2) = 3$ , por lo tanto  $X = +5$ , # de oxidación del As
- $X + 1 + 4(-1) = 0$  por lo tanto  $X = +3$ , # oxidación del Al
- $X + 4(-2) = -1$ , por lo tanto  $X = +7$ , # de oxidación del Mn

El siguiente diagrama resume los conceptos sobre oxidación-reducción.

El siguiente diagrama resume los conceptos sobre oxidación-reducción.



Reducción

Balancee las reacciones de oxidación-reducción (redox).

Muchas reacciones se pueden balancear por tanteos hasta que en ambos miembros de la reacción hay cantidades iguales de todos y cada uno de los

átomos participantes. La mayoría de las reacciones redox son complejas y requieren un método sistemático para ser balanceadas. Este puede ser:

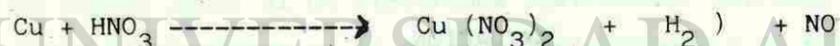
- El del cambio en el número de oxidación o transferencia de electrones.
- El del electrón-ión.

#### Balance de reacciones por el método del número de oxidación.

Algunos de los pasos aquí indicados se pueden eliminar en algunas reacciones o al adquirir prácticas.

- Observar con cuidado la reacción no balanceada, buscando elementos que hayan cambiado de número de oxidación.
- Expresar éste cambio de números de oxidación escribiendo las reacciones electrónicas parciales correspondientes.
- Balancear las reacciones electrónicas parciales tanto por lo que hace el número de electrones como por el número de componentes químicos.
- Substituir los coeficientes de las reacciones electrónicas parciales en la reacción no balanceada.
- A partir de las reacciones electrónicas parciales, balancear el resto de los elementos y grupos atómicos que hay en la reacción no balanceada. El orden usual es: elementos positivos (diferentes del hidrógeno) iones o grupos atómicos negativos, hidrógeno y oxígeno.

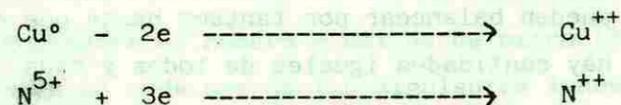
Ejemplo: Balancear la siguiente reacción por el método del # de oxidación:



PASO "A" una observación de la reacción no balanceada muestra que el # de oxidación del cobre de 0 pasa hasta +2 en el  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  y que el número de oxidación del nitrógeno cambio de +5 en el  $\text{NO}_3^-$  a +2 en el NO.

El resto de los elementos conservó sus números de oxidación.

PASO "B" Las reacciones electrónicas parciales son:



PASO "C" las reacciones electrónicas parciales balanceadas son:



PASO "D" La reacción aún no está balanceada, ya que sólo hay 2 grupos nitrato ( $\text{NO}_3$ ) en los reaccionantes y hay 6 en los productos; tampoco la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}$  producida está de acuerdo con el número de átomos de oxígeno del  $\text{NO}_3^-$  que no aparecen en el NO añadiendo por tanteo 6 de  $\text{HNO}_3$  y realizando los cambios necesarios en los coeficientes de los productos queda balanceada la reacción:



#### Balance de reacciones por el método de ión electrón.

Este método debe aplicarse a reacciones en disolución.

Se supone que toda la reacción de oxidación-reducción se puede descomponer en dos etapas; una en que el agente reductor pierde electrones y otra en que el agente oxidante gana electrones. Cada proceso se representa por una reacción parcial, que primero se balancea por el número de átomos y después por el de electrones se multiplica cada reacción parcial por un número que dé igual cantidad de electrones en las dos reacciones y, luego se suman -- las dos reacciones y se simplifican cancelando iones y moléculas.

Este método aunque artificial como el del número de oxidación, tiene algunas ventajas sobre el último, así en soluciones acuosas, la mayoría de los compuestos inorgánicos están ionizados y sus reacciones resultan de interacciones iónicas. El método del ión-electrón permite balancear reacciones en las que es incierta la composición de algún producto, lo que no es posible por el otro método.

Para cálculos en que intervienen masas de reaccionantes o productos, la reacción iónica se puede convertir en reacción molecular combinando los pares de iones apropiados para formar moléculas de compuestos conocidos, las reacciones parciales consideradas en el método del ión-electrón

realmente pueden ocurrir en una pila galvánica en que se tengan en recipientes separados, el agente oxidante y el agente reductor, uniéndoseles mediante un puente salino y dos polos.

Ejemplo: Balancear la siguiente reacción:



Respuesta:

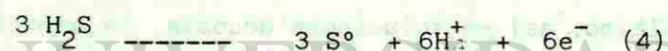
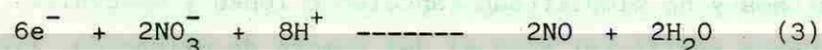
La reacción se lleva a cabo en agua y van a participar iones o moléculas como la del  $\text{H}_2\text{S}$  que se disocia muy poco, por lo que se tienen los siguientes pesos imaginarios:



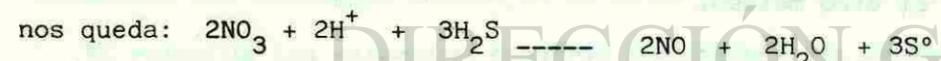
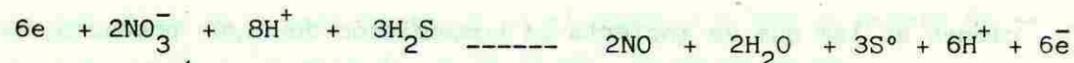
Las reacciones parciales balanceadas por el número de átomos y luego por el de electrones son:



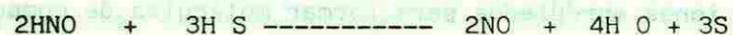
Multiplicando la ecuación (1) por el número de electrones de la (2) y ésta por electrones de la (1) tenemos:



Sumando las reacciones 3 y 4 y cancelando términos comunes:



Como reacción molecular tenemos:



OBJETIVO:

El propósito de esta práctica es que el alumno aprenda a manejar los conceptos de óxido-reducción a nivel de reacciones efectuadas en el laboratorio, observar qué efectos tiene en los átomos o iones al intercambio de electrones y ver el efecto que esto representa en las soluciones en que se encuentran estos átomos o iones. En sí, comprobar en la práctica lo que en teoría se conoce.

MATERIAL	REACTIVOS
10 Tubos de ensayo de 18x150	$\text{KMnO}_4$ 0.5%
8 Frascos goteros de 25ml.	$\text{FeSO}_4$ 5%
1 Gradilla	$\text{HgO}$
Clavos de 1 pulgada	$\text{CuSO}_4$
2 Pipetas de 5 ml.	$\text{KIO}_3$
1 Mechero	$\text{K}_2\text{SO}_4$
1 Pinzas para tubo	$\text{KI}$ $\text{SN}$

PARTE EXPERIMENTAL: \* Correr un blanco de cada reacción.

- Introducir durante 3-5 minutos en la solución de sulfato de cobre un clavo de hierro.
  - Añadir 0.5N 2ml. de la solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2N y 2-3 gotas de solución de yoduro de potasio 5N más 2 o 3 gotas de  $\text{KIO}_3$ . 5N Demostrar la presencia de yodo adicionando 2 gotas de almidón.
  - Colocar 0.3gr. de  $\text{HgO}$  en un tubo de ensayo y calentarlo al mechero hasta oxidación completa. Observar.
  - Coloque 4 gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluido 1:4 y añádale 4 gotas de  $\text{KMnO}_4$  al 0.5% y después adicione 1ml. de  $\text{FeSO}_4$  al 5% agite y observe.
- $\text{CuSO}_4 + \text{Fe}^0 \longrightarrow \text{Cu}^0 + \text{FeSO}_4$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} + \text{KIO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
  - $\text{HgO} \longrightarrow \text{Hg}^0 + \text{O}_2$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

## RESULTADOS:

1.- Escribir y balancear cada una de las reacciones efectuadas.

2.- Elaborar una tabla de reacciones con todas las observaciones. (cambios de color, aparición o desaparición de precipitado, desprendimiento de gases, si las reacciones son exotérmicas o endotérmicas, velocidad de reacción, etc. ).



## CONCLUSIONES

## PREGUNTAS:

a) ¿ Porqué el hierro desplaza al cobre de la solución de sulfato de cobre ?

b) ¿ Qué aplicación a nivel industrial tiene el conocimiento de las reacciones redox ? explique.

c) Mencione si el  $\text{KMnO}_4$  es un agente reductor u oxidante y explique el porqué de su respuesta.

- d) ¿Cómo determinaría la presencia del hierro ++ (en solución en la primera reacción de la práctica) ?.

---



---



---



---

- e) Diga el tipo de reacciones que se llevó a cabo en la práctica.

---



---



---



---

- f) ¿Cómo determinaría los gr. de Hg obtenidos en la reacción de la descomposición del HgO si colocara 0.5gr. de éste?

---



---



---



---

BIBLIOGRAFIA:

---



---



---



---

## VELOCIDAD DE REACCIONES QUIMICAS

### INTRODUCCION:

Todas las reacciones químicas ocurren con una rapidez definida que depende principalmente del carácter de las sustancias que reaccionan - de la concentración de las mismas, temperatura, superficie expuesta y - presencia de catalizadores. La rapidez de algunas reacciones es muy -- grande, como en la formación del agua, cuando se hace reaccionar hidrógeno más oxígeno; en otras es muy lenta como en el enmohecimiento del - hierro; finalmente la rapidez de las reacciones que vamos a estudiar es -- tá entre éstos dos extremos.

Considerando la estructura submicroscópica de la materia (teórica) una reacción química solo puede ocurrir cuando los átomos, iones o moléculas de las sustancias que reaccionan están en contacto por ello, la rapidez de una reacción determinada dependerá de la frecuencia con la - cual choquen las partículas que reaccionan. Sin embargo, no todos los choques producen reacción química, porque no satisfacen los requisitos - energéticos para una reacción o en algunos casos, porque las moléculas no están alineadas adecuadamente para la reacción. En estos casos, las par- tículas sencillamente rebotan al chocar sin embargo, cualquier cambio en- las condiciones que aumente el número de choques entre las partículas, de- be aumentar la rapidez de la reacción. Experimentalmente, se advierte -- que lo anterior es valedero. Por ejemplo, los siguientes cambios amen- tan la rapidez de las reacciones químicas.

- a) Aumento en las concentraciones de las sustancias que reaccionan.

Dado que aumente el número de partículas en un volumen dado, los choques serán más frecuentes.

- b) Aumento de la temperatura. Hace que las partículas se muevan rápidamente de modo que pueden presentar más choques en un tiempo dado. La frecuencia de choques también aumenta porque habrá mayor número de moléculas que tengan energía para la reacción. Con frecuencia, la rapidez - de una reacción química se duplica por cada 10°C. de temperatura.

- d) ¿Cómo determinaría la presencia del hierro ++ (en solución en la primera reacción de la práctica) ?.

---



---



---



---

- e) Diga el tipo de reacciones que se llevó a cabo en la práctica.

---



---



---



---

- f) ¿Cómo determinaría los gr. de Hg obtenidos en la reacción de la descomposición del HgO si colocara 0.5gr. de éste?

---



---



---



---

BIBLIOGRAFIA:

---



---



---



---

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

---



---



---



---

## VELOCIDAD DE REACCIONES QUIMICAS

### INTRODUCCION:

Todas las reacciones químicas ocurren con una rapidez definida que depende principalmente del carácter de las sustancias que reaccionan - de la concentración de las mismas, temperatura, superficie expuesta y - presencia de catalizadores. La rapidez de algunas reacciones es muy -- grande, como en la formación del agua, cuando se hace reaccionar hidró-- geno más oxígeno; en otras es muy lenta como en el enmohecimiento del - hierro; finalmente la rapidez de las reacciones que vamos a estudiar es -- tá entre éstos dos extremos.

Considerando la estructura submicroscópica de la materia (teórica) una reacción química solo puede ocurrir cuando los átomos, iones o molé-- culas de las sustancias que reaccionan están en contacto por ello, la -- rapidez de una reacción determinada dependerá de la frecuencia con la - cual choquen las partículas que reaccionan. Sin embargo, no todos los -- choques producen reacción química, porque no satisfacen los requisitos - energéticos para una reacción o en algunos casos, porque las moléculas no -- están alineadas adecuadamente para la reacción. En estos casos, las par-- tículas sencillamente rebotan al chocar sin embargo, cualquier cambio en -- las condiciones que aumente el número de choques entre las partículas, de -- be aumentar la rapidez de la reacción. Experimentalmente, se advierte -- que lo anterior es válido. Por ejemplo, los siguientes cambios amen-- tan la rapidez de las reacciones químicas.

- a) Aumento en las concentraciones de las sustancias que reaccionan.

Dado que aumente el número de partículas en un volumen dado, los cho-- ques serán más frecuentes.

- b) Aumento de la temperatura. Hace que las partículas se muevan rápidamen-- te de modo que pueden presentar más choques en un tiempo dado. La fre-- cuencia de choques también aumenta porque habrá mayor número de molécu-- las que tengan energía para la reacción. Con frecuencia, la rapidez - de una reacción química se duplica por cada 10°C. de temperatura.

- c) Aumento del área de superficie de las partículas. Un trozo de carbón necesita bastante tiempo para arder, en cambio el polvo de carbón puede producir explosión a causa de la mayor área de superficie.
- d) Los catalizadores suelen aumentar la rapidez de una reacción; se utilizan inhibidores para disminuir la rapidez. Aunque todos los factores mencionados pueden afectar a las reacciones químicas al mismo tiempo, puede planearse un experimento en el cual todos los factores excepto uno, sean constantes en cada ensayo. Lo anterior se aplica a la reacción en el experimento que se va a efectuar.

En cada ensayo, la concentración de las sustancias que reaccionan varía y solo en un ensayo, la temperatura.

#### OBJETIVOS:

Observar cuantitativamente la rapidez de una reacción química. Medir el efecto de la concentración sobre la rapidez de una reacción química. Ilustrar el método para obtener una gráfica estándar y utilizarla para precisar la concentración de una solución problema.

#### MATERIAL Y REACTIVOS:

- 2 Vasos de precipitado de 250ml.
- 4 Vasos de precipitado de 150 ml.
- 1 Pinzas para bureta
- 1 Soporte
- 2 Buretas de 50ml.
- 2 Agitadores
- 2 Matraces volumétricos de 50ml.

SOLUCION No. 1 Disuelva 4.28 ml. de  $KIO_3$  en un poco de agua destilada, transfiera la disolución a un matraz de aforación de 1 litro, el vaso que contenía la disolución con pequeñas porciones de agua, añadiéndoles al matraz de aforación y después se afora con agua destilada hasta completar un litro.

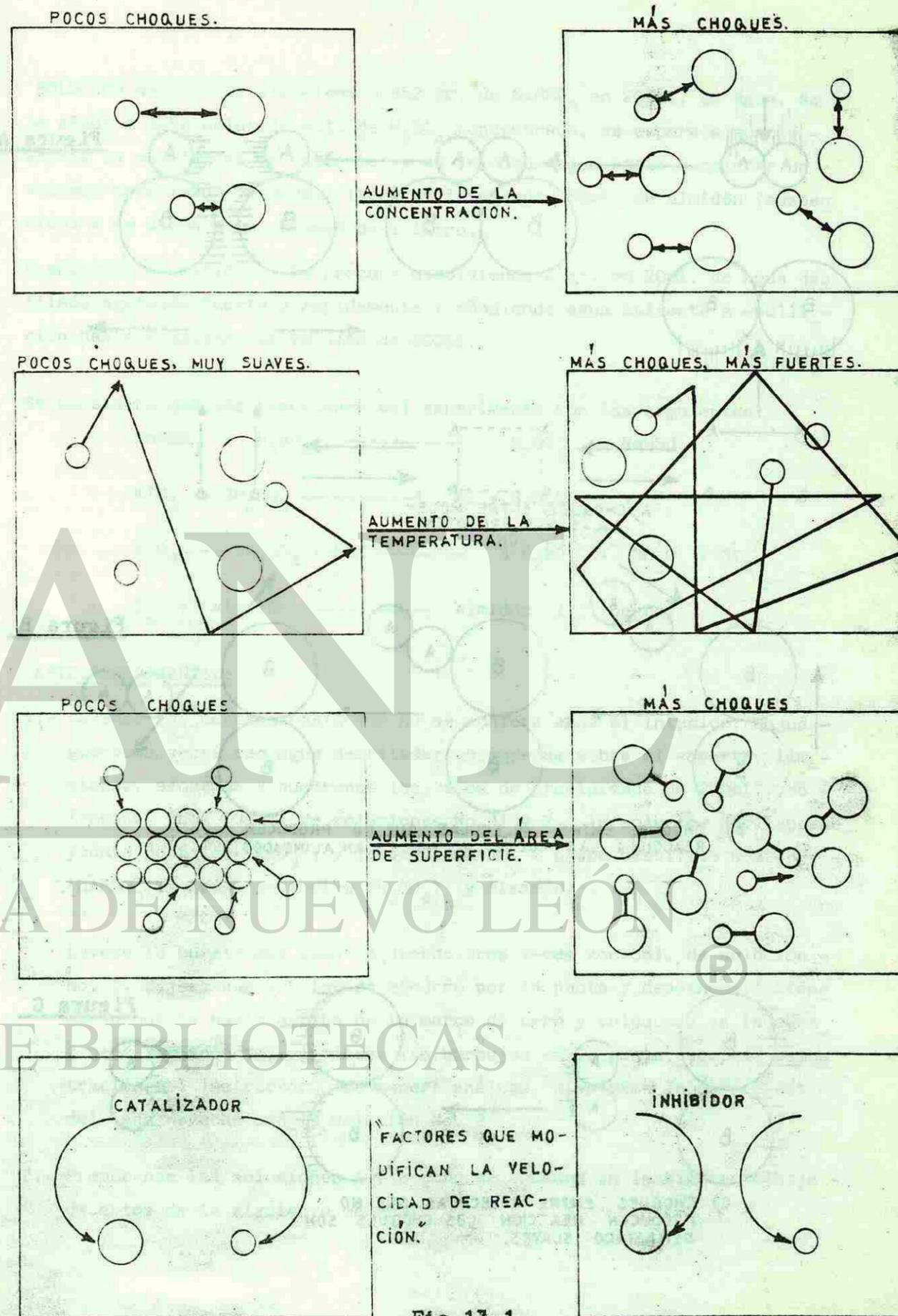
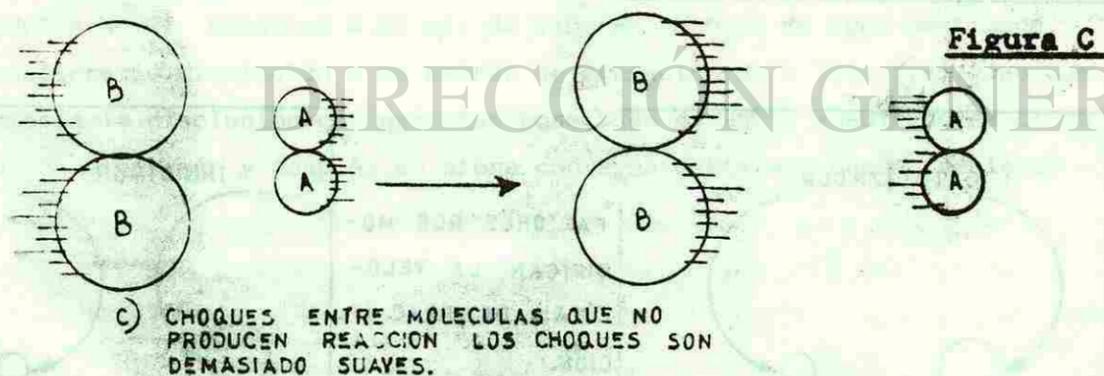
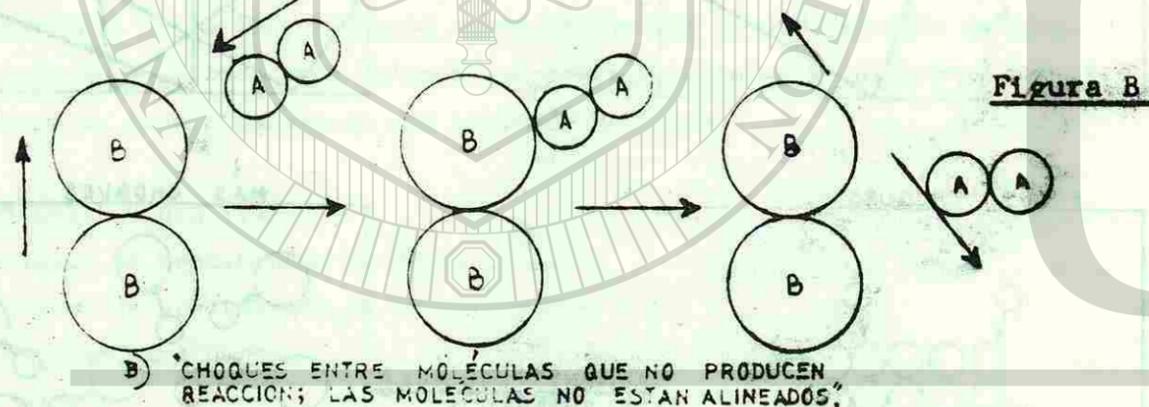
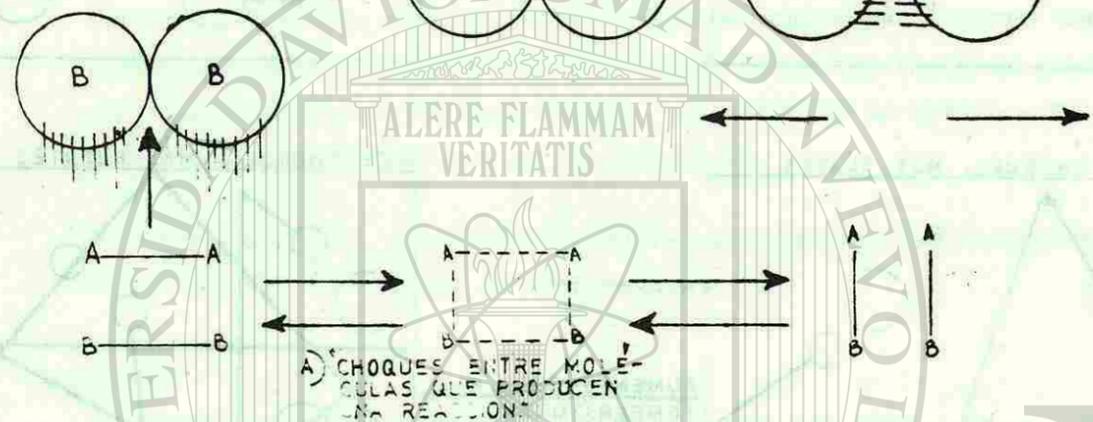
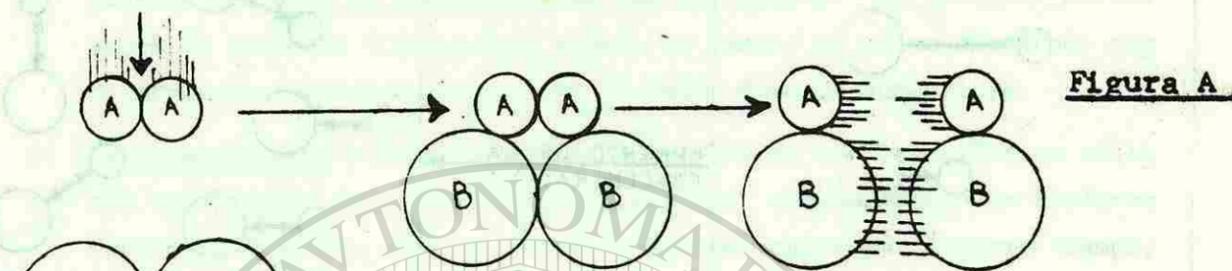


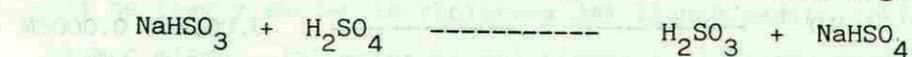
Fig.17-1



SOLUCION No. 2 : Se disuelven 0.852 gr. de  $\text{NaHSO}_3$  en 200ml. de agua, se le añade a ésta solución 4ml. de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado, se espera a que se enfríe la mezcla (si se calienta) y se le añade agua hasta completar un volumen aproximado de 800ml. luego se le agregan 50ml. de almidón (suspensión) y se afora a un volumen de 1 litro.

Suspensión de almidón: Se prepara disolviendo 2 gr. en 20ml. de agua destilada agitando fuerte y rapidamente y añadiendo agua caliente a ebullición hasta completar un volumen de 200ml.

Se considera que las reacciones del experimento son las siguientes:



#### PARTE EXPERIMENTAL:

1.- Lávense las buretas hasta que no se adhiera agua al interior, enjuáguese 3 veces con agua destilada; colóquense sobre el soporte, límpiense, séquense y numérense los vasos de precipitado de 250ml., obtenganse unos 100ml. de soluciones No. 1 y 2. la solución No. 1 posee yodato potásico ( $\text{KIO}_3$ ), y la solución No. 2 posee bisulfito sódico ( $\text{NaHSO}_3$ ), ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) y almidón.

Lávese la bureta del lado izquierdo tres veces con 5ml. de solución No. 1, déjese que el líquido escurra por la punta y deséchese. Llénese la bureta hasta arriba de la marca de cero y colóquese en la abrazadera del soporte, elimínese las burbujas en la punta, como la demostración del instructor. De manera análoga, prepárese la bureta del lado derecho con la solución No. 2

2.- Prepárense las soluciones A y B como se enumera en la siguiente hoja de datos de la siguiente manera:

Sol'n.	Ml. de Sol'n.		Tiempo para la reacción	Recíproca del tiempo *	Concentración molar después de mezclar	
	#1	#2			KIO <sub>3</sub>	NaHSO <sub>3</sub>
A	5	10	-----	-----	0.001M	0.0008M
B	10	10	-----	-----	0.002M	0.0008M
C	15	10	-----	-----	0.003M	0.0008M
D	20	10	-----	-----	0.004M	0.0008M
E	25	10	-----	-----	0.005M	0.0008M
F	20	20	-----	-----	0.004M	0.0016M
G	5	10	-----	-----	0.001M	0.0008M
Conocida		10	-----	-----		0.0008M

(\*) Recíproca del tiempo que implica dividir 1 por el tiempo en segundos esto es, la recíproca de 40 segundos es  $1/40 = 0.025$ .

En un matraz volumétrico de 50ml. marcado No. 1, viertase directamente de la bureta el volumen exacto de solución No.1 que se indica en la hoja de datos.

Afórese a 50ml. con agua destilada, agítase bien, utilícese otro matraz volumétrico de 50ml. y repítase el procedimiento de la solución No.2

Para combinar rápidamente las dos soluciones, viértanse 50ml. de solución No. 1 en un vaso de precipitado seco y limpio de 150ml. en ésta solución, colóquese un agitador. Viértanse los 50ml. de solución No. 2 en la solución No. 1 y anótese como tiempo de comienzo. Agítase la solución 2 o 3 segundos, observe el número de segundos, necesarios para que aparezca el color azul.

Repítase el procedimiento con cada una de las demás soluciones B - E, los matraces volumétricos de 50ml. deben enjuagarse con agua después de usarlos en cada ocasión. repítase cada paso hasta que se tenga confianza en la medición.

3.- Prepárese la gráfica estandar marcando la concentración de KIO<sub>3</sub> en el eje horizontal, y la recíproca del tiempo en el eje vertical. Trácese la línea recta óptima por los puntos.

Se hará una gráfica estandar haciendo que reaccionen 5 soluciones de 5 concentraciones, observando el tiempo necesario para cada reacción y anotando el tiempo de reacción en comparación con la concentración del ingrediente que se ha modificado, la concentración de una solución cuando se desconoce, puede precisarse comparando el tiempo necesario para la reacción con la concentración correspondiente en la gráfica estandar. En éste experimento, puede hacerse una gráfica más fácil de leer y anotar la recíproca del tiempo medio (1/tiempo) y no el tiempo mismo. la recíproca del tiempo o el tiempo recíproco es proporcional la rapidez de esta reacción química.

Para ilustrar como hacer y usar la gráfica estandar, consideremos los siguientes datos:

Solución	Concentración	Tiempo (seg)	Recíproca del tiempo (seg. -1)
	KIO		
A	0.001	55	0.018
B	0.002	39	0.026
C	0.003	29	0.034
D	0.004	22	0.046
E	0.005	20	0.050

Los 5 puntos se anotan en la gráfica al aparejar la concentración de cada solución con su recíproca de tiempo. Para anotar el tiempo (A, 0.18) ascíndase en la línea A de solución hasta llevar al valor de 0.018; póngase un punto y rodéese con un círculo. Trácese los 5 puntos de igual manera dibújese la línea recta óptima que pase por los puntos al "promediar" la línea entre los mismos. En la gráfica que se presenta, 2 puntos están algo arriba de la línea, 2 por debajo y uno sobre la línea.

Para descubrir la conc. de la solución problema, localícese la recíproca del tiempo sobre el eje vertical, sígase horizontalmente hasta -- cruzar la línea que se ha trazado sobre la gráfica y después descíndase verticalmente al eje horizontal (o de conoc.). La concentración del problema corresponde al punto en el cual esta línea vertical cruza al eje -- horizontal.

Por ejemplo: Supongamos que el problema reaccionó en 34 seg. (la recíproca del tiempo es de  $1/34 = 0.029$ ). la conc. del problema es de -- 0.0023 como se observa por líneas de guiones de la gráfica.

- 4.- Repítase el procedimiento para la solución F. Adviértase que en esta ocasión la conc. de la solución # 2, se ha modificado (duplicado) en comparación con las soluciones A y E. Que indica la solución F acerca de la relación que guardan la cantidad de reactivos y la rapidez de esta reacción (1), debe compararse el tiempo de reacción de las soluciones B, D, y F.
- 5.- Prepararse la solución G, semejante a la solución A excepto que se -- utiliza agua caliente para aforar el matraz volumétrico a 50 ml. en -- lugar de agua destilada. Compárese el tiempo de reacción con el observado para la solución A (2). Por que es importante usar agua de los mismos recipientes en todas las disoluciones; A o E, y no usar agua -- de recipientes distintos (o agua corriente) en la primera parte del -- experimento (3).
- 6.- Enjuágese el matraz volumétrico # 1, con agua destilada. Obténgase -- del instructor una porción de la solución  $KIO_3$  (#1) que será el problema. Afórese con agua destilada a 50 ml. prepárese 50 ml. de la solución #2, al combinar 10 ml. de la solución madre en la bureta del lado derecho y afore con agua destilada. Valiéndose de 2 vasos de precipitado como antes explicamos, viértase la solución #2, en la solución -- # 1, comiéndose a contar el tiempo agítase 2 o 3 seg. En esta ocasión, úsese la recíproca del tiempo, como antes explicamos, y utilícese la gráfica estandar para precisar la concentración de la solución problema.

#### RESULTADOS:

- 1.- Tabule en la tabla de la parte experimental tiempos de reacción con sus recíprocas.
- 2.- Grafique en la hoja de papel milimétrico, los datos obtenidos en su tabla.

#### CONCLUSIONES:

JUANIL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

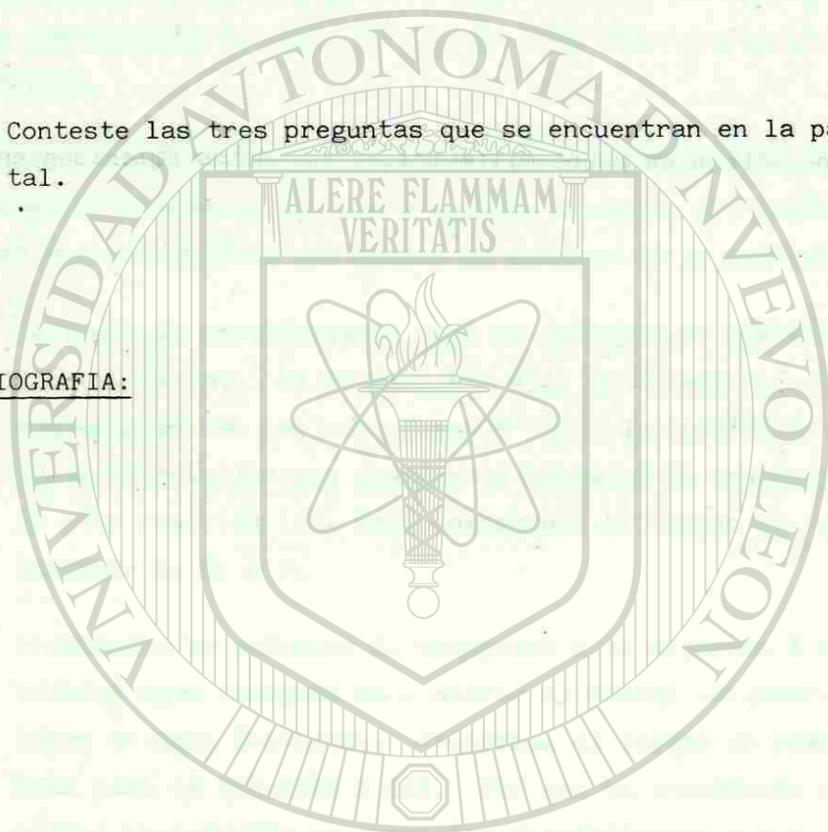


## PREGUNTAS:

1.- En su gráfica determine la concentración de su problema en función -- del tiempo de reacción.

2.- Conteste las tres preguntas que se encuentran en la parte experimental.

## BIBLIOGRAFIA:



## A P E N D I C E

## TABLA

## POTENCIALES NORMALES DE OXIDACION

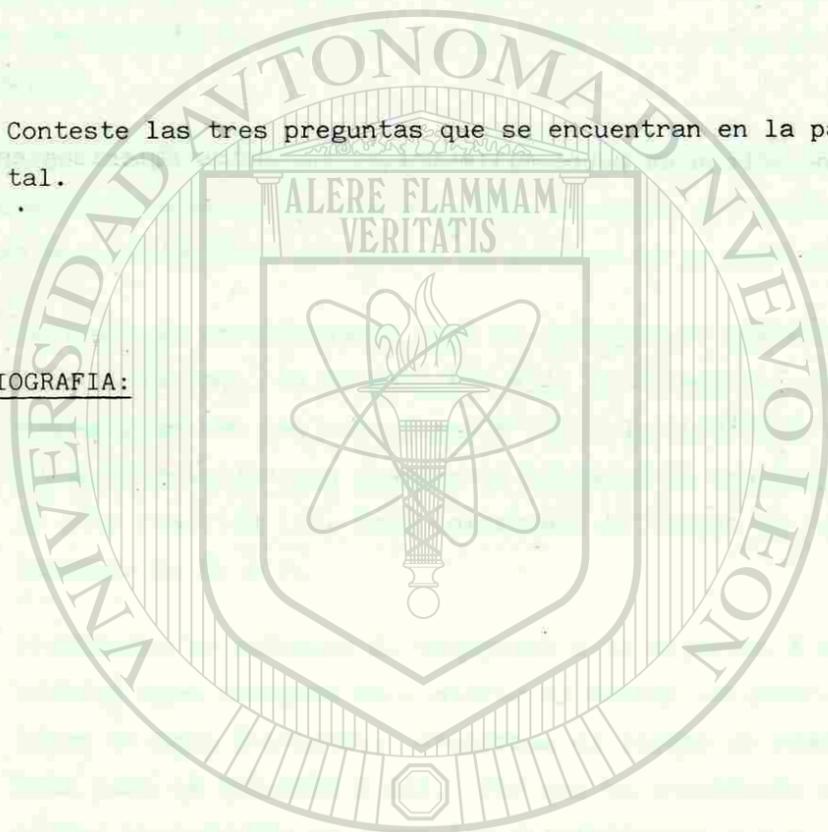
		E (volt)
Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	Li	-3,02
K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	K	-2,92
Ca <sup>++</sup> + 2e <sup>-</sup>	Ca	-2,76
Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	Na	-2,71
Mg <sup>++</sup> + 2e <sup>-</sup>	Mg	-2,40
Al(OH) <sub>4</sub> <sup>+</sup> + 3e <sup>-</sup>	Al + 4OH <sup>-</sup>	-2,35
Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	Al	-1,66
Zn(OH) <sub>2</sub> <sup>-</sup> + 2e <sup>-</sup>	Zn + 4OH <sup>-</sup>	-1,22
Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	Mn	-1,10
Te <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup>	Te <sup>2-</sup>	-0,91
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O + 2e <sup>-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> + 2OH <sup>-</sup>	-0,90
Se <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup>	Se <sup>2-</sup>	-0,77
Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	Zn	-0,76
Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	Cr	-0,51
S <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	-0,51
Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	Fe	-0,44
Cr <sup>3+</sup> + e <sup>-</sup>	Cr <sup>2+</sup>	-0,41
Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	Cd	-0,40

## PREGUNTAS:

1.- En su gráfica determine la concentración de su problema en función -- del tiempo de reacción.

2.- Conteste las tres preguntas que se encuentran en la parte experimental.

## BIBLIOGRAFIA:



## A P E N D I C E

## TABLA

## POTENCIALES NORMALES DE OXIDACION

	E (volt)
$\text{Li}^+ + e^- \longrightarrow \text{Li}$	-3,02
$\text{K}^+ + e^- \longrightarrow \text{K}$	-2,92
$\text{Ca}^{++} + 2e^- \longrightarrow \text{Ca}$	-2,76
$\text{Na}^+ + e^- \longrightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Mg}^{++} + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}$	-2,40
$\text{Al(OH)}_4^- + 3e^- \longrightarrow \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \longrightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn(OH)}_2 + 2e^- \longrightarrow \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}$	-1,10
$\text{Te} + 2e^- \longrightarrow \text{Te}^{2-}$	-0,91
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
$\text{Se} + 2e^- \longrightarrow \text{Se}^{2-}$	-0,77
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}$	-0,51
$\text{S} + 2e^- \longrightarrow \text{S}^{2-}$	-0,51
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Cr}^{3+} + e^- \longrightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,41
$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}$	-0,40

$\text{Ni}^{2+} + 2e^-$	$\text{Ni}$	-0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2e^-$	$\text{Sn}$	-0,16
$\text{Pb}^{2+} + 2e^-$	$\text{Pb}$	-0,13
$2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^-$	$\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,00
$\text{Cu}^{2+} + e^-$	$\text{Cu}^+$	+0,17
$\text{Sn}^{4+} + 2e^-$	$\text{Sn}^{2+}$	+0,20
$\text{Cu}^{2+} + 2e^-$	$\text{Cu}$	+0,35
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^-$	$4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{I}_2 + 2e^-$	$2\text{I}^-$	+0,58
$\text{Fe}^{3+} + e^-$	$\text{Fe}^{2+}$	+0,75
$\text{Ag}^+ + e^-$	$\text{Ag}$	+0,81
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^-$	$\text{Hg}$	+0,86
$2\text{Hg}^{2+} + 2e^-$	$\text{Hg}_2^{2+}$	+0,91
$\text{NH}_3^- + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 3e^-$	$\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	+0,95
$\text{Br}_2 + 2e^-$	$2\text{Br}^-$	+1,07
$4\text{H}_3\text{O}^+ + \text{O}_2 + 4e^-$	$6\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^-$	$\text{Cr}^{3+} + 10\text{H}_2\text{O}$	+1,30
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^-$	$\text{Mn}^{2+} + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,35
$\text{Cl}_2 + 2e^-$	$2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Au}^{3+} + 3e^-$	$\text{Au}$	+1,38
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^-$	$\text{Pb}^{2+} + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,44
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}_3\text{O}^+ + 6e^-$	$\text{Cl}^- + 9\text{H}_2\text{O}$	+1,44
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ + 5e^-$	$\text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$	+1,50
$\text{Pt}^{2+} + 2e^-$	$\text{Pt}$	+1,60
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 3e^-$	$\text{MnO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,63

$\text{CO}_3^{3-} + e^-$	$\text{Co}^{2+}$	+1,80
$\text{Pb}^{4+} + 2e^-$	$\text{Pb}^{2+}$	+1,80
$\text{O}_3 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^-$	$\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,90
$\text{F}_2 + 2e^-$	$2\text{F}^-$	+2,85

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

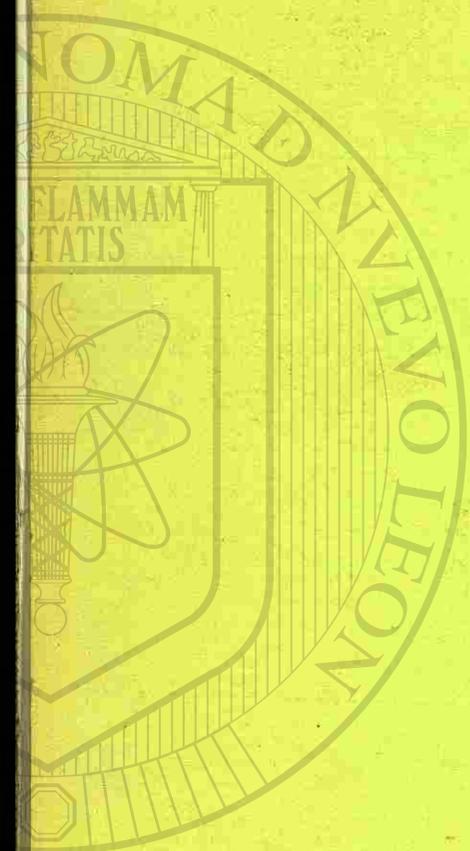


## BIBLIOGRAFIA

- 1.- Babor, J.A. y J. Ibarz A. QUIMICA GENERAL MODERNA., 4a. Edición Española, Ed. Nacional, México, D.F., 1963.
- 2.- Dillard, C.R. y Kammeyer, P.H. AN EXPERIMENTAL WITH GALVANIC CELLS. J. Chem Educ. 10, 363, 1963;
- 3.- Contreras, C.E., Química Elemental, 8a. Edición.
- 4.- Domínguez, R.R., Curso Elemental de Química, Trigésima Sexta Edición, Ed. Porrúa, S.A. México, D.F. 1967.
- 5.- Domínguez, X.A., Tería, Ejercicios y Problemas de Química, 7a. Edición, Publicaciones Culturales, S.A. México, D.F., 1974.
- 6.- Domínguez, X.A., Experimentos de Química General e Inorgánica. 1a. reimpresión, Ed. Limusa, S.A. México, D.F. 1972
- 7.- Dawson, J.W. Manual de Laboratorio de Química, 1a. Edición, Ed. Interamericana, México, D.F. 1971.
- 8.- Duhne, C.; Ortegón, D.A. y Domínguez, X.A., Química General y Orgánica, 1a. Edición, Ed. Mc.Graw Gill, Naucalpan de Juárez - 1972.
- 9.- H.F. Walton, Experimentos in Inorganic Paper Chromatography, J. Chem Educ. 42, 477. 1965
- 10.- Hamilton, L.F. y S.G., Simpson, Cálculos de Química Analítica, 6a. Ed. Ed. Mc. Graw Gill, Book Company, Madrid, España. 1968
- 11.- Jones, Netterville, Chemistry Ma and Society, 2a. Edition, W.B. - - - - -  
Sunders Company.
- 12.- Moeller, T., Análisis Cualitativo, 1a. Edición, Ed. Beta, Buenos Aires, Argentina, 1961.
- 13.- Moeller, T. Química Inorgánica, 3a. Edición. Ed. Reverte, S.A., Barcelona, España, 1961.
- 14.- Pauling, L. Química General, 8a. Edición. Ed. Aguilar, S.A. , Madrid España, 1965.
- 15.- Semishin, V., Prácticas de Química General Inorgánica, 1a. Edición Ed. MIR, Moscú, U.R.S.S. 1967
- 16.- Skoog, D.A. y D.N. West, Introducción a la Química Analítica, 1a. Ed. Ed. Reverté. Argentina, S.R.L. Buenos Aires, Argentina 1969
- 17.- U.N.A.M. Manual de Laboratorio de Bioquímica de la Fac. de Medicina, 3a. Edición, México, D.F. ABRIL 1973.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
CAPILLA ALFONSINA  
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA



U A N

RSIDAD AUTÓNOMA DE NUEV  
ECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTEC

Q  
i