

Lej



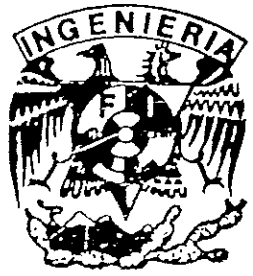
UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

FACULTAD DE INGENIERIA

CARACTERIZACION DE AGUAS DE FORMACION

T E S I S

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE: INGENIERO PETROLERO PRESENTA: JOSE LUIS MARTINEZ GERMAN



MEXICO, D. F.,

1999

TESIS CON FALLA DE ORIGEN

278720



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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



UNIVERSIDAD NACIONAL
AUTÓNOMA DE
MÉXICO

SR. JOSE LUIS MARTINEZ GERMAN
Presente

En atención a su solicitud, me es grato hacer de su conocimiento el tema que propuso el profesor Ing. Salvador Macías Herrera y que aprobó esta Dirección para que lo desarrolle usted como tesis de su examen profesional de Ingeniero Petrolero:

CARACTERIZACION DE AGUAS DE FORMACION

- INTRODUCCION
- I GENERALIDADES
- II MATERIAL DE LABORATORIO
- III PREPARACION DE SOLUCIONES
- IV ANALISIS QUIMICO DEL AGUA DE FORMACION
- V INTEGRACION DE RESULTADOS
- BIBLIOGRAFIA

Ruego a usted cumplir con la disposición de la Dirección General de la Administración Escolar en el sentido de que se imprima en lugar visible de cada ejemplar de la tesis el título de ésta.

Asimismo, le recuerdo que la Ley de Profesiones estipula que se deberá prestar servicio social durante un tiempo mínimo de seis meses como requisito para sustentar examen profesional.

Atentamente
"POR MI RAZA HABLARA EL ESPIRITU"
Ciudad Universitaria, a 13 de agosto de 1999
EL DIRECTOR

ING. GERARDO FERRANDO BRAVO

GFR*RLLR*gtg

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

FACULTAD DE INGENIERIA

DIVISION DE CIENCIAS DE LA TIERRA

TITULO: CARACTERIZACION DE AGUAS DE FORMACION

TESIS QUE PRESENTA:

JOSE LUIS MARTINEZ GERMAN No. DE CUENTA 8560050-8

DIRIGIDA POR:

ING. SALVADOR MACIAS HERRERA

JURADO DEL EXAMEN:

ING. MANUEL VILLAMAR VIGUERAS

PRESIDENTE

ING. SALVADOR MACIAS HERRERA

VOCAL

ING. NESTOR MARTINEZ ROMERO

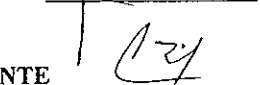
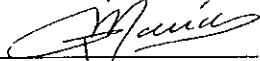
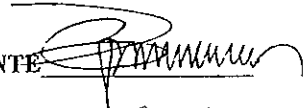
SECRETARIO

ING. CARLOS LIRA SIL

1er SUPLENTE

ING. MAXIMINO MEZA MEZA

2do SUPLENTE



AGRADECIMIENTOS

Por este medio agradezco al Ing. Salvador Macías Herrera haber aceptado dirigir esta tesis para poder obtener el título de Ing. Petrolero.

Mi gratitud para todos mis maestros que gracias a sus conocimientos, empeño y dedicación que siempre me prestaron para poder salir adelante en todo momento.

A mis amigos y compañeros de trabajo

A mi alma mater Universidad Nacional Autónoma de México y en especial a la Facultad de Ingeniería que siempre recuerdo.

A MI PADRE SR.

JAVIER MARTINEZ CASTRO
CON TODO MI CARIÑO EN TU MEMORIA

A MI MADRE SRA.

LUCILA GERMAN VDA DE MARTINEZ
POR TUS SACRIFICIOS QUE HICISTE PARA
DARME LA MEJOR HERENCIA EL ESTUDIO
POR TODO ELLO MI AMOR Y VENERACION

A MI ESPOSA E HIJAS

MA RIA ALEJANDRA SOLIS DE MARTINEZ
YAZMIN ALEJANDRA MARTINEZ SOLIS
RUBI YOSELIN MARTINEZ SOLIS
A NUESTRO FUTURO HIJO (A)
QUE TANTO ME APOYAN Y QUIEREN

A MIS HERMANOS

MARTHA, JUANA, EDITH, ERASTO, ELIA, EVELIA
QUE EN TODO MOMENTO ME ALENTARON PARA
TERMINAR MI CARRERA DE INGENIERO PETROLERO

A MIS PRIMOS Y SOBRINOS

QUE DE UNA U OTRA FORMA ME AYUDARON Y EN
ESPECIAL A LAZARO QUE ES COMO UN HERMANO

/
CONTENIDO

	<i>Página.</i>
<i>INTRODUCCION</i>	<i>1</i>
<i>CAPITULO I</i>	<i>2</i>
<i>GENERALIDADES</i>	<i>3</i>
<i>1.1 Objetivo</i>	<i>3</i>
<i>1.2 Métodos de Análisis Cuantitativo</i>	<i>3</i>
<i>1.3 Medidas de Seguridad en el Laboratorio</i>	<i>5</i>
<i>1.4 Prevención de Incendios</i>	<i>8</i>
<i>1.5 Guías en Caso de Accidentes</i>	<i>16</i>
<i>CAPITULO II</i>	<i>22</i>
<i>MATERIAL DE LABORATORIO</i>	<i>22</i>
<i>II.1 Uso del Material e Instrumentos</i>	<i>22</i>
<i>II.2 La Balanza y su Manejo</i>	<i>35</i>
<i>II.3 Limpieza</i>	<i>46</i>
<i>CAPITULO III</i>	<i>47</i>
<i>PREPARACION DE SOLUCIONES</i>	<i>47</i>
<i>III.1 Preparación de una Solución Valorada de Nitrato de Plata</i>	<i>47</i>
<i>III.2 Preparación de una Solución Valorada de Acido Clorhídrico</i>	<i>48</i>
<i>III.3 Preparación de una Solución Valorada de EDTA</i>	<i>49</i>
<i>III.4 Preparación de una Solución Valorada de Dicromato de Potasio</i>	<i>51</i>

<i>CAPITULO IV</i>	<i>52</i>
<i>ANALISIS QUIMICO DEL AGUA DE FORMACION</i>	<i>52</i>
<i>IV.1 Determinación de Cloruros</i>	<i>52</i>
<i>IV.2 Determinación de Carbonatos y Bicarbonatos</i>	<i>63</i>
<i>IV.3 Determinación de Sulfatos</i>	<i>77</i>
<i>IV.4 Determinación de Bario</i>	<i>90</i>
<i>IV.5 Determinación de Calcio y Magnesio</i>	<i>100</i>
<i>IV.6 Determinación de Fierro</i>	<i>120</i>
<i>CAPITULO V</i>	<i>133</i>
<i>INTEGRACION DE RESULTADOS</i>	<i>133</i>
<i>V.1 Diagramas Stiff</i>	<i>134</i>
<i>CONCLUSIONES</i>	<i>143</i>
<i>BIBLIOGRAFIA</i>	<i>144</i>

INTRODUCCION

La ingeniería petrolera requiere del conocimiento de las propiedades físicas y químicas del agua de formación debido a que las acumulaciones de petróleo se encuentran asociadas con ella; en muchas ocasiones la producción de petróleo obtenida, se encuentra acompañada de agua. En diversos casos, el volumen de agua asociada con los yacimientos petroleros excede en volumen, a la acumulación de hidrocarburos.

La ingeniería petrolera está directamente relacionada con el agua de formación debido a la necesidad de observar y predecir su localización, dirección y velocidad de su movimiento y asociación con otros fluidos tanto en la superficie como en el interior de los yacimientos. Más específicamente el ingeniero de yacimientos tiene a su cargo el estudio, evaluación y predicción del volumen de agua en el yacimiento, la velocidad de su movimiento a través de la roca impregnada de hidrocarburos, el volumen de entrada de agua al yacimiento y de los problemas que lo acompañan durante su explotación, tales como la conificación y la interdigitación.

Se emplean los datos del agua en la determinación de la entrada de fluidos extraños en el yacimiento, para determinar la efectividad de la terminación de cada pozo y para definir sus reparaciones empleando las correlaciones de resistividades eléctricas. En los proyectos de recuperación secundaria además de otros aspectos inherentes, existe la posibilidad de generar taponamientos debido a la reacción del agua de inyección con la del yacimiento.

A fin de realizar un estudio completo de ingeniería, es necesario contar con un análisis completo del agua incluyendo sus propiedades físicas y químicas. Probablemente las propiedades físicas más utilizadas son la compresibilidad, la viscosidad, la solubilidad del gas, la densidad, el factor de volumen y la salinidad.

Debe contarse con un análisis de las propiedades químicas para cada yacimiento para tener un enfoque completo y estar en condiciones de resolver los problemas futuros que se deriven de las características del agua. El análisis debe comprender los sólidos totales y las partes por millón de cada ion positivo y negativo y de radicales; con esta información será posible su representación gráfica y calcular valores de reacción, productos y propiedades de reacción.

Aunque la química analítica constituye una rama ya antigua de la química, ha tenido lugar un desarrollo rapidísimo de nuevos métodos de análisis a partir de la tercera o cuarta década del siglo actual. Este desarrollo ha sido motivado en gran parte por las necesidades inherentes a la rápida expansión de la economía industrial y también al desarrollo intenso de programas de investigación en diversos campos. El análisis cuantitativo es indispensable en una amplia variedad de operaciones técnicas y comerciales. Agricultura, alimentos, suministro de agua etc.

Cuando para la determinación, de una sustancia dada, se dispone de diversos métodos, la elección de la que va a seguirse debe hacerse de forma adecuada

Supongamos, por ejemplo, que una sustancia puede determinarse por métodos gravimétricos, volumétricos de suficiente veracidad para nuestro propósito

La elección implica una consideración del número de muestras a tratar, el intervalo de variación del contenido del constituyente a determinar en la muestra y el tiempo necesario. En general, los procedimientos volumétricos son más rápidos que los gravimétricos, una vez que se haya llevado a cabo la normalización del reactivo valorante.

En este trabajo se exponen los principios fundamentales del análisis químico cuantitativo desde un punto de vista teórico práctico para aguas de formación; el cual comprende reacciones, cálculos, aplicaciones y técnicas para poder determinar los diferentes materiales que están presentes en el agua de formación; la sección experimental comprende distintas técnicas de laboratorio y proporciona ejemplos de experimentos que se llevan a cabo dentro de la industria petrolera, así como también las prevenciones de incendios y guías en caso de accidentes que se pudieran presentar al estar realizando dichas actividades

CAPITULO I

GENERALIDADES

El ingeniero petrolero debe tener conocimiento de las propiedades físicas y químicas del agua porque las acumulaciones de hidrocarburos están asociadas con el agua, en algunos casos el volumen de agua puede resultar varias veces mayor que el volumen original de los hidrocarburos. En la superficie a menudo tiene que manejar el agua producida por los pozos petroleros durante la explotación de los yacimientos, alcanzando hasta el 95 % de agua por tan solo un 5 % de aceite

La información sobre el agua producida no sólo tiene que ver con los problemas de interdigitación y conificación, sino también en la evaluación de la terminación de pozos

En los proyectos de recuperación secundaria por inyección de agua, deberá vigilarse cuidadosamente la composición de ésta, pues existe hasta la posibilidad de que una formación se obture debido a la reacción del agua inyectada con el agua del yacimiento.

A fin de realizar un estudio completo de ingeniería de yacimientos será necesario conocer y emplear propiedades del agua tales como compresibilidad, viscosidad, gas en solución, densidad, factor de volumen y salinidad.

Se debe contar con resultados de análisis químicos del agua desde el inicio de la explotación de los pozos a fin de predecir y resolver futuros problemas relacionados con las características del agua. El análisis químico debe particularizar las partes por millón de cada uno de los iones positivos y negativos y de los radicales

Supongamos, por ejemplo, que una sustancia puede determinarse por métodos gravimétricos, volumétricos de suficiente veracidad para nuestro propósito

La elección implica una consideración del número de muestras a tratar, el intervalo de variación del contenido del constituyente a determinar en la muestra y el tiempo necesario. En general, los procedimientos volumétricos son más rápidos que los gravimétricos, una vez que se haya llevado a cabo la normalización del reactivo valorante.

En este trabajo se exponen los principios fundamentales del análisis químico cuantitativo desde un punto de vista teórico práctico para aguas de formación; el cual comprende reacciones, cálculos, aplicaciones y técnicas para poder determinar los diferentes materiales que están presentes en el agua de formación; la sección experimental comprende distintas técnicas de laboratorio y proporciona ejemplos de experimentos que se llevan a cabo dentro de la industria petrolera, así como también las prevenciones de incendios y guías en caso de accidentes que se pudieran presentar al estar realizando dichas actividades

CAPITULO I

GENERALIDADES

El ingeniero petrolero debe tener conocimiento de las propiedades físicas y químicas del agua porque las acumulaciones de hidrocarburos están asociadas con el agua, en algunos casos el volumen de agua puede resultar varias veces mayor que el volumen original de los hidrocarburos. En la superficie a menudo tiene que manejar el agua producida por los pozos petroleros durante la explotación de los yacimientos, alcanzando hasta el 95 % de agua por tan solo un 5 % de aceite.

La información sobre el agua producida no sólo tiene que ver con los problemas de interdigitación y conificación, sino también en la evaluación de la terminación de pozos.

En los proyectos de recuperación secundaria por inyección de agua, deberá vigilarse cuidadosamente la composición de ésta, pues existe hasta la posibilidad de que una formación se obture debido a la reacción del agua inyectada con el agua del yacimiento.

A fin de realizar un estudio completo de ingeniería de yacimientos será necesario conocer y emplear propiedades del agua tales como compresibilidad, viscosidad, gas en solución, densidad, factor de volumen y salinidad

Se debe contar con resultados de análisis químicos del agua desde el inicio de la explotación de los pozos a fin de predecir y resolver futuros problemas relacionados con las características del agua. El análisis químico debe particularizar las partes por millón de cada uno de los iones positivos y negativos y de los radicales.

Las propiedades físicas del agua de formación dependen fundamentalmente de la composición química, la temperatura y la presión.

1.1 OBJETIVO

El objetivo principal de este trabajo es el mostrar diferentes técnicas de laboratorio para poder determinar los elementos o materiales que están presentes en el agua de formación. La importancia del análisis del agua y el método a utilizar en cada caso viene condicionado en cierto modo por el estado del agua en la muestra, y para poder ayudarse se apoya en la química analítica que trata de la detección de la naturaleza (análisis cualitativo) y de la medida de las cantidades (análisis cuantitativo) de las diversas sustancias presentes en un material.

1.2 METODOS DEL ANALISIS CUANTITATIVO

El análisis cuantitativo en sus diversos aspectos puede considerarse desde varios puntos de vista; como materiales analizados, métodos empleados, proporción del componente buscado en la muestra etc.

Algunos de los métodos más usuales, para la determinación de la cantidad de constituyente buscado presente en una muestra son los que a continuación se describen.

1 Métodos gravimétricos. En los cuales la cantidad de sustancia buscada se determina mediante el peso de la propia sustancia pura, o de algún compuesto químico que la contiene o equivale químicamente a ella.

a) Precipitación. El constituyente buscado se determina como producto insoluble de una reacción, el método es químico por estar implicadas en el relaciones estequiométricas (en peso) definidas. Un ejemplo es la determinación de cloruro por precipitación como cloruro de plata

b) Electrodeposición. La electrólisis da lugar a la separación de un producto sólido en un electrodo, como, por ejemplo, en la determinación electrolítica de cobre.

c) Volatilización. El método puede ser físico, como en la pérdida de peso por desecación en una estufa, o químico, como es la expulsión del dióxido de carbono de los carbonatos

por calcinación o por la acción de un ácido. La medida puede ser directa, por determinación del aumento de peso de un absorbente del constituyente volátil, o indirecta, por determinación de la pérdida de peso.

2. Métodos volumétricos. Su determinación se realiza por medida del volumen de una fase relacionada cuantitativamente con el constituyente buscado.

a) Volumetría. Se efectúa la medida del volumen de una disolución de concentración conocida que es necesario para consumir exactamente el constituyente buscado, o con otra sustancia equivalente químicamente a él. Estos métodos implican una reacción estequiométrica definida.

b) Gasométricos. La determinación se realiza por medida del volumen de gas en condiciones conocidas o constantes de temperatura y presión.

3 Métodos instrumentales. Estos se utilizan para realizar determinaciones de la concentración de muchas sustancias disueltas. Los instrumentos empleados en dichas determinaciones han ido evolucionando de acuerdo a la disponibilidad de la tecnología, haciéndolos cada vez más precisos y exactos, pero el principio en el cual se basaron los primeros modelos de estos equipos se ha conservado en su mayoría.

Debido a que los contaminantes se encuentran presentes en cantidades muy pequeñas o trazas, es necesario recurrir a equipos electrónicos más avanzados, como lo son el fotómetro de flama y el espectrofotómetro de absorción atómica. Para manejar estos equipos y obtener buenas respuestas de parte de ellos, se requiere seguir las instrucciones que marcan los manuales de operación y darles el servicio de mantenimiento adecuado.

Además de lo anterior, se necesita cierta destreza por parte del analista, ya que las sustancias por determinar pueden presentar interferencias de diferente naturaleza y conducir a resultados erróneos. La calibración de estos equipos en ocasiones no es muy rápida, sin embargo una vez que ésta se llevó a cabo, se pueden analizar un número grande de muestras en un intervalo de tiempo relativamente corto.

1.3 MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

La actividad del laboratorio implica realizar operaciones, las cuales pueden representar ciertos peligros al efectuarse, por lo que a continuación se harán algunas recomendaciones cuya observancia permitirá realizar el trabajo experimental con la mayor seguridad.

Las reglas que a continuación se mencionan son únicamente una parte de una gran cantidad de ellas que se deberán utilizar en el laboratorio.

- 1. Está prohibido cualquier tipo de broma dentro del laboratorio.*
- 2. Se requiere de protección para los ojos cuando se estén manejando y almacenando sustancias químicas.*
- 3. Con anticipación debe conocerse la peligrosidad de las sustancias químicas y las precauciones de uso de los aparatos a emplear dentro del laboratorio*
- 4. No encender el mechero sin haberse previamente asegurado de que en la proximidad no se encuentren sustancias inflamables o explosivas.*
- 5. Enfriar durante un intervalo adecuado, el material que haya sido calentado.*
- 6. No está permitido ni fumar, ni ingerir alimentos dentro del laboratorio.*
- 7. Utilizar la campana extractora de aire al llevar a cabo reacciones en las que se desprendan gases tóxicos o irritantes.*
- 8. No se permite realizar experimentos no autorizados.*
- 9. Usar guantes y/o espátula para manipular las sustancias, si no se está seguro de que son inofensivas.*
- 10. Al manipular sustancias químicas, introducir en los envases originales objetos que estén limpios y secos.*

11. *Utilizar la pera de hule para succionar ácidos.*
12. *Debe utilizarse ropa apropiada para el trabajo de laboratorio.*
13. *Evitar utilizar sandalias.*
14. *Al terminar el trabajo experimental, siempre hay que lavarse las manos con agua y jabón antes de abandonar el laboratorio .*
15. *Está prohibido sacar del laboratorio sustancias químicas, materiales o equipos sin la autorización del encargado*
16. *Para lavar los tubos de ensayo utilizar el escobillón.*
17. *Leer las etiquetas de cada frasco antes de abrirlos para saber que sustancia o reactivo contiene, las indicaciones de uso y precauciones, antes de abrirlos y manejarlos.*
18. *No oler los gases directamente de los materiales como tubos de ensayo, sino mover con la mano los vapores hacia la nariz.*
19. *Nunca probar el sabor de las sustancias del laboratorio.*
20. *Para introducir un tubo de vidrio dentro de un tapón perforado, humedecer el tapón previamente y empujarlo lentamente. Para proteger las manos utilizar un trapo o guantes para evitar accidentes.*
21. *Los tapones de los aparatos deben embonar perfectamente.*
22. *Para calentar una sustancia sólida colocar el tubo de ensayo en un soporte.*
23. *Cuando se calienten sustancias en un tubo de ensayo procurar que la boca del tubo no esté en dirección nuestra ni de otra persona*
24. *Las probetas graduadas no se deben calentar*

25. *Si se proyecta ácido diluido al 10% sobre la ropa, mesa o la piel, lavar de inmediato con abundante bicarbonato de sodio.*
26. *Al disolver un ácido en agua, depositar el ácido lenta y cuidadosamente y no añadir agua al ácido.*
27. *No tomar directamente con las manos los recipientes calientes, utilizar las pinzas.*
28. *Leer la información en relación con el experimento antes de iniciarlo. Tener presente cualquier recomendación y analizar las instrucciones.*
29. *Mantener la atención en las actividades y cerciorarse que lo hacen los demás.*
30. *Tirar los remanentes de los reactivos usados, sin regresarse a los envases originales y cerciorarse que pueden desecharse en el drenaje.*
31. *Los desechos que no sean muy solubles en agua no tirarlos en el vertedero del laboratorio.*
32. *No se deben mezclar sustancias al azar, para ver qué pasa.*
33. *Jamás se debe dejar de vigilar una reacción química que se esté llevando a cabo.*
34. *Al ejercer presión dentro de una pieza de vidrio, pensar en cual sería el resultado si ésta se rompiese, debido a que es frágil.*
35. *Conservar limpios el material, los aparatos y la mesa de trabajo. Limpiar inmediatamente cualquier derrame.*
36. *Dentro de las instalaciones del laboratorio es muy peligroso caminar con prisa, descuido, correr, empujar etc.*

37. *En caso de tropiezo o caída cuando se transporte material de vidrio o sustancias químicas, se debe tratar de arrojarlas en dirección opuesta a donde se encuentran las personas*
38. *Suspender todos los servicios que no se continúen usando, tales como agua, luz y gas al término de cada jornada laboral*
39. *En caso de incendio apagar los mecheros, desconectar los aparatos eléctricos, retirar las sustancias inflamables y extinguir el fuego.*
40. *Si una persona está mareada, debe inmediatamente sentarse.*

1.4 PREVENCIÓN DE INCENDIOS

Normas generales de prevención

Desde el primer día debe familiarizarse con el plan de emergencia preparado. En particular:

1. *Localice las vías de escape y las salidas de emergencia.*
2. *Observe la posición de los timbres de emergencia, extintores y los botiquines de primeros auxilios.*
3. *Tenga a mano los números telefónicos de emergencia*
4. *Lea y respete lo indicado en la señalización expuesta.*
5. *Tenga su lugar de trabajo en orden, de modo que no pueda constituir fuente de riesgo*

Emergencia incendio

Si ve un incendio y no puede intervenir para apagarlo con éxito seguro.

1. *Evacué la zona por el camino más corto.*
2. *Dé la alarma utilizando los relativos timbres.*

- 3 *Si es posible, al abandonar el lugar de trabajo desconecte las herramientas eléctricas y apague la luz.*
4. *Cierre las puertas, pero no con llave.*
5. *Si hay mucho humo, baje la cabeza y si es necesario camine a gatas.*
- 6 *No use los ascensores*
7. *No abra eventuales puertas calientes, si es necesario, ábralas manteniéndose detrás de la puerta, preparado a cerrarla inmediatamente en caso de llamarada*

Urgencias

En caso de accidente a personas:

1. *Dé inmediatamente la alarma al servicio de urgencias, indicando de la mejor forma posible las condiciones del accidentado y proporcionando indicaciones precisas sobre el lugar del accidente. Atienda eventuales sugerencias sobre lo que se haya de hacer mientras se espera el auxilio*
2. *Realice los primeros auxilios sólo si es capaz de ayudar al accidentado.*
- 3 *Encargue a alguien que espere al servicio de urgencias en el camino y les indique el punto exacto en el que se encuentra*

Otras emergencias

CONSIGNAS A SEGUIR EN CASO DE INCENDIO

- 1 *Llamar lo más rápido posible al Parque de Bomberos.*
- 2 *Conservar la calma y actuar con rapidez.*
- 3 *En un incendio, corte cuanto antes el fluido eléctrico. Si no es posible, recuerde la prohibición de usar chorro de agua.*
4. *Alejar inmediatamente a toda persona que no tenga misión concreta en los trabajos de extinción*

- 5 *Antes de iniciar la evacuación, piense en las posibles vías de evacuar y valore los obstáculos que pueda encontrar en las mismas.*
- 6 *Si decide atacar el fuego, sitúese entre la puerta y el fuego.*
- 7 *Ataque al fuego por la base.*
- 8 *Antes de abrir la puerta de una habitación que esté incendiada, toque con la palma de la mano. Si está muy caliente, aléjese.*
- 9 *Si decide abrir la puerta, no lo haga de golpe, es muy peligroso; ábrala lentamente.*
- 10 *Al abrir la puerta de la habitación incendiada, hágalo pegado a la pared y de lado nunca de frente.*
- 11 *Las puertas blindadas son peligrosas porque el calor las dilata y quedan bloqueadas.*
- 12 *Aprenda el manejo y funcionamiento de los equipos de extinción que posea.*
- 13 *En los fuegos de aceite, alcohol, gasolina, etc., no intente apagar con agua.*
- 14 *No utilice agua para apagar los fuegos eléctricos.*
- 15 *No utilice el ascensor como vía de evacuación, pues puede morir asfixiado por los humos o puede descolgarse el ascensor.*
- 16 *Para evacuar un edificio, utilice la escalera y hágalo de manera pausada, el oxígeno puede faltarle en cualquier momento.*
- 17 *Una vez en la escalera, muévase con la espalda pegada a la pared.*
- 18 *Tápese la nariz y la boca con un pañuelo, a ser posible húmedo.*
- 19 *En un incendio, muévase reptando; los gases y el calor ascienden y la respiración es tanto más difícil cuanto más alta tiene la cabeza.*
- 20 *Si se le prenden las ropas, no corra, tírese al suelo y ruede.*
- 21 *Si se le prende el pelo, meta la cabeza en agua.*
- 22 *Al huir de un fuego cierre todas las puertas y ventanas que encuentre en su camino.*
- 23 *Si se encuentra atrapado en una habitación:*
 - a *Tape con trapos, de ser posible húmedos, las rendijas de puertas y ventanas.*
 - b *Cierre todas las puertas.*

c. Hágase ver a través de los cristales, agitando un trapo o sábana.

24. Si se encuentra en un distribuidor de habitaciones:

a. Entre en la que dé a la calle más ancha.

b. Cierre todas las puertas

c. Si todas las habitaciones son interiores, escoja la que dé al patio de mayor superficie.

d. Si el patio no fuera suficientemente amplio, métase en el cuarto de baño y moje todo cuanto está a su alrededor.

e. Si no pudiera tampoco meterse en un cuarto de baño, hágalo en la habitación que tenga pared maestra y sitúese próximo a ésta.

f. No olvide nunca tapar las rendijas.

25. Ayude siempre que pueda y sea posible, pero no olvide que los "supermanes" suelen ser los primeros muertos.

SEÑALIZACION

La señalización de seguridad tiene un código específico. A continuación se dan algunos ejemplos:

SEÑALES DE PROHIBICION

Forma: redonda

Color: rojo

Algunos ejemplos:



prohibida la entrada

prohibido el paso

prohibido fumar

prohibido utilizar llamas libres

prohibido usar extintores

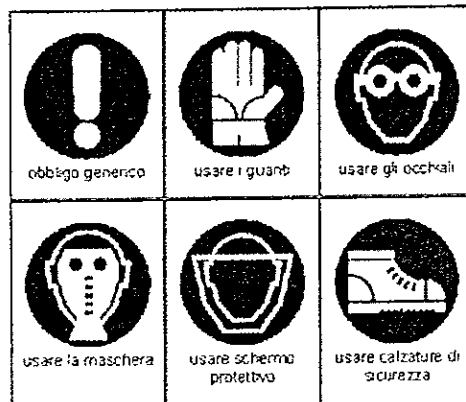
no apagar con agua

SEÑALES DE OBLIGACION

Forma: redonda

Color: azul

Algunos ejemplos:



Obligación genérica

Usar los guantes

Usar las gafas

Usar la mascarilla

Usar la pantalla protectora

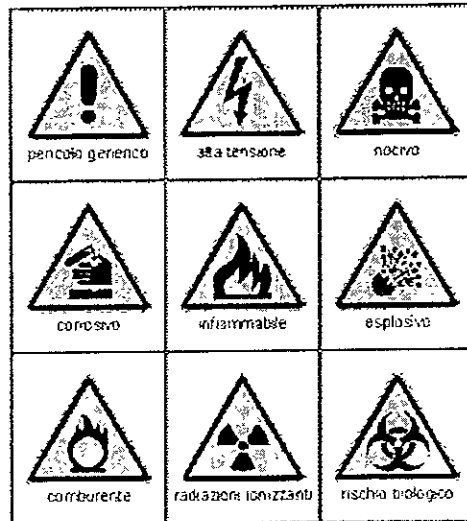
Usar calzado de seguridad

SEÑALES DE PELIGRO

Forma: triangular

Color: amarillo

Algunos ejemplos:



Peligro general

Alta tensión

Nocivo

Corrosivo

Inflamable

Explosivo

Comburente

Radiaciones ionizantes

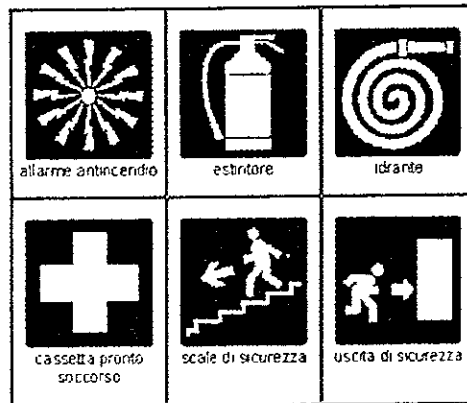
Riesgo biológico

SEÑALES DE SEGURIDAD

Forma: cuadrada

Color: verde o rojo

Algunos ejemplos:



Alarma antiincendio

Extintor

Hidrante

Botiquín de primeros auxilios

Escalera de emergencia

Salida de emergencia

15 GUIAS EN CASO DE ACCIDENTES

Definición y etimología

El accidente es un suceso eventual, inesperado y generalmente desagradable.

La Organización Mundial de la Salud (OMS) lo definió en 1958 como "Un acontecimiento fortuito, generalmente desgraciado o dañino, o aún como un acontecimiento independiente de la voluntad humana, provocado por una fuerza exterior que actúa rápidamente y que se manifiesta por un daño corporal o mental".

Etimológicamente procede del Latín, de la palabra "Accidens" que significa, "Que ocurre."

1 CONCEPTO DE PRIMEROS AUXILIOS

Los primeros auxilios son todas aquellas medidas o actuaciones que realiza el auxiliador, en el mismo lugar donde ha ocurrido el accidente y con material prácticamente improvisado, hasta la llegada de personal especializado. Los primeros auxilios no son tratamientos médicos. Son acciones de emergencia para reducir los efectos de las lesiones y estabilizar el estado del accidentado. Y esto último es lo que le concede la importancia a los primeros auxilios, de esta primera actuación va a depender en gran medida el estado general y posterior evolución del herido.

Pero, ¿qué es una urgencia? ¿Y una emergencia?

La American Hospital Association define la urgencia como cualquier situación que en opinión del enfermo, los parientes u otra persona que asuma la responsabilidad de llevarlo al hospital, requiere intervención médica inmediata. La situación de urgencia continua hasta que se ha realizado una evaluación y diagnóstico médico.

En una urgencia, pueden tener que aplicarse uno de estos dos tipos de primeros auxilios:

•Primeros auxilios emergentes o emergencias: en los que existe peligro vital para la vida del accidentado, estas son: una parada cardio-respiratoria, la asfixia, el shock, las hemorragias importantes y los envenenamientos graves

•Primeros auxilios no emergentes: en los que no existe dicho peligro, por ejemplo: una fractura en un brazo, dolor abdominal, etc

Por tanto, una emergencia es una urgencia en la que existe una situación de muerte potencial para el individuo sino se actúa de forma inmediata y adecuada.

Concluyendo, en las urgencias (sean o no emergencias) los primeros auxilios juegan un papel importante para el estado posterior del individuo.

II. QUEMADURAS

Las quemaduras pueden ser producidas por el fuego, líquidos calientes, productos cáusticos, electricidad y por el sol.

Podemos clasificar las quemaduras según su profundidad, en tres tipos:

- 1 Primer grado: muy superficiales (sólo enrojecimiento).*
- 2 Segundo grado: aparecen ampollas en la piel.*
- 3 Tercer grado: existe destrucción de los tejidos y la piel está carbonizada.*

Actuación en quemaduras de:

Primer grado

- Refrescar inmediatamente la quemadura con agua a una temperatura de entre 10 y 20 grados centígrados*
- Beber abundantes líquidos si la quemadura es muy extensa, caso de las producidas por el sol durante el verano.*

Segundo grado

Existe peligro de infección si la ampolla revienta al convertirse en una puerta de entrada para los microorganismos. Siempre se ha de lavar la zona afectada con abundante agua durante al menos 5 minutos, posteriormente, según el estado de las ampollas se actuará de una u otra manera

Ampolla intacta: poner antiséptico sobre ella y cubrir con paño limpio o compresa estéril.

Ampolla rota. tratar como una herida. Lavarse las manos, aplicar antiséptico, recortar con una tijera limpia (a ser posible estéril) la piel muerta e impregnar nuevamente con antiséptico. Colocar una cinta adhesiva o tirita para evitar el dolor y la infección.

Tercer grado

- *Apagar las llamas al accidentado, con lo que se tenga a mano: mantas, tierra, o tirándose al suelo y revolcarse.*
- *Lavar la zona afectada con abundante agua durante al menos 5 minutos.*
- *No retirar los restos de ropa*
- *No se deben reventar las ampollas que aparezcan.*
- *No dar pomadas de ningún tipo.*
- *Envolver la parte afectada con un paño limpio, toallas o sábanas, humedecidos en suero, agua oxigenada o agua.*
- *Trasladar al paciente con urgencia hasta un centro hospitalario.*

La quemadura es el resultado clínico del contacto o exposición del organismo con el calor.

Las quemaduras obedecen a múltiples causas, siendo comúnmente de origen accidental, laboral o doméstico, especialmente en niños.

Los principales orígenes son:

Fuego

Líquidos

Químicos

Eléctricos

Radiaciones

Una rápida y acertada actuación ante un quemado puede salvarle la vida y, en otros casos, mejorar el pronóstico y tiempo de curación del traumatismo térmico

VALORACIÓN:

Se realiza sobre la base de dos parámetros:

EXTENSION: Es el primer factor a considerar en la valoración de la severidad de una quemadura

PROFUNDIDAD: Directamente relacionada con la temperatura del agente y el tiempo de duración del contacto. Se clasifican generalmente, en primer, segundo o tercer grado, de acuerdo con la profundidad de tejido destruido.

Primer grado: destruye solamente la epidermis y se expresa, típicamente, por un eritema que palidece a la presión, es dolorosa y no se asocia con evidencia de desgarro de la piel ni formación de ampollas.

Segundo grado: destruye la epidermis y un espesor mayor o menor de la dermis; se subdividen en dos grados, superficial o profundo. Su aspecto es rosado o rojo, con presencia de vesiculación de contenido plasmático y tienden a una epitelización espontánea. Son dolorosas

Tercer grado: destruyen todo el espesor de la piel y, salvo que sean muy pequeñas, no tienen posibilidad de epitelización espontánea. Su aspecto es pálido y se aprecian pequeños vasos coagulados. Son indoloras y no palidecen por la presión.

QUEMADURA INHALATORIA:

La quemadura inhalatoria representa un dato severo y significativo para el paciente, sus signos característicos son.

PERDIDA DEL VELLO NASAL

QUEMADURAS INTRANASALES Y HOLLIN EN LA BOCA

CAMBIOS EN LA VOZ

TOS, DISNEA, ESTRIDOR, CIANOSIS

INSUFICIENCIA RESPIRATORIA

SIGNOS DE OBSTRUCCION DE LA VIA AEREA SUPERIOR

CARBOXIHEMOGLOBINAS SUPERIOR AL 15%

Se presentan generalmente asociadas con quemaduras en espacio cerrado donde el aire a altas temperaturas produce lesión respiratoria; también ocasionadas por la degradación de ciertos elementos sintéticos como plásticos. Este tipo de lesiones, si están asociadas con quemaduras de pequeña extensión, se catalogan como de pronóstico reservado debido a la alta incidencia de morbilidad / mortalidad.

En su diagnóstico es importante el antecedente de lesión en espacio cerrado, automóvil, etc., encontrándose siempre asociadas con los signos característicos citados anteriormente Pueden darse tres modalidades de presentación.

Cuadro típico de intoxicación por monóxido de carbono, el cual debe ser manejado mediante administración de oxígeno humidificado a altas concentraciones.

Lesión directa por aire o alta temperatura que produce un cuadro de inflamación aguda con posterior desprendimiento de la mucosa respiratoria y posibilidad de infección, atelectasias y posteriormente focos bronco-neumónicos

Intoxicación respiratoria ocasionada por productos de degradación de elementos sintéticos durante el incendio, los cuales ocasionan un cuadro de gran irritación y lesión de las vías respiratorias

El manejo de estos pacientes depende del grado de obstrucción y de insuficiencia respiratoria. Se discute acerca de la utilidad de los corticoides.

QUEMADURAS QUÍMICAS.

Se producen cuando la piel entra en contacto con sustancias químicas, como ácidos y álcalis fuertes u otros materiales corrosivos. La gravedad de la lesión producida por los productos químicos depende de: la duración del contacto, de su concentración, y de la cantidad de agente que entre en contacto con la superficie corporal. El manejo de estas lesiones se basa, fundamentalmente, en retirar el producto químico del contacto con la piel de la víctima, tan rápidamente como sea posible.

Las pautas de actuación son:

Iniciar cuanto antes el lavado de la piel, con agua abundante o suero biológico, pero no a presión

Deben retirarse todos los objetos en contacto directo con la piel: ropa, zapatos, relojes, pulseras, anillos y otras joyas.

Hay que tener especial cuidado en no tocar la sustancia química al manejar al lesionado. En este caso, sería necesario lavar, igualmente, la zona afectada.

Las quemaduras de los ojos deben lavarse al menos durante 20 minutos.

Deben cubrirse las áreas quemadas con apósitos estériles y húmedos.

Algunas sustancias químicas, como el fenol, no son solubles en agua, debiendo utilizarse aceite como elemento de limpieza

Posteriormente, deben investigarse los signos y síntomas que puedan expresar lesiones de órganos vitales, para iniciar las maniobras de soporte inmediatamente.

CAPITULO II

MATERIAL DE LABORATORIO

II.1 USO DEL MATERIAL E INSTRUMENTOS DE LABORATORIO

Gracias al avance de la tecnología, el hombre se vale para realizar sus actividades de una serie de aparatos e instrumentos de laboratorio que le permiten facilitar su trabajo y obtener una mejor calidad. El laboratorio es la instalación o local donde se desarrollan las ciencias experimentales, está provisto de aparatos, instalaciones especiales, materiales, recipientes, sustancias y elementos indispensables, en donde podemos llevar a la práctica a través de los experimentos, todos los hechos que observamos en nuestra experiencia y obtenemos de esta manera los datos o la información que confirmará lo visto en teoría.

El laboratorio ha representado en la historia de la química un apoyo muy importante en donde los hombres de ciencia se han dedicado a buscar respuestas a sus dudas y soluciones a sus problemas de investigación, a continuación se muestra únicamente parte del equipo que se tiene en el laboratorio, pero que para este trabajo es suficiente para realizar las siguientes prácticas.

HORNO MUFLA DE MESA (Fig. 1 de la página 26)

APLICACIONES.

Es ideal para una gran variedad de aplicaciones, tales como calcinación de muestras orgánicas e inorgánicas; trabajos ortodónticos, puentes, coronas e incrustaciones; tratamiento de calor de muestras minerales, determinación de calcio, sólidos en suspensión y volátiles, evaporación y secado en general; fundición, pruebas de manición, análisis gravimétricos etc

CARACTERISTICAS.

- Un aislante de fibra de cerámica rodea la cámara calentadora logrando así máxima eficiencia de energía y rápido calentamiento.*
- La propiedad liviana de la fibra de cerámica hace el horno compacto y eficiente en el uso de espacio.*
- Los elementos calentadores están empotrados en un refractario especial de cemento, para proveer una excelente distribución del calor.*

- *El interruptor de seguridad instalado en la puerta suspende la energía a los elementos calentadores cuando la puerta está abierta.*
- *Cuando la puerta está abierta puede servir como un estante para cargar y descargar la cámara*

BURETA (Fig. 2 de la página 26)

Los niveles de líquidos incoloros son perfectamente visibles. Calibrada individualmente para cumplir con los requisitos más exigentes de exactitud de las especificaciones ASTM E287 la llave de paso no gotea en absoluto cuando se utiliza con el tapón lubricado.

Excelente para uso general en escuelas, laboratorios industriales etc

GOTERO (Fig. 3 de la página 27)

Sirven para succionar o administrar las soluciones con conteo de gotas son seguros y económicos, además permite observar el nivel del líquido.

EMBUDO (Fig. 4 de la página 27)

Sirve para prevenir el desperdicio o derramamiento innecesario o accidental hacia la abertura o boca de un recipiente, incluyendo pipetas; también es ideal donde se requiera filtraciones de volúmenes en trabajos analíticos.

CRISOL DE PORCELANA (Fig. 5 de la página 27)

Es de forma semiesférica y es utilizada para efectuar calcinaciones por su gran resistencia a las altas temperaturas, su uso deberá ser con cuidado.

TUBO DE ENSAYO (Fig. 6 de la página 28)

Sirve para colocar los diferentes líquidos que vamos a utilizar o bien para calentarlos ya que se puede colocar directo a la flama del mechero

VASO DE PRECIPITADO (Fig. 7 de la página 28)

Sirve para medir grandes volúmenes de líquidos que vamos a utilizar en la práctica así como para colocar diferentes líquidos

ESPATULA (Fig 8 de la página 28)

Sirve para tomar las sustancias y depositarlas en los aparatos de medición o bien para llevar materiales de un recipiente a otro.

PINZAS DE MOSS (Fig 9 de la página 29)

Se usan para fijar los tubos de ensayo que son puestos al fuego para aumentar la temperatura de las soluciones, transportándolos de un sitio a otro, de una gradilla a otra o bien para sostenerlos y verter en ellos alguna otra sustancia

TELA DE ASBESTO (Fig 10 de la página 29)

Es una tela de alambre con centro de asbesto, sirve para depositar sobre ella los matraces en el momento en que se van a calentar las sustancias; permite que la distribución del calor sea uniforme

TAPON DE HULE PERFORADO (Fig 11 de la página 29)

Sirve para colocarse en la boca de diferentes instrumentos para permitir el paso de nuevas sustancias o líquidos a través de sus orificios.

MECHERO DE BUNSEN (Fig. 12 de la página 30)

Sirve para aumentar la temperatura de los líquidos o mezclas, esto se logra al quemar el gas con el aire lo que da una cierta energía (calor)

PINZAS PARA MATRAZ (Fig 13 de la página 30)

Son muy útiles para colocar al fuego el matraz a fin de elevar la temperatura de las sustancias que están contenidas en él

SOPORTE UNIVERSAL (Fig. 14 de la página 31)

Sirve para colocar recipientes al fuego con ayuda de accesorios tales como Pinzas para bureta, pinzas para matraz, arillos, tela de asbesto etc.

PROBETA GRADUADA (Fig. 15 de la página 31)

Sirve para contener líquidos o gases, la cual está cerrada por un extremo y por el otro se le puede colocar un tapón para evitar que éstos se tiren o volaticen.

MATRAZ ERLLENMEYER (Fig. 16 de la página 32)

Sirve para contener en cantidades más considerables los líquidos listos para mezclarse o bien ya mezclados para utilizarse en un experimento

BALANZA ANALITICA (Fig. 17 de la página 32)

Sirve para pesar los diferentes materiales que se van a utilizar durante el desarrollo de la práctica en cuestión, además es un instrumento indispensable en todo laboratorio de gran exactitud.

TERMOMETRO (Fig. 18 de la página 33)

Sirve para tomar la temperatura a las diversas sustancias, durante un experimento

VIDRIO DE RELOJ (Fig. 19 de la página 33)

Están hechos de vidrio y son utilizados para colocar sustancias o para separarlas; útiles para tapar los vasos de precipitados.

PIPETA GRADUADA (Fig. 20 de la página 33)

Sirve para hacer mediciones de los líquidos en milímetros.

GRADILLA (Fig. 21 de la página 33)

Pueden ser de madera, lámina o alambre galvanizado, son utilizadas para depositar en ellas los tubos de ensayo, en el momento del experimento y también sirve para guardarlos.

ESCOBILLONES (Fig. 22 de la página 34)

Sirven para lavar los tubos de ensayo, frascos, etc., son indispensables para mantener la limpieza de los utensilios de laboratorio.

GUANTES (Fig. 23 de la página 34)

Son hechos de hule latex, necesarios para protegerse de sustancias como ácidos; permiten y facilitan un manejo seguro de recipientes de laboratorio

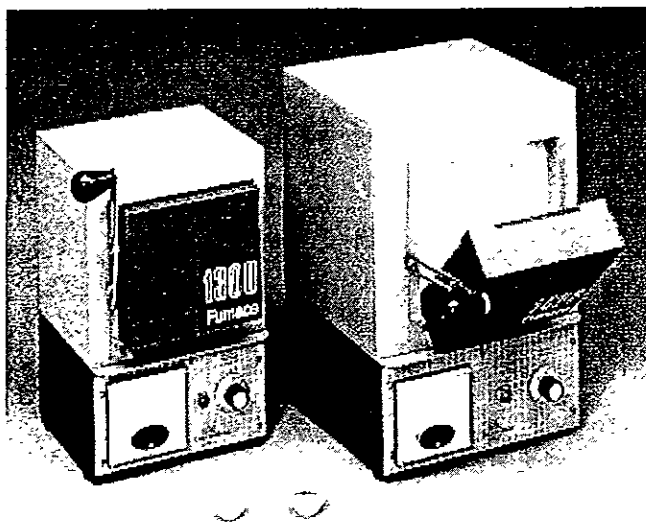


Fig. 1 Horno mufla de mesa

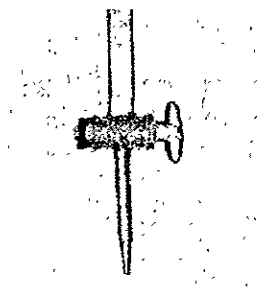


Fig. 2 Bureta

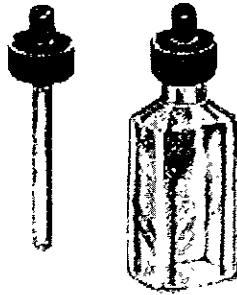


Fig. 3 Gotero



Fig. 4 Embudo



Fig. 5 Crisol de porcelana

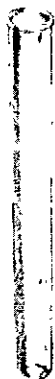


Fig 6 Tubo de ensayo



Fig. 7 Vaso de precipitado



Fig. 8 Espátula

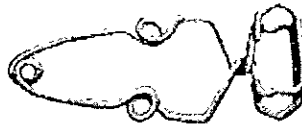


Fig 9 Pinzas de Moss

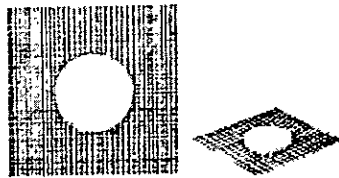


Fig. 10 Tela de asbesto



Fig 11 Tapón de hule

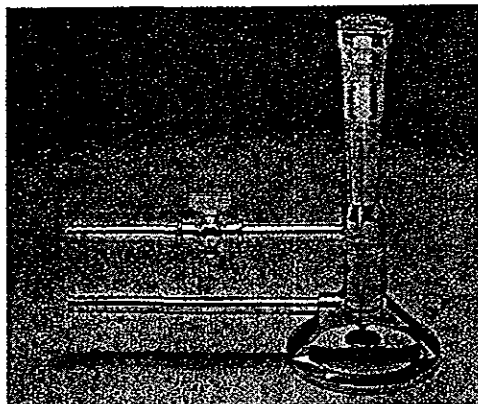


Fig 12 Mechero de Bunsen

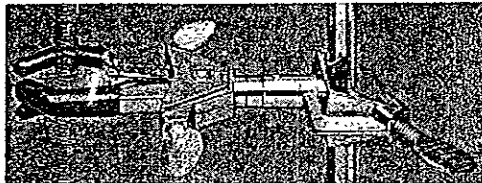


Fig 13 Pinzas para matraz

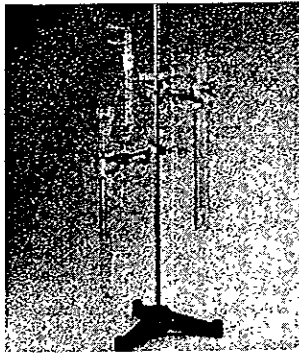


Fig. 14 Soporte universal

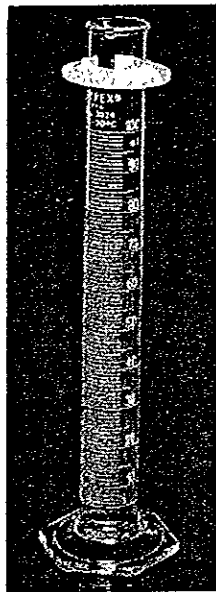


Fig. 15 Probeta graduada



Fig. 16 Matraz Erlenmeyer

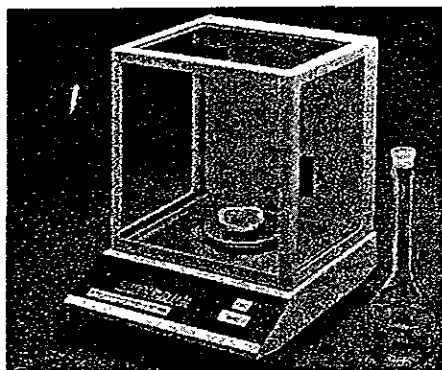


Fig 17 Balanza analítica



Fig. 18 Termómetro



vidrio de reloj

Fig. 19 Vidrio de reloj



pipeta graduada

Fig. 20 Pipeta graduada

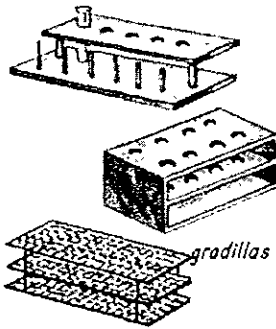
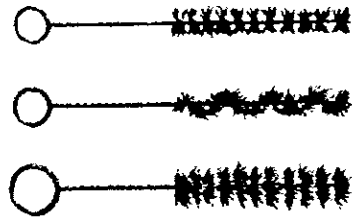


Fig. 21 Gradilla



escobillones

Fig. 22 Escobillones



guantes

Fig. 23 Guantes

II.2 LA BALANZA Y SU MANEJO

La cantidad de una sustancia presente en una muestra se expresa generalmente en porcentaje en peso. Con independencia del método utilizado para la medida del constituyente buscado, debe conocerse el peso de la muestra; si se realiza la determinación de forma gravimétrica, debe medirse, también el peso del producto que contiene del constituyente a determinar; los métodos volumétricos exigen la preparación de disoluciones patrón por pesada exacta de patrones primarios. La balanza analítica es un instrumento analítico importante y la masa una de las magnitudes fundamentales. La balanza analítica está dotada de una alta relación de capacidad a sensibilidad; pocos instrumentos alcanzan este grado de precisión. La balanza analítica es un instrumento un tanto delicado, que no soporta malos tratos, pero que, con los cuidados adecuados, presta excelentes servicios.

La masa de un objeto es una medida de la cantidad de material que contiene y es invariable. El peso de un objeto es una medida de la fuerza ejercida sobre él por la atracción gravitacional de la tierra puesto que la fuerza de la gravedad varía con la latitud y la altitud terrestre. La masa de un objeto se mide por comparación de sus peso con el de una masa conocida. Para un valor constante de la fuerza de la gravedad, las masas son proporcionales a los pesos

La balanza analítica determina masa, porque la gravedad ejerce la misma fuerza sobre el objeto y las pesas. Por conveniencia, el término peso se utiliza como idéntico a masa, aunque no sea verdaderamente correcto, es permisible, una vez advertido, con la condición de utilizar correctamente los conceptos de masa y peso cuando sea preciso.

TIPOS DE BALANZAS

1 Balanza de brazos iguales. Consiste esencialmente en una cruz sustentada en su centro por un soporte o fulcro, de forma que actúa como palanca sencilla. De cada extremo de la cruz, en puntos equidistantes del punto de apoyo central, pende un platillo para colocar el objeto a pesar y las pesas. El objeto (que se coloca en el platillo izquierdo) tiene la misma masa que las pesas (que se colocan en el platillo derecho) cuando la cruz está en posición horizontal, indica que la fuerza gravitacional que actúa en cada uno de los dos brazos es la misma. La posición de la cruz respecto a la horizontal está indicada por una aguja llamada fiel, unida a la cruz y perpendicular a ella que se mueve sobre una escala graduada con un trazo en su centro que está debajo y exactamente en la vertical del fulcro

Toda la balanza está colocada en una vitrina, que la protege constantemente y evita corrientes de aire perjudiciales cuando se hace con ella una pesada. La ventana delantera de la vitrina puede elevarse y bajarse para poder colocar en los platillos los objetos a pesar y las pesas. La nivelación de la balanza se consigue moviendo las patas con tornillo de la vitrina, niveles de burbuja colocados en la base que indican cuando está nivelada. Las diferentes partes de una balanza de brazos iguales con reiter se ilustra en la fig. 2-1

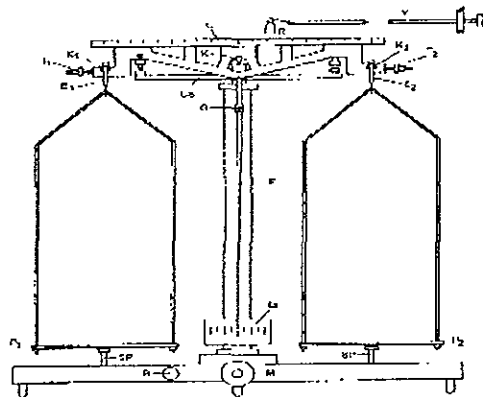


Fig. 2-1 Diagrama de una balanza de brazos iguales con reiter.

PARTES DE UNA BALANZA DE BRAZOS IGUALES

C, cruz; K, cuchilla central; P_1 , P_2 , platillos sustentados por los estribos E_1 , E_2 , con soportes sobre las cuchillas terminales K_1 , K_2 ; T_1 , T_2 , tornillos de ajuste del equilibrio horizontal; M, mando de control del soporte de la cruz CS, SP, soportes de los platillos movidos por el botón B; F, fiel que se mueve a lo largo de la escala Es, G, contrapeso de ajuste del centro de gravedad, R, reiter que se coloca en la cruz manejando la varilla V.

2 *Balanza de cadena con cruz dentada. En la parte superior de la cruz está dentada a intervalos adecuados a lo largo de su longitud para colocar en las divisiones un reiter que permite añadir pesos hasta de 1 g en incrementos de 0.1 g en combinación con una cadena de 100 mg, las oscilaciones del fiel a lo largo de la escala graduada para la determinación del punto cero y de los puntos de equilibrio, puede omitirse cuando la balanza está equipada con un dispositivo de amortiguación por aire o magnético que frena las oscilaciones, de forma que el fiel se detiene en un lapso pequeño de tiempo. En la fig.2-2 se muestra este tipo de balanza*

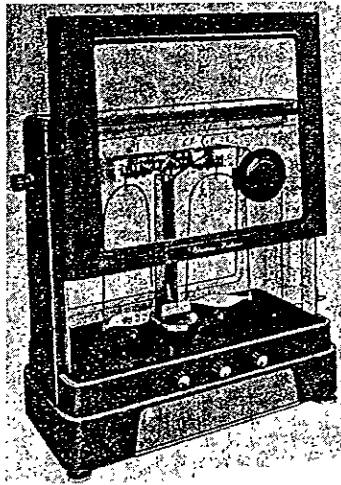


Fig. 2-2 *Balanza de cadena con cruz dentada y amortiguación magnética. (cortesía de Christian Becker División of the Torsion Balance Co.)*

3. *Balanza analítica monoplato* Esta balanza es adecuada para hacer pesadas muy rápidas utilizando el principio de sustitución. El platillo de la balanza y las pesas están suspendidos del mismo extremo de la cruz, cuyo peso está compensado en el extremo opuesto; además la balanza está amortiguada mediante un amortiguador de aire. Para pesar un objeto en el platillo se retiran pesas de la cruz de forma que se restablezca la posición en el momento en que la próxima pesa separada sobrepase el peso del objeto; el peso total de las pesas separadas queda registrado en una escala. La diferencia de peso entre la posición de equilibrio y el punto cero de la cruz queda indicada en una escala óptica de proyección, cuya amplitud corresponde a un peso igual al de la pesa más pequeña de la balanza (En la balanza Mettler, tipo H5 o H6, toda la escala óptica equivale a 1.000 mg) por medio de un índice y nonio, la lectura permite apreciar 0.1 mg. este tipo de balanza se aprecia en la fig. 2-3

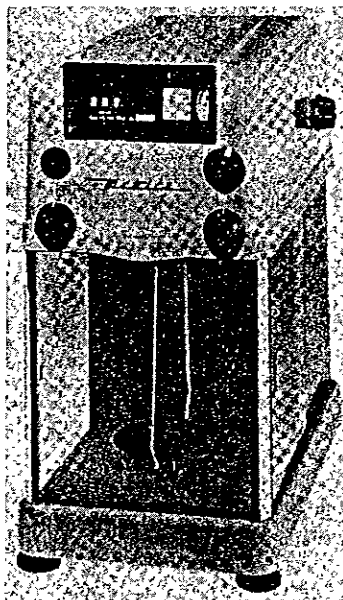


Fig. 2-3 *Balanza analítica monoplato (cortesía de Mettler Instrument Corp.)*

4. *Balanza electrónica Sartorius Hoy en día la investigación y producción en los laboratorios requiere cada vez mayor precisión y sensibilidad en los instrumentos de pesar, para obtener resultados más exactos y pesadas mucho más rápidas., para ello se cuenta con balanzas electrónicas de diferentes modelos y capacidades, un ejemplo de ello son las balanzas de la serie AC Sartorius MCI que además de las características convencionales incluye un chip de microcomputadora de 40 MHz para una rapidísima pesada, un fácil acceso al menú, un respaldo de pantalla reflector LCD con ajuste automático a luz/oscuras según el lugar y 4 filtros digitales que filtran hacia el exterior las vibraciones y movimientos para una rápida estabilización, calibración automática y triple memoria de respaldo adicional, su velocidad de restauración es alta con ayuda de servicios computarizados (cas) por ejemplo una computadora laptop. Incluye programas de aplicación estándar en % de peso, además se puede conectar a PCs o impresoras para registrar todas las pesadas las cuales pueden dar lecturas de hasta diezmilésimas de gramo. Ejemplos de este tipo de balanzas se muestran a continuación.*

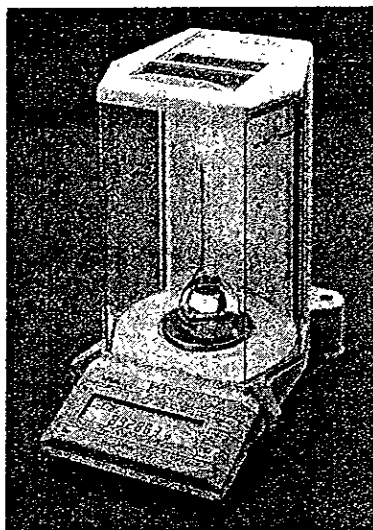


fig 2-4 Balanza electrónica Sartorius Modelo AC210S

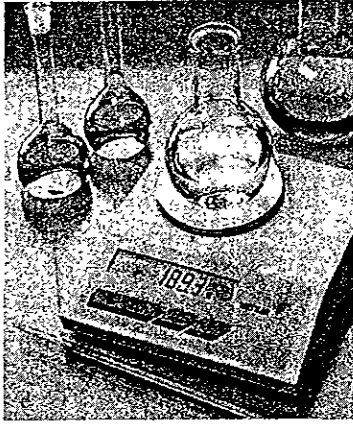


fig 2-5 Balanza Electrónica Mettler

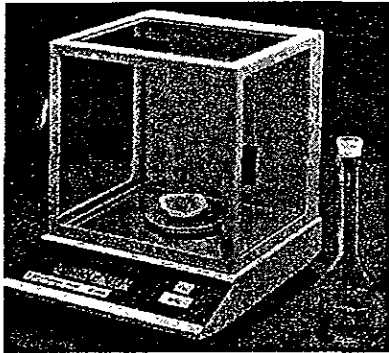


fig 2-6 Balanza Electrónica Sartorius Modelo AC120S

REQUISITOS DE UNA BALANZA ANALITICA.

1. La balanza debe ser exacta: es decir, debe dar resultados correctos en pesadas repetidas del mismo objeto y debe conservar su posición original horizontal cuando se colocan masas iguales en ambos platillos. Para ello, deben cumplirse las exigencias de construcción siguiente:

a) Los brazos deben tener la misma longitud, con diferencias admisibles de solo algunas partes por millón. Cuando las pesadas se verifican por diferencia, una leve desigualdad de los brazos no da lugar a error, debido a una compensación de los errores individuales. Cuando se necesitan masas absolutas, debe tenerse en cuenta cualquier desigualdad de los brazos

b) Las aristas de las tres cuchillas deben estar en el mismo plano y ser paralelas.

2. La balanza debe ser sensible, ésto es, debe acusar diferencias muy pequeñas de peso. La sensibilidad de una balanza se determina por el desplazamiento del fiel, contado en divisiones de la escala, producido por una pequeña sobrecarga en el platillo. La sensibilidad depende de los siguientes factores:

a) El desplazamiento del fiel es directamente proporcional al valor de la sobrecarga, siempre que ésta sea pequeña. En las balanzas analíticas ordinarias se utiliza una sobre carga de 1 mg para la determinación de la sensibilidad.

b) La sensibilidad es directamente proporcional a la longitud del brazo de la balanza. En igualdad del resto de las características, las balanzas de brazos largos son más sensibles que las de brazos cortos

c) La sensibilidad es inversamente proporcional al peso del sistema móvil (cruz, platillos y carga). Cuanto menor sea este peso, mayor es la sensibilidad. Por ello, las piezas de la balanza se fabrican con metales ligeros, como aluminio o aleaciones de aluminio y magnesio. Entre la balanza sin carga y cargada a su capacidad total, la sensibilidad no debe descender en más de un 40 % a 50 %.

d) También la sensibilidad es inversamente proporcional a la distancia entre el centro de gravedad y el punto de apoyo; cuanto más corta sea esta distancia, mayor es la sensibilidad.

e) La fricción debe ser mínima; a medida que la fricción aumenta la sensibilidad disminuye. Para evitar el deterioro de las aristas de las cuchillas debe manejarse la balanza con cuidado. Las superficies de apoyo deben conservarse exentas de polvo; de vez en cuando, alguien que conozca el procedimiento adecuado, debe limpiar las balanzas con un pincel de pelo de camello.

3. La balanza debe ser rápida para no emplear demasiado tiempo en la lectura de las oscilaciones.

4. La balanza debe ser estable, es decir, después de puesta en movimiento, debe oscilar y volver a su posición original. Esto se verifica si el centro de gravedad del sistema móvil está bajo el punto de apoyo.

MÉTODOS PARA LA DETERMINACION DEL PUNTO DE EQUILIBRIO

1. Método de las oscilaciones. Es el más adecuado para principiantes y de hecho es el utilizado siempre para la calibración de pesas.

2. Método de la desviación. Se define como el punto donde cambia de sentido la oscilación del fiel, en una oscilación ideal que tuviese el cero como centro. Las oscilaciones se designan con los signos + y - a cada uno de los lados del cero de la escala (centro). La desviación es la suma algebraica de la media de las lecturas positivas y negativas.

3. Método de las oscilaciones cortas. El reiter (o la cadena), se ajustan por tanteo hasta que el fiel oscile una distancia igual a cada lado del centro de la escala. El procedimiento es lento.

METODO DE PESADA

1. Pesada directa. Este método es satisfactorio para el trabajo analítico ordinario, en que el peso de las muestras: precipitados, substancias, etc , se obtienen por diferencia, si los brazos de la balanza son desiguales y se necesitan conocer masas absolutas, el peso determinado puede corregirse mediante la relación de los brazos de la balanza.

2. Pesada por sustitución. El objeto se coloca en uno de los platillos y se nivela la balanza con una tara conveniente, como arena o perdigones, en el otro platillo. Se retira luego el objeto y se sustituye por pesas hasta contrarrestar exactamente el peso de la tara.

3. Pesada por transposición (doble pesada). Si los brazos de la balanza son desiguales, el peso verdadero de un objeto puede hallarse pesándolo primeramente en uno de los platillos y después en el otro. Este método también conocido como método de Gauss, permite alcanzar doble precisión que el de sustitución y se utiliza con frecuencia en la calibración de pesas.

ERRORES DE PESADA.

Las principales fuentes de error y los medios de eliminarlos o corregirlos son los siguientes:

- 1. Desigualdad de los brazos de la balanza*
- 2. Aristas de las cuchillas no planas o no paralelas.*
- 3. Pesas inexactas.*
- 4. Efectos de la temperatura.*
- 5. Electrización.*
- 6 Sustancias tomadas de la atmósfera*

MANEJO DE LA BALANZA ANALITICA.

OBJETIVO

Al terminar el estudio y desarrollo de esta práctica, a través de los experimentos realizados, el alumno será capaz de.

- 1. Aprender el principio de funcionamiento de la balanza analítica.*
- 2. Conocer las partes de que está constituida la balanza analítica.*
- 3 Conocer la técnica para realizar una pesada*
- 4. Realizar en forma correcta la pesada de un objeto.*
- 5. Aprender a evitar distintos errores de procedimiento.*

EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS

- 1 Balanza analítica*
- 1 Crisol de porcelana*
- 1 Vaso de precipitado de 100 ml*
- 1 Cepillo para limpiar el plato de la balanza*

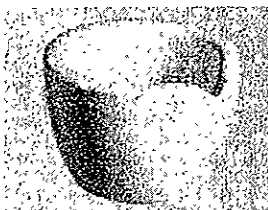


Fig 2-7 Crisol de porcelana

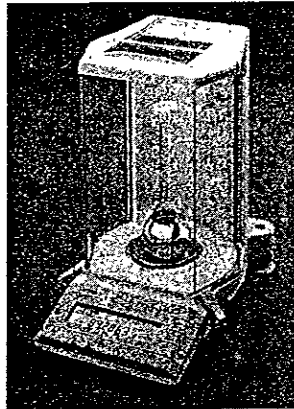


Fig. 2-8 Balanza electrónica

DESARROLLO.

- 1. Asegurarse que la masa del objeto no sobrepase la capacidad de la balanza.*
- 2. Controlar que la balanza esté nivelada, la burbuja de aire del nivel debe encontrarse en el centro del círculo. En caso contrario, se lleva la burbuja al centro atornillando o destornillando los tres pies de la balanza.*
- 3. Controlar que el astil se encuentre en posición bloqueada. En estas condiciones el indicador de la perilla del lado izquierdo debe estar hacia arriba.*
- 4. Las perillas deben marcar cero en la pantalla de lectura*
- 5. Las puertas de la balanza deben estar cerradas. La cámara de pesada y el platillo deben estar perfectamente limpios*
- 6. Liberar completamente el astil con la perilla del lado izquierdo de la balanza*
- 7. Efectuar el ajuste a cero, con el platillo vacío y las puertas cerradas. Para ajustar a cero se gira la perilla situada del lado derecho de la tapa.*
- 8. Bloquear el astil.*
- 9. Abrir una puerta y colocar el objeto a pesar sobre el plato y cerrar la puerta.*
- 10. Liberar parcialmente el astil girando la perilla izquierda a la posición de prepesada.*
- 11. Retirar pesas patrón mediante las perillas situadas en el frente de la balanza, acercándose a los 100 mg más cercanos por defecto.*
- 12. Liberar completamente el astil (indicador de perilla hacia atrás)*

13. *Esperar que se establezca la escala óptica que se proyecta sobre el vidrio deslustrado.*
14. *Hacer el ajuste de los décimos de mg con el vernier. Efectuar la lectura hasta el décimo de mg*
15. *Apuntar la lectura.*
16. *Bloquear el astil*
17. *Abir la puerta y retirar el objeto.*
18. *Cerrar la puerta y regresar las perillas a cero.*

II.3 LIMPIEZA

Toda balanza debe conservarse exenta de polvo, para evitar una mayor fricción entre las partes en contacto para ello de vez en cuando, alguien que conozca el procedimiento adecuado debe limpiar la balanza; pues debe dar resultados iguales en pesadas repetidas del mismo objeto.

Pues a medida que la fricción aumenta la sensibilidad disminuye y por consiguiente el error en alguna pesada aumenta considerablemente. La balanza es un instrumento delicado que no soporta malos tratos, pero que, con los cuidados adecuados, nos proporciona excelentes servicios.

Es por ello que se debe conservar limpia

CAPITULO III

PREPARACION DE SOLUCIONES

III.1 PREPARACION DE UNA SOLUCION DE NITRATO DE PLATA.

- 1 *Primero hay que preparar una solución de cloruro de sodio (NaCl), de la siguiente forma:*
 - a) *Se pesan 1.0 g de NaCl dentro de un pesafiltro en la balanza electrónica.*
 - b) *Se tapa y se coloca en la estufa durante 2 horas a 110 ° C, para extraer las partículas de agua*
 - c) *Se coloca en el desecador hasta que enfríe y se vuelve a pesar, tomando este último valor como real para el NaCl.*
 - d) *Se disuelve en agua destilada hasta 1000 ml en un matraz aforado.*
2. *Sobre el vidrio de la balanza se pesan aproximadamente 17 g de nitrato de plata AgNO₃ y se afora con agua destilada en un matraz de 1000 ml.*
3. *Se procede a titular esta solución con la solución estándar de cloruro de sodio (NaCl). Primero se colocan 10 ml de cloruro de sodio en un matraz Erlenmeyer, agregándole de 20 a 25 ml de agua destilada y de 3 a 5 gotas de cromato de indicador, dando una coloración amarilla.*
- 4 *En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cuál se afora con solución valorada de nitrato de plata AgNO₃.*
- 5 *Se coloca el matraz debajo de la bureta en el mismo soporte y se comienza a gotear AgNO₃ dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color amarillo a rosa. En este momento se deja de gotear*
6. *Se anota el volumen gastado de AgNO₃ y se calcula la normalidad de la solución por medio de la siguiente expresión:*

$$N = \frac{\text{ml de sol. de NaCl} \times N \text{ de la sol. de NaCl}}{\text{ml de nitrato gastado}}$$

III 2 PREPARACION DE UNA SOLUCION VALORADA DE ACIDO CLORHIDRICO.

1. Primero se prepara una solución estándar de carbonato de sodio, de la siguiente forma:
 - a) Se pesa 1.0 g de Na_2CO_3 dentro de un pesafiltro en la balanza electrónica
 - b) Se tapa y se coloca en la estufa durante .2 horas a 110°C , para extraer las partículas de agua
 - c) Se coloca en el desecador hasta que enfríe y se vuelve a pesar, tomando este último valor como real para el Na_2CO_3
 - d) Esta sal se disuelve en agua destilada en un matraz aforado de 1000 ml.
- 2 Se miden aproximadamente 8.5 ml de HCl y se aforan en un matraz de 1000 ml con agua destilada
- 3 Se procede a titular ésta solución con la solución estándar de carbonato de sodio. Primero se colocan 50 ml de solución estándar de carbonato de sodio en un matraz Erlenmeyer, agregándole de 3 a 5 gotas de indicador anaranjado de metilo, dando como resultado una coloración amarilla
- 4 En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cual se afora con solución valorada de HCl
- 5 Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear HCl dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color amarillo a canela pálido. En este momento se deja de gotear.
- 6 Se anota el volumen gastado de HCl y se calcula la normalidad de la solución por medio de la siguiente expresión:

$$N \text{ del HCl} = \frac{\text{ml de sol. De } \text{Na}_2\text{CO}_3 \times N \text{ sol. De } \text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{ml gastados de HCl}}$$

$$N \text{ sol. De } \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \times 0.01887$$

III.3 PREPARACION DE UNA SOLUCION VALORADA DE E.D.T.A..

Las reacciones químicas suelen llevarse a cabo entre dos mezclas de sustancias, casi nunca entre dos sustancias puras. Uno de los tipos de mezclas más comunes es la solución (en la naturaleza, la mayor parte de las reacciones se verifican en soluciones acuosas). Una solución es una mezcla homogénea de moléculas, átomos o iones de dos o más sustancias diferentes. Una solución se considera como una mezcla debido a que su composición es variable. Las soluciones son homogéneas, pues su composición es tan uniforme que no es posible detectar la presencia de partes diferentes, ni siquiera con un microscopio óptico.

A veces también es útil considerar como soluciones algunas suspensiones coloidales sujetas a movimiento browniano, y hay también soluciones sólidas en las que un sólido está uniformemente disuelto en otro. De la mayoría de las soluciones se puede decir que tienen un componente mayoritario llamado disolvente, y uno o más componentes minoritarios llamados solutos. Normalmente el disolvente es un líquido, mientras que los solutos pueden ser sólidos, líquidos o gases.

Además de la composición cualitativa de la solución, hay que hacer algunas especificaciones sobre la cantidad presente de cada componente. Normalmente solo se especifican las cantidades relativas de los componentes, dado que las propiedades de las soluciones no dependen de las cantidades absolutas de las sustancias presentes. La cantidad relativa de una sustancia se denomina concentración, para dar origen a una solución valorada. Dicha concentración se puede expresar:

- a) Por ciento en peso. Cuando se expresa así se refiere al soluto.
- b) Por ciento en volumen. La concentración de una solución de dos líquidos se expresa generalmente en forma de porcentaje de volumen, pues es la medición más conocida para líquidos.
- c) Fracción mol. Es el número de moles del componente uno dividido entre el número total de moles de todos los componentes de la solución.
- d) Molalidad. Es el número de moles de soluto en 1000 g de solvente.
- e) Molaridad. Es la unidad de concentración más común. La molaridad de una solución es el número de moles de soluto en un litro de solución.
- f) Normalidad. Es el número de pesos equivalentes de soluto en un litro de solución.

El E.D.T.A. Es el ácido etilendiamino tetraacético; en español sería AEDT, pero los químicos suelen utilizar las siglas del nombre en inglés.

PROCEDIMIENTO

- 1 Primero hay que preparar una solución estándar de carbonato de calcio, de la siguiente forma:
 - a) En la balanza electrónica se toma el peso del pesafiltro vacío
 - b) Una vez realizada la medición anterior, se pesan 0.2 g de carbonato de calcio.
 - c) Se coloca tapado en la estufa durante 2 horas a 110 ° C, para extraer las partículas de agua.

- d) Se coloca en el desecador una vez transcurridas las 2 horas y se espera a que se enfríe
- e) Una vez frío, se vuelve a pesar tomando como valor real de la masa de carbonato de calcio esta última medición.
- f) Se disuelve esta sal con una solución de HCl diluida a 100 ml al 1% (99 ml de agua destilada y 1 ml de HCl).
2. Sobre el vidrio de la balanza analítica se pesan aproximadamente 8.5 g de EDTA.
 3. Se disuelve el soluto anterior en agua destilada, después se afora en un matraz de 1000 ml.
 4. Se procede a titular esta solución con la solución estándar de carbonato de calcio anteriormente preparada. Primero se colocan 5 ml de carbonato de calcio en un matraz Erlenmeyer, agregándole de 20 a 25 ml de agua destilada de 3 a 5 gotas de trietanolamina más 3 ml de NaOH (Hidróxido de sodio) y como indicador 0.1 g de murexide. De toda esta combinación nos resultará una coloración rosa.
 5. En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cual se afora con solución valorada de EDTA, preparada en el paso número 3.
 6. En el mismo soporte se coloca el matraz, colocándolo debajo de la bureta
 7. Se comienza a gotear EDTA dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color rosa a azul o violeta, en este preciso momento se deja de gotear.
 8. Se anota el volumen de EDTA gastado indicando en la bureta y se procede a calcular la molaridad de la solución con la siguiente expresión:

$$M \text{ de EDTA} = \frac{\text{ml de sol. De carbonato de calcio} \times M \text{ de la sol. De carbonato de calcio}}{\text{ml de EDTA gastados}}$$

III.4 PREPARACION DE UNA SOLUCION VALORADA DE DICROMATO DE POTASIO. ($K_2Cr_2O_7$)

- 1 Primero se prepara una solución estándar de cloruro férrico, de la siguiente forma:
 - a) Sobre el vidrio de la balanza electrónica se pesa 1.0 g de cloruro férrico.
 - b) Se disuelve en agua destilada en un matraz aforado de 1000 ml.
2. Después se prepara una mezcla de ácidos. Mezclando 300 ml de ácido sulfúrico y 300 ml de ácido fosfórico, más 400 ml de agua destilada.
- 3 Sobre el vidrio de la balanza se pesan aproximadamente 0.88 g de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) y se aforan en un matraz de 1000 ml con agua destilada.
4. Se procede a titular esta solución. Primero se colocan 50 ml de solución estándar de cloruro férrico en un matraz Erlenmeyer, agregándole 25 ml de ácido clorhídrico (HCl).
5. Después se calienta casi al punto de ebullición, al mismo tiempo que se le agregan gotas de cloruro estannoso hasta que se torne incoloro.
- 6 Se deja enfriar a temperatura ambiente y una vez frío se le agregan 25 ml de cloruro de mercurio más 15 ml de mezcla de ácidos (preparados en el paso 2) con mucha "precaución" y como indicador se le agregan de 3 a 5 gotas de difenilamina, dando una coloración azul
7. En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cuál se afora con solución valorada de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$)
- 8 Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear dicromato de potasio dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color azul a violeta. En este momento se deja de gotear
- 9 Se anota el volumen gastado de ($K_2Cr_2O_7$) y se procede a calcular la normalidad de la solución por medio de la siguiente expresión:

$$N. \text{ de } (K_2Cr_2O_7) = \frac{\text{ml de sol. De Fierro} \times N \text{ sol. De Fierro}}{\text{ml gastados de } (K_2Cr_2O_7)}$$

DONDE.

$$N \text{ solución de Fierro} = g \text{ FeCl}_2 \times 0.002 = 0.00255$$

CAPITULO IV

ANALISIS QUIMICO DEL AGUA DE FORMACION.

IV I DETERMINACION DE CLORUROS

El cloruro puede determinarse volumétricamente con nitrato de plata por cualquiera de los métodos siguientes. El método de Mohr queda limitado a las disoluciones casi neutras. El de Fajans puede utilizarse para disoluciones débilmente ácidas o alcalinas cuyo (pH esté entre 5 y 9). El método de Volhard es aplicable en presencia de ácido nítrico

DESCRIPCION DE LOS DIFERENTES METODOS.

1. Método de Mohr. En matraces Erlenmeyer pesar por triplicado muestras de 0.15 a 0.17 g (nota 1 de la siguiente página) del cloruro problema seco. En otro matraz, poner unos 0.3 g (pesados aproximadamente) de carbonato cálcico exento de cloruro. A cada uno de los matraces, añadir unos 75 ml de agua destilada y 1 ml de disolución indicadora de cromato potásico al 5%. Se añade gota a gota una disolución de nitrato de plata a la suspensión de carbonato cálcico con ayuda de una bureta hasta la aparición de un tinte rojo anaranjado permanente claramente detectable, diferente del color amarillo del ion cromato (notas 4 y 5). Valorar la primera muestra de cloruro con disolución de nitrato de plata hasta la primera tonalidad rojo anaranjado permanente y comparar el color con el de la prueba en blanco.

Valorar la segunda muestra y comparar la coloración con la de la primera. Agítense ambas muestras para que quede suspendido el precipitado cuando se comparan los colores. Añadir a una de estas muestras valoradas un cristalito de cloruro sódico o potásico para establecer el color amarillo. Este procedimiento da ahora dos muestras para la comparación, una en un punto justamente anterior al de equivalencia y otra en un punto justamente después del punto de equivalencia.

Valorar la tercera muestra y compararla con las dos anteriores para apreciar el punto final. Corregir los volúmenes gastados deduciendo el volumen consumido por la prueba en blanco, hacer los cálculos e informar sobre el porcentaje de cloro en la muestra.

2. Método de Fajans (indicador de adsorción). En matraces Erlenmeyer se pesan por triplicado muestras de 0.15 a 0.17 g del cloruro problema seco (nota 1) Disolver la muestra en unos 75 ml de agua destilada, añadir 5 ml de disolución de dextrina al 5% (nota 2) y 10 gotas de indicador dicloro-fluoresceína al 0.1%. Valorar, en luz difusa (nota 3) con una disolución patrón de nitrato de plata hasta el primer viraje permanente de amarrillento a rojo salmón en la suspensión y en el precipitado depositado. No es posible

utilizar prueba en blanco. Hacer los cálculos e informar del porcentaje de cloro en la muestra

3. Método de Volhard: modificación de Caldwell. Pésense tres muestras de 0.15 a 0.17 g de cloruro problema seco en matraces o frascos que puedan taparse con tapones de vidrio (nota 6). Disuélvase cada muestra en unos 75 ml de agua destilada, añadiendo después 10 ml de ácido nítrico exento de cloruro y recién hervido. Con ayuda de una bureta añadir una disolución patrón de nitrato de plata hasta que haya en la mezcla un exceso. Cerca del punto de equivalencia coagulará el precipitado. Cuando ésto ocurra, agitar bien, dejar sedimentar el precipitado y añadir un poco más de nitrato de plata al líquido sobrenadante. Si la precipitación es completa, no se originará más precipitado ni enturbiamiento. Continúese añadiendo reactivo hasta que se esté seguro de que hay nitrato de plata en exceso. Añadir entonces unos 2 ml de nitrobenzeno, tapar el matraz y agitar enérgicamente.

Añadir 5 ml de indicador alumbre férrico y valorar el exceso de ion plata con una disolución patrón de tiocianato potásico. Cuando aparece en la disolución la primera tonalidad roja, agitar circularmente el contenido y dejar después que se sedimente el precipitado. Si ha desaparecido el color rojo, agregar más tiocianato gota a gota hasta que aparezca de nuevo. Continuar de esta forma, hasta que después de una de las agitaciones, el líquido quede con un color rojo débil, pero permanente.

Del volumen total de la disolución de nitrato de plata utilizado, se resta el volumen de nitrato de plata equivalente al tiocianato potásico gastado en la valoración por retroceso, para obtener el volumen neto de nitrato de plata consumido en la precipitación del cloruro.

NOTAS

- 1 Los pesos indicados son los que se toman cuando las muestras tienen una proporción elevada de cloruro. Para contenidos más bajos en cloruro, tómense muestras proporcionalmente mayores.
2. Se aprecia mucho mejor el punto final observándolo bajo una luz amarilla.
3. Solo deben ser necesarias unas cuantas gotas de nitrato de plata. Esta prueba en blanco es necesaria para determinar la cantidad de reactivo valorante que reacciona con el indicador cromato para formar una cantidad visible de cromato de plata. Se utiliza el carbonato cálcico para simular el precipitado que se obtiene en la valoración del cloruro.

4. *En la utilización de indicadores de adsorción es fundamental que mantenga el precipitado bien disperso en partículas pequeñas para que presente una elevada superficie específica. La dextrina impide la coagulación del precipitado de cloruro de plata.*
3. *Si antes de alcanzarse el punto de equivalencia se oscurece intensamente a causa de acción fotoquímica, no es posible determinar con exactitud el punto final. En este caso, valórese una nueva muestra con luz más atenuada y valorar más deprisa hasta cerca del punto final para terminar, como siempre, gota a gota.*
6. *Se realiza mejor la valoración en un matraz o frasco que puede taparse después de añadido el nitrobenzeno. En la valoración por retroceso, no obstante, deben evitarse las sacudidas demasiado enérgicas, aunque se necesita una buena homogeneización de la mezcla*

DETERMINACION DE CLORUROS.

OBJETIVO:

Determinar la cantidad de cloruros presentes en una muestra de agua extraída de la formación

EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS.

- 1 Soporte universal.*
- 1 Bureta graduada.*
- 1 Probeta graduada.*
- 1 Matraz Erlenmeyer.*
- Pinzas para bureta.*

Agua de formación.
Agua destilada
Cromato de potasio
Solución valorada de AgNO_3

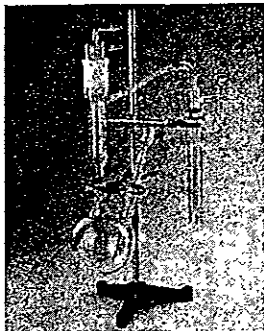


Fig. 4.1.1 Soporte universal

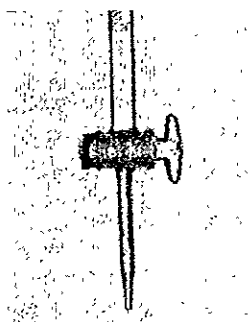


Fig. 4.1.2 Bureta graduada

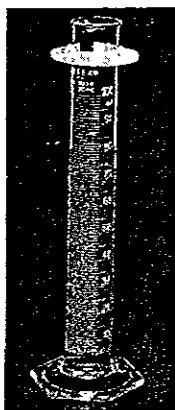


Fig. 4.1.3 Probeta graduada



Fig. 4.1.4 Matraz Erlenmeyer

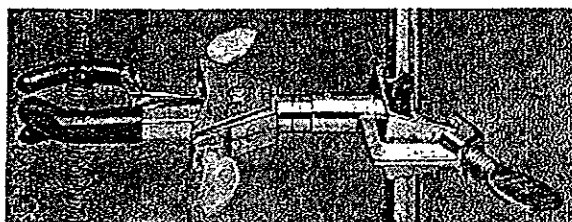


Fig. 4.1.5 Pinzas para bureta

DESARROLLO

1. En una probeta graduada se vierten 10 ml de agua de formación que contengan sales de cloruros.
2. Se vierten los 10 ml de agua de formación en el matraz Erlenmeyer y se diluyen con 20 ó 25 ml de agua destilada, agregándole de 3 a 5 gotas de cromato de amonio $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$
3. Agite hasta que se observe un color amarillo.
4. En el soporte universal se coloca la bureta (previamente lavada) y se llena o afora a ceros con la solución de nitrato de plata AgNO_3
5. Se coloca debajo el matraz Erlenmeyer y se comienza a gotear lentamente al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de un color amarillo a rosa permanente, en ese momento se deja de gotear.
6. Se anota la lectura de ml gastados de nitrato de plata AgNO_3 y se calculan los mg/l de cloruros contenidos en la muestra mediante la siguiente expresión.

$$\text{mg/l de Cl} = \frac{V \times N \times 35.5 \times 100}{V_m}$$

donde:

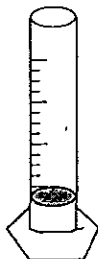
V = volumen gastado de solución de AgNO_3 (ml).

V_m = Volumen de la muestra (ml).

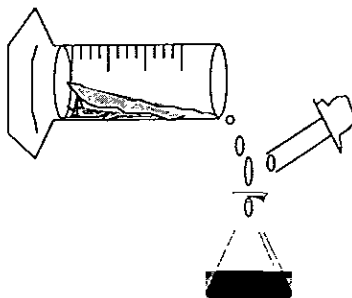
N = Normalidad de la solución de AgNO_3 . (0.017)

35.5 = Equivalente químico del ion Cloro-

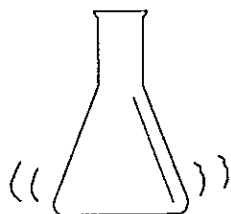
DETERMINACION DE CLORUROS



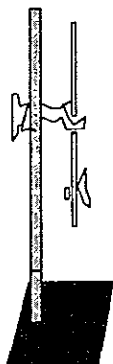
- 1 Se vierten 10 ml de agua de formación que contenga las sales de cloruros.



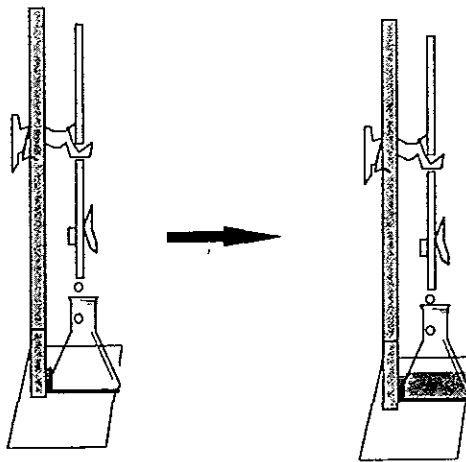
- 2 Los 10 ml de agua se diluyen con 20 ó 25 ml de agua destilada, agregándole de 3 a 5 gotas de cromato de amonio



3. *Agite hasta que se observe un color amarillo.*



4 *Se coloca la bureta en el soporte universal y se afora a ceros con la solución de nitrato de plata.*



5. Se coloca debajo el matraz y se empieza a gotear lentamente agitando continuamente hasta que vire de un color amarillo a rosa permanente.

6. Se anota la lectura de ml gastados de nitrato de plata y se calculan los ml/l de cloruros contenidos en la muestra mediante la siguiente expresión:

$$\text{mg/l de Cl} = \frac{V \times N \times 35.5 \times 1000}{V_m}$$

donde

- V = volumen gastado de solución de AgNO_3 (ml)
- V_m = Volumen de la muestra (ml)
- N = Normalidad de la solución de AgNO_3 . (0.017)
- 35.5 = Equivalente químico del ion Cloro-

PREPARACION DE LAS SOLUCIONES UTILIZADAS PARA ESTA PRACTICA.

SOLUCION VALORADA DE NITRATO DE PLATA.

1. Primero hay que preparar una solución de cloruro de sodio (NaCl), de la siguiente forma:
 - a) Se pesan 1.0 g de NaCl dentro de un pesafiltro en la balanza electrónica.
 - b) Se tapa y se coloca en la estufa durante 2 horas a 110°C , para extraer las partículas de agua.
 - c) Se coloca en el desecador hasta que enfríe y se vuelve a pesar, tomando este último valor como real para el NaCl .
 - d) Se disuelve en agua destilada hasta 1000 ml en un matraz aforado.
2. Sobre el vidrio de la balanza se pesan aproximadamente 17 g de nitrato de plata AgNO_3 y se afora con agua destilada en un matraz de 1000 ml
3. Se procede a titular esta solución con la solución estándar de cloruro de sodio (NaCl). Primero se colocan 10 ml de cloruro de sodio en un matraz Erlenmeyer, agregándole de 20 a 25 ml de agua destilada y de 3 a 5 gotas de cromato como indicador, dando una coloración amarilla.
4. En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cuál se afora con solución valorada de nitrato de plata AgNO_3
5. Se coloca el matraz debajo de la bureta en el mismo soporte y se comienza a gotear AgNO_3 dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color amarillo a rosa. En este momento se deja de gotear.
6. Se anota el volumen gastado de AgNO_3 y se calcula la normalidad de la solución por medio de la siguiente expresión.

$$N = \frac{\text{ml de sol. de NaCl} \times N \text{ de la sol. de NaCl}}{\text{ml de nitrato gastado}}$$

SOLUCION ESTANDAR DE CLORURO DE SODIO.

- 1 Se pesa alrededor de 1.0 g de cloruro de sodio (NaCl).*
- 2 Posteriormente se introduce en la estufa para eliminar las partículas de agua y secarlo a una temperatura de 110° C.*
- 3. Una vez seco el cloruro de sodio (NaCl) se vuelve a pesar en la balanza analítica y se anota el peso.*
- 4. Posteriormente se disuelve en aproximadamente 200 ml de agua.*
- 5. A continuación se diluyen hasta 1000 ml en un matraz aforado.*
- 6 Se calcula la normalidad de la solución estándar de NaCl con la siguiente expresión:*

$$N \text{ de NaCl} = g \text{ de NaCl} \times 0.01710864$$

SOLUCION DE INDICADOR DE CROMATO DE POTASIO.

- 1 Se pesan 5 g de cromato de potasio.*
- 2 Se disuelven en 100 ml de agua destilada.*

IV.2 DETERMINACION DE CARBONATOS (CO_3) Y BICARBONATOS (HCO_3)

El carbono se halla en la naturaleza tanto libre como combinado. Los principales compuestos naturales del carbono son las sustancias orgánicas que se forman en los tejidos de los seres vivos, tanto vegetales como animales, y en los metales que se derivan de éstos, tales como la hulla y el petróleo. Entre los compuestos inorgánicos del carbono más comunes se encuentra el dióxido de carbono y las rocas calcáreas, especialmente las de carbonato de calcio CaCO_3

Siendo los compuestos inorgánicos del carbono más abundantes, los carbonatos y bicarbonatos son sustancias bien conocidas y útiles. La mayoría de los carbonatos son sólo ligeramente solubles en agua por ejemplo el carbonato de calcio (CaCO_3), el carbonato de magnesio (MgCO_3), y el carbonato de plomo (PbCO_3) son algunos de ellos.

Muchos bicarbonatos solo son ligeramente solubles en solución acuosa por ejemplo el bicarbonato de magnesio $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ y el bicarbonato de calcio $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Los carbonatos y bicarbonatos reaccionan con la mayoría de los ácidos, desprendiéndose dióxido de carbono CO_2 . La reacción es bastante rápida, y el gas se desprende con suma facilidad. Los bicarbonatos son sustancias anfóteras, esto es, pueden reaccionar tanto con los ácidos como con las bases. También son inestables, y al calentarse se descomponen para formar carbonatos.

Para poder determinar los carbonatos, así como los bicarbonatos se utiliza la norma NOM-AA-36-1980. La cual es aplicable a aguas naturales, residuales y superficiales, que tengan una concentración de 0 - 500 (mg/ l) de acidez o alcalinidad expresada como carbonato de calcio. Para mayores concentraciones, deben emplearse soluciones valoradas de mayor concentración. La aplicación de cualquiera de estos dos métodos depende del color y turbiedad de la muestra.

Esta norma se complementa con las Normas Oficiales Mexicanas siguientes:

NOM-AA-8 "Aguas.- Determinación de PH"

NOM-AA-3 "Aguas residuales.- Muestreo"

NOM-AA-14 "Cuerpos receptores.- Muestreo"

La acidez o alcalinidad presente en el agua, se mide por titulación con una solución valorada de un álcali o un ácido según sea el caso, y éstas dependen de la concentración de los iones hidroxilos (OH^-), carbonatos ($\text{CO}_3^{=}$) y bicarbonatos (HCO_3^-).

Los reactivos que se utilizan deben ser grado analítico, a menos que se indique otra cosa, cuando se hable de agua se debe entender agua destilada con el objeto de eliminar el CO_2

Reactivos:

Hidróxido de sodio	(NaOH)
Fenolftaleína	(C ₂₀ H ₁₄ O ₄)
Anaranjado de metilo	(C ₁₃ H ₁₄ O ₃ N ₃ SNa)
Acido clorhídrico	(HCl)
Carbonato de sodio	(Na ₂ CO ₃)
Carbonato de calcio	(CaCO ₃)
Acido sulfúrico	(H ₂ SO ₄)
Tiosulfato de sodio	(Na ₂ S ₂ O ₃)

La muestra debe ser colectada en frascos de vidrio o polietileno y ser analizada inmediatamente después de su toma, en caso contrario, debe conservarse en refrigeración a 277°K (4 °C), durante un periodo que no exceda de 24 horas

DETERMINACION DE CARBONATOS Y BICARBONATOS.

OBJETIVO:

Determinar la cantidad de carbonatos y bicarbonatos presente en una muestra de agua de la formación

EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS.

1 Bureta graduada
1 Probeta graduada
1 Soporte universal
1 Matraz erlenmeyer
Pinzas para bureta
Agua de formación
Fenolftaleína
Solución valorada de HCl
Anaranjado de metilo

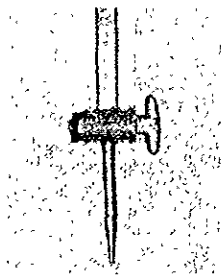


Fig. 4.2.1 Bureta graduada



Fig. 4.2.2 Probeta graduada

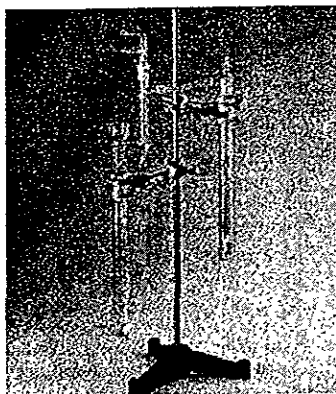


Fig. 4.2.3 Soporte universal



Fig 4 2.4 Matraz Erlenmeyer

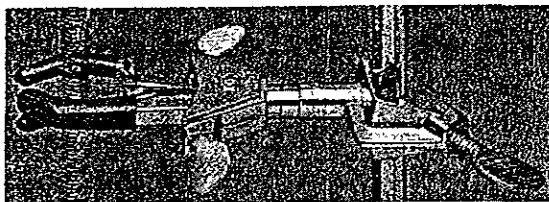


Fig 4 2 5 Pinzas para bureta

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE CARBONATOS Y BICARBONATOS.

- 1. En la probeta se miden 50 ml de agua de formación que contenga HCO_3 y CO_3 y se colocan a un matraz Erlenmeyer.*
- 2. Al matraz Erlenmeyer se le agregan de 3 a 5 gotas de indicador (fenolftaleína), con lo que se obtiene una coloración rosa fuerte.*
- 3 Se coloca la bureta en el soporte universal y se llena con la solución de ácido clorhídrico valorada.*
- 4. Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que la solución quede incolora. En ese momento se suspende el goteo.*
- 5. El volumen gastado de ácido clorhídrico se anota como P.*
- 6 Al mismo matraz con la solución incolora se le agregan de 3 a 5 gotas de indicador (anaranjado de metilo), dando un color amarillo.*
- 7 Se coloca el matraz debajo de la bureta (la cual se mantiene con el mismo valor anterior) y se comienza a gotear lentamente, al mismo tiempo que se agita continuamente el matraz, hasta que vire de amarillo a canela pálido En ese momento se suspende el goteo.*
- 8. El volumen gastado de la probeta se anota como T.*
- 9 El resultado se calcula con el criterio expuesto, en la tabla siguiente:*

<i>Relación entre P y T</i>	<i>Volumen de ácido correspondiente a.</i>	
	<i>Bicarbonatos</i>	<i>Carbonatos</i>
<i>P = 0</i>	<i>T</i>	<i>0</i>
<i>P menor de ½ T</i>	<i>T-2P</i>	<i>2P</i>
<i>P = ½ T</i>	<i>0</i>	<i>2P</i>
<i>P mayor de ½ T</i>	<i>0</i>	<i>2(T-P)</i>
<i>P = T</i>	<i>0</i>	<i>0</i>

Utilizando las siguientes expresiones se calculan las concentraciones de carbonatos y bicarbonatos

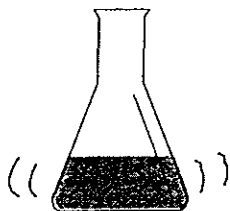
$$\text{mg/l de HCO}_3 = \frac{\text{ml de ácido} \times \text{N del ácido} \times 61 \times 1000}{\text{ml de muestra}}$$

$$\text{mg/l de CO}_3 = \frac{\text{ml de ácido} \times \text{N del ácido} \times 30 \times 1000}{\text{ml de muestra}}$$

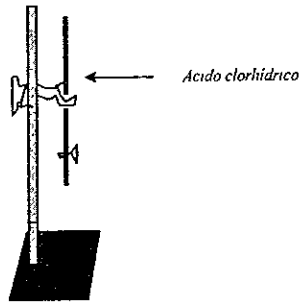
DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE CARBONATOS Y BICARBONATOS



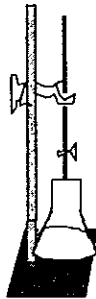
1. Se miden 50 ml de agua de formación en la probeta que contenga HCO_3 y CO_3 y se colocan a un matraz.



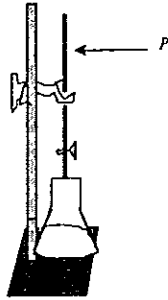
2 Al matraz erlenmeyer se le agregan de 3 a 5 gotas de indicador fenolftaleína, con lo que se obtiene una coloración de rosa fuerte



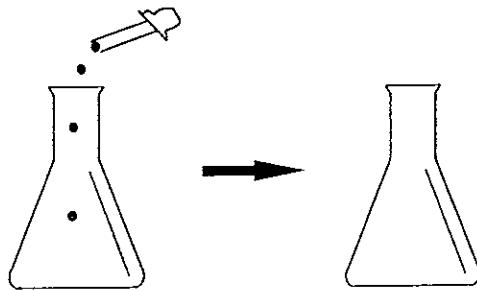
3. Se coloca la bureta en el soporte universal y se llena con la solución de ácido clorhídrico



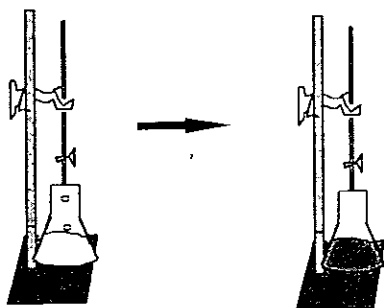
4 Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que la solución quede incolora. En ese momento suspender el goteo.



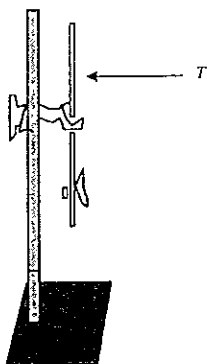
5 El volumen gastado de ácido clorhídrico se anota como "P"



6 Al mismo matraz se le agregan de 3 a 5 gotas de indicador (anaranjado de metilo), dando un color anarillo



7 Se coloca el matraz debajo de la bureta (la cual se mantiene con el mismo valor anterior) y se comienza a gotear lentamente, al mismo tiempo que se agita continuamente el matraz, hasta que vire de amarillo a canela pálido.



8 El volumen gastado de la probeta se anota como T

9 El resultado se calcula con el criterio expuesto, en la tabla siguiente:

Relación entre P y T	Volumen de ácido correspondiente a.	
	Bicarbonatos	Carbonatos
P = 0	T	0
P menor de 1/2 T	T-2P	2P
P = 1/2 T	0	2P
P mayor de 1/2 T	0	2(T-P)
P = T	0	0

Utilizando las siguientes expresiones se calculan las concentraciones de carbonatos y bicarbonatos.

$$\text{mg/l de HCO}_3 = \frac{\text{ml de ácido} \times \text{N del ácido} \times 61 \times 1000}{\text{ml de muestra}}$$

$$\text{mg/l de CO}_3 = \frac{\text{ml de ácido} \times \text{N del ácido} \times 30 \times 1000}{\text{ml de muestra}}$$

PREPARACION DE LAS SOLUCIONES UTILIZADAS EN ESTA PRACTICA

SOLUCION VALORADA DE ACIDO CLORHIDRICO

1. Primero se prepara una solución estándar de carbonato de sodio, de la siguiente forma:
 - a) Se pesa 1.0 g de Na_2CO_3 dentro de un pesafiltro en la balanza electrónica.
 - b) Se tapa y se coloca en la estufa durante 2 horas a 110°C , para extraer las partículas de agua.
 - c) Se coloca en el desecador hasta que enfríe y se vuelve a pesar, tomando este último valor como real para el Na_2CO_3 .
 - d) Esta sal se disuelve en agua destilada en un matraz aforado de 1000 ml.
2. Se miden aproximadamente 8.5 ml de HCl y se aforan en un matraz de 1000 ml con agua destilada.
3. Se procede a titular esta solución con la solución estándar de carbonato de sodio. Primero se colocan 50 ml de solución estándar de carbonato de sodio en un matraz Erlenmeyer, agregándole de 3 a 5 gotas de indicador anaranjado de metilo, dando como resultado una coloración amarilla.
4. En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cual se afora con solución valorada de HCl.
5. Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear HCl dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color amarillo a canela pálido. En este momento se deja de gotear.
6. Se anota el volumen gastado de HCl y se calcula la normalidad de la solución por medio de la siguiente expresión.

$$N \text{ del HCl} = \frac{\text{ml de sol. De } \text{Na}_2\text{CO}_3 \times N \text{ sol De } \text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{ml gastados de HCl}}$$

$$N. \text{ sol. De } \text{Na}_2\text{CO}_3 = g \text{ Na}_2\text{CO}_3 \times 0.01887$$

SOLUCION DE ANARANJADO DE METILO.

- 1. Se pesan 0.5 g de anaranjado de metilo en la balanza.*
- 2 Se procede a disolver en 50 ml de alcohol etílico al (95%).*
- 3 A continuación se diluyen hasta 100 ml con agua destilada.*

SOLUCION ESTANDAR DE CARBONATO DE SODIO.

- 1 Pesar aproximadamente 1 g de carbonato de sodio.*
- 2 Colocarlo en la estufa durante 2 horas a 110 °C, para asegurarse que esté totalmente seco.*
- 3. Se deja enfriar y se vuelve a pesar anotando con toda precisión el peso obtenido.*
- 4. Posteriormente disuelva éste en un matraz aforado de 1000 ml con agua destilada hasta la marca de aforo.*
- 5. Para calcular la normalidad de la solución estándar se calcula de la siguiente manera*

N de solución estándar = 0 01887 x g de carbonato de sodio

SOLUCION DE INDICADOR DE FENOLFTALEINA.

- 1. Se pesan 0.5 g de fenolftaleína en la balanza.*
- 2. Se procede a disolver en 50 ml de alcohol etílico al (95%).*
- 3. A continuación se diluyen hasta 100 ml con agua destilada*

SOLUCION ESTANDAR DE CARBONATO DE CALCIO.

- 1. Pesar aproximadamente 0.2 g de carbonato de calcio.*
- 2. Colocarlo en la estufa durante 2 horas a 110 °C, para asegurarse que esté totalmente seco*
- 3. Se deja enfriar y se vuelve a pesar anotando con toda precisión el peso obtenido.*
- 4. Posteriormente disuelva éste con la menor cantidad de HCl y diluirlo en un matraz aforado de 1000 ml con agua destilada hasta la marca de aforo.*
- 5. Se ajusta el pH entre 6 y 8 agregando gota a gota una solución diluida de hidróxido de sodio y midiendo con papel indicador de pH.*
- 6. Para calcular la molaridad de la solución estándar se calcula de la siguiente manera*

M de la solución de carbonato de calcio = g de CaCO_3 x 0.1

IV.3 DETERMINACION DE SULFATOS

Los sulfatos son sales o ésteres del ácido sulfúrico. El ácido sulfúrico puede dar con los alcálisis, sulfatos ácidos (bisulfatos), sulfatos neutros, sulfatos básicos, sulfatos dobles y piro-sulfatos. Los sulfatos metálicos son cuerpos sólidos, generalmente cristalizados y solubles en agua (salvo los de bario y de plomo). Se preparan tostando un sulfato natural y, las más de las veces, haciendo obrar el ácido sulfúrico sobre el metal correspondiente. El sulfato de calcio no es si no el yeso; el de bario constituye el blanco de barita empleado en la pintura, los de cobre y de níquel se emplean en galvanoplastia, los de potasio y amonio son abonos; los sulfatos alcalinos se utilizan en la fabricación de vidrios, así como en farmacia, etc.

La combinación del ácido sulfúrico con bases orgánicas o con ciertos éteres da sulfatos orgánicos ejemplos.

Sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3$

Sulfato de potasio K_2SO_4

Sulfato de cromo Cr_2SO_4

El análisis gravimétrico es cuantitativo y consiste en tratar a la sustancia con un reactivo que la transforma en otra sustancia generalmente, es un precipitado perfectamente conocido y apropiado para ser separado, purificado y pesado fácilmente.

El ion sulfato en disolución se determina por precipitación con cloruro de bario en una disolución caliente, débilmente acidificada con ácido clorhídrico:

$SO_4^{--} + Ba^{++} \text{-----} BaSO_4$. El precipitado se digiere y se filtra en caliente, se lava, se calcina y pesa como $BaSO_4$. Esta determinación presenta muchas dificultades a causa de la coprecipitación de otras sustancias Solo se consiguen determinaciones cuantitativamente exactas con disoluciones de ácido sulfúrico o de sulfato sódico en condiciones muy definidas; aun así, pueden aparecer importantes errores.

DETERMINACION DE SULFATO

OBJETIVO:

Determinar la cantidad de sulfato presente en una muestra de agua de la formación, por medio de gravimetría.

EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS

*1 Probeta graduada
1 Embudo de vidrio
1 Vaso de precipitado
1 Crisol de porcelana
1 Soporte universal
1 Tela de asbesto
1 Mechero Bunsen
1 Papel filtro
1 Mufla
1 Balanza analítica*

*Agua de formación
Acido clorhídrico concentrado
Cloruro de bario
Agua destilada*

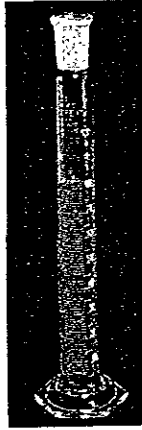


Fig. 4.3.1 Probeta graduada

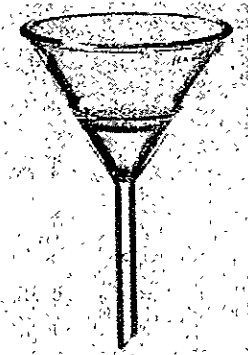


Fig. 4.3.2 Embudo

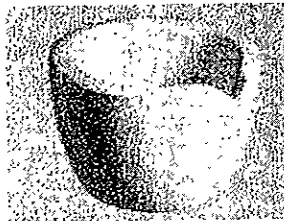


Fig. 4.3.3 Crisol de porcelana

**ESTA TESIS NO DEBE
SALIR DE LA BIBLIOTECA**

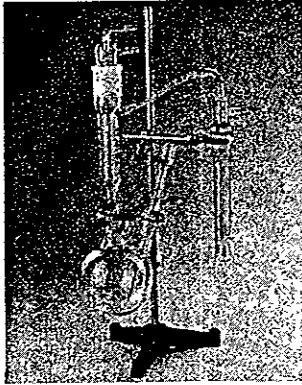


Fig. 4.3.4 Soporte universal

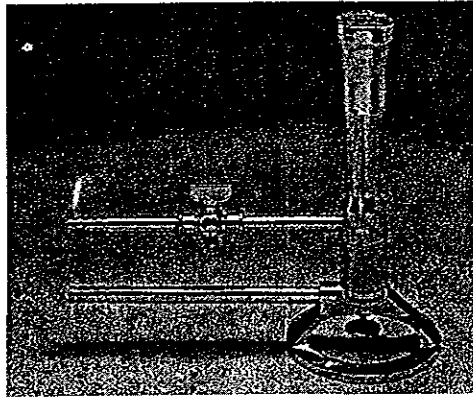


Fig. 4.3.5 Mechero bunsen

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE SULFATO

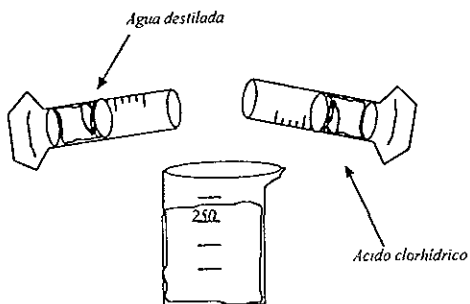
1. Se miden 50 ml de agua de formación en la probeta que contenga sales de sulfato.
2. Se vierte en un vaso para diluirla hasta 250 ml con agua destilada, posteriormente se le agregan 10 ml de ácido clorhídrico (HCl) concentrado.
3. Posteriormente se coloca el vaso de precipitado sobre la tela de asbesto colocada en el soporte, donde la solución se calienta casi a ebullición y agitando agregar lentamente 10 ml de la solución de cloruro de bario caliente, continúe calentando durante 10 minutos.
4. Déjese enfriar a temperatura ambiente.
5. Una vez fría la solución se comienza a filtrar de la siguiente manera:
 - a) Se coloca un papel filtro Whattmann No. 42 o equivalente, y se le agrega un poco de agua destilada para que se adhiera.
 - b) Una vez listo el embudo con el papel filtro, se comienza a verter la solución de cromato de Bario auxiliándose con la varilla. La solución filtrada deberá quedar transparente, no turbia.
 - c) El precipitado que se obtiene en el papel se lava repetidas veces con agua destilada caliente y se retira del embudo.
6. Se coloca el papel filtro doblado en un crisol de porcelana que previamente ha sido pesado (tarado)
7. Se coloca el crisol sobre la flama del mechero para quemar el papel lentamente, sin inflamarlo y posteriormente colocarlo en una mufla y se calcina durante media hora a una temperatura de 800 °C.
8. Transcurrido el tiempo se retira de ésta y se enfría en un desecador.
9. Para posteriormente pesar el crisol en una balanza analítica.
10. Para obtener el resultado se calcula de la siguiente forma

$$\text{mg/l de SO}_4 = \frac{\text{mg de BaSO}_4 \times 411.5}{\text{ml de muestra}}$$

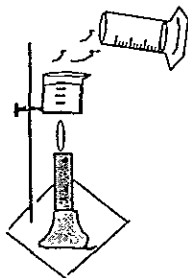
DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE SULFATO



1. Se miden 50 ml de agua de formación en la probeta que contenga sales de sulfato



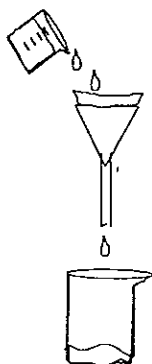
2. Se vierte en un vaso el agua de formación y se diluye hasta 250 ml con agua destilada, posteriormente se le agregan 10 ml de ácido clorhidrico concentrado



3. Se coloca el vaso de precipitado sobre la tela de asbesto colocada en el soporte, para calentarla casi a ebullición y agitando agregar lentamente 10 ml de la solución de cloruro de bario previamente caliente, y continúe calentando durante 10 minutos.



4. Deje enfriar a temperatura ambiente



5. Una vez fría la solución se comienza a filtrar de la siguiente manera:

- a) Se coloca un papel filtro Whatmann No 42 o equivalente, y se le agrega un poco de agua destilada para que se adhiera.
- b) Una vez listo el embudo con el papel filtro, se comienza a verter la solución de cromato de Bario agitando con la varilla. La solución filtrada deberá quedar transparente, no turbia.
- c) El precipitado que se obtiene en el papel se lava repetidas veces con agua destilada caliente y se retira del embudo



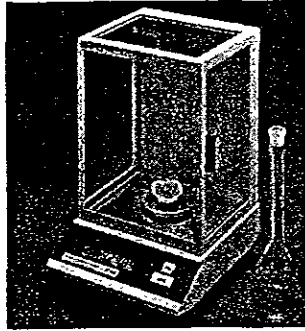
6. Se coloca el papel filtro doblado en un crisol de porcelana que previamente ha sido pesado (tarado)



7 Se coloca el crisol sobre la flama del mechero para quemar el papel lentamente, sin inflamarlo y posteriormente colocarlo en una mufla y se calcina durante media hora a una temperatura de 800 °C



8 Se retira de la mufla y se enfría en un desecador.



9 Para posteriormente pesar el crisol en una balanza analítica y obtener la diferencia de pesos con respecto al punto 6.

10. Para obtener el resultado se calcula de la siguiente forma.

$$\text{mg / l de SO}_4 = \frac{\text{ml de BaSO}_4 \times 411.5}{\text{ml de muestra}}$$

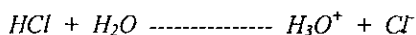
DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE SULFATOS SEGÚN EL IMP

1. Insertar la tarjeta de la curva estándar IMP para la determinación de sulfatos.
2. En una celda limpia agregar 25 ml de agua problema y sin reactivos calibrar el espectrómetro a una longitud de onda de 450 nm.
3. Tomar una muestra de agua problema de 25 ml medida en probeta y agregarla a una celda limpia.
4. Si el agua no está ácida, agregar 1 ó 2 gotas de HCl concentrado hasta tener un PH entre 1 y 2.
5. Agregar una tableta de cloruro de bario, tapar y agitar vigorosamente durante 2 minutos colocar en la celda de lectura y leer al minuto siguiente. La lectura indica directamente mg/l SO_4^-

SOLUCION VALORADA DE ACIDO CLORHIDRICO (HCl)

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:



1. Primero se prepara una solución estándar de carbonato de sodio, de la siguiente forma:
 - a) Se pesa 1 0 g de carbonato de sodio Na_2CO_3 dentro de un pesafiltro en la balanza electrónica.
 - b) Se tapa y se coloca en la estufa durante 2 horas a 110 °C, para extraer las partículas de agua
 - c) Se coloca en el desecador hasta que enfríe y se vuelve a pesar, tomando este último valor como real para el carbonato de sodio Na_2CO_3
 - d) Esta sal se disuelve en agua destilada en un matraz aforado de 1000 ml
2. Se miden aproximadamente 8 5 ml de HCl y se aforan en un matraz de 1000 ml con agua destilada
3. Se procede a titular esta solución con la solución estándar de carbonato de sodio. Primero se colocan 50 ml de solución estándar de carbonato de sodio en un matraz Erlenmeyer, agregándole de 3 a 5 gotas de indicador anaranjado de metilo, dando como resultado una coloración amarilla.
4. En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cual se afora con solución valorada de HCl.
5. Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear HCl dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color amarillo a canela pálido. En este momento se deja de gotear.

6 Se anota el volumen gastado de HCl y se calcula la normalidad de la solución por medio de la siguiente expresión:

$$N. \text{ de HCl} = \frac{\text{g de Na}_2\text{CO}_3 \times N. \text{ sol. De Na}_2\text{CO}_3}{\text{ml gastados de HCl}}$$

$$N. \text{ sol. De Na}_2\text{CO}_3 = \text{g de Na}_2\text{CO}_3 \times 0.01887$$

SOLUCION DE CLORURO DE BARIO.

1. Disolver 1.7787 g de cloruro de $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ en 100 ml de agua destilada
2. Añadir 15 cm^3 de ácido nítrico concentrado.
3. Aforar dicha solución con agua hasta 1000 cm^3 .

IV.4 DETERMINACION DE BARIO.

El bario es un cuerpo simple de símbolo "Ba" con número atómico 56, alcalinotérreo y parecido al calcio. En su estado natural es una mezcla de seis isótopos de masas iguales a 130, 132, 135, 137 y 138. Es un metal plateado que se oxida fácilmente en el aire y descompone el agua.

Puede obtenerse por reducción de la barita o de la baritina a temperaturas elevadas y en el vacío, en cuyo tratamiento se produce la destilación del metal. Esta operación es puramente experimental, pues el bario metálico no tiene aplicaciones industriales, pero sí sus sales y compuestos. cloruro (reactivos del ácido sulfúrico y de los sulfatos), sulfuro (que sirve para preparar industrialmente otras sales de bario), sulfato (barita $BaSO_4$) que es naturalmente abundante en los filones metalíferos, su polvo se usa como carga en la fabricación de pinturas, pasta de papel y otras materias; entra en la composición del lodo de perforación utilizado en sondeos profundos (pozos de petróleo) y sirve para dosificar el ácido sulfúrico y sus sales.

Nitrato (usado en pirotecnia), óxido de bario (barita) que al combinarse con el agua, desprende mucho calor y se convierte en hidróxido de bario $Ba(OH)_2$ que es una base fuerte análoga a la cal. La barita calentada en presencia del oxígeno atmosférico se transforma en bióxido de bario (BaO_2), que sirve para preparar agua oxigenada. También se usa la barita en la pirotecnia y entra en la composición de vidrios y cerámicas refractorias

La gravimetría, es la parte de la física que trata el estudio y la medición de la gravedad. Es un análisis químico cuantitativo, es decir, la descomposición de las sustancias en sus elementos constituyentes con el objeto de determinar las proporciones en que se hallan mezclados, que se hace pesando los distintos constituyentes. El análisis gravimétrico es cuantitativo y consiste en tratar a la sustancia con un reactivo que la transforma en otra sustancia, generalmente un precipitado perfectamente conocido y apropiado para ser separado, purificado y pesado fácilmente.

METODO ESPECTROFOTOMETRICO.

a) Método espectrofotométrico de absorción atómica propuesto por la norma oficial NOM-AA-51 1981, establece el método para la determinación de bario que se encuentra disuelto y suspendido en aguas no residuales y residuales

Los límites de detección dependen de la sensibilidad del equipo y del otro elemento en sí, este método se base en la medición de la cantidad de luz monocromática absorbida por el elemento atomizado a determinarse en una flama, por medio de un detector, siendo dicha energía absorbida proporcional a la concentración del elemento

Esta norma se completa con las normas Oficiales Mexicanas en vigor siguientes:

NOM-AA-3 Aguas residuales - muestreo

NOM-AA-14 Cuerpos receptores - muestreo

NOM-BB-14 Clasificación y tamaños nominales para utensilios de vidrio

NOM-2-1 Sistema general de unidades de medida (SI)

REACTIVOS

Los reactivos que a continuación se mencionan deben ser grado analítico a menos que se indique otra cosa, cuando se hable de agua se debe entender agua destilada y desionizada o bidestilada. Las soluciones preparadas para este análisis deben almacenarse en recipientes de polietileno.

DETERMINACION DE BARIO

OBJETIVO:

Determinar la cantidad de bario presente en una muestra de agua de formación, mediante el método gravimétrico.

EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS

1 Vaso de precipitado

1 Probeta graduada

1 Soporte universal

1 Embudo de vidrio

1 Mechero Bunsen

1 Tela de asbesto

Papel filtro

Agua de formación

Acido acético

Cromato de amonio

Acetato de amonio

Agua destilada



Fig. 4.4.1 Probeta graduada

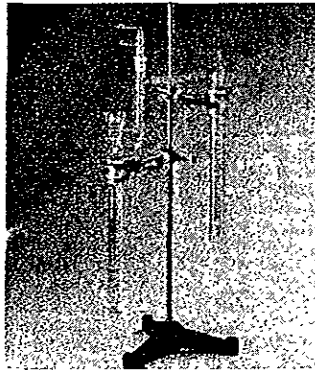


Fig. 4.4.2 Soporte universal

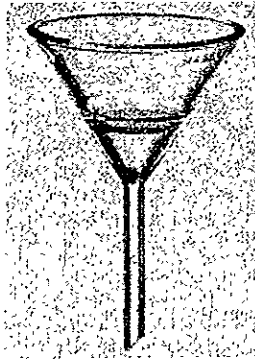


Fig. 4.4.3 Embudo

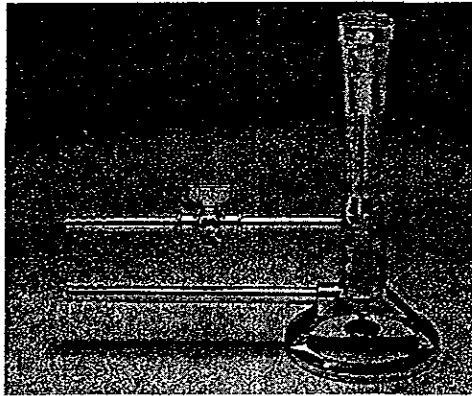


Fig. 4.4.4 Mechero Bunsen

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE BARIO.

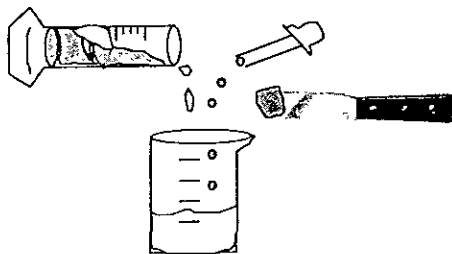
- 1 Se miden 50 ml de agua de formación en la probeta y se vierten en el vaso de precipitado
- 2 A la muestra del vaso se le agregan 3 ml de ácido acético, 10 ml de cromato de amonio y 1 g de acetato de amonio. De esta mezcla se forma un precipitado amarillo en la solución de cromato de bario.
3. Esta solución se diluye hasta 200 ml con agua destilada. Posteriormente se coloca sobre la tela de asbesto colocada en el soporte, donde se calienta por 10 minutos (procurando evitar que se tire o se desperdicie).
- 4 Transcurridos los 10 minutos se pone a enfriar a temperatura ambiente.
5. Para filtrar la solución primero se prepara una solución lavadora de cromato de amonio de la siguiente forma. En una probeta graduada se miden 10 ml de cromato de amonio los cuales se diluyen hasta 50 ml con agua destilada.
- 6 Ya lista la solución lavadora se pesa el papel filtro en la balanza analítica, el cual posteriormente se coloca en el embudo y se le agrega un poco de agua destilada para que se adhiera.
- 7 Una vez listo el embudo con el papel filtro, se comienza a verter la solución de cromato de bario $BaCrO_4$ auxiliándose con una varilla. La solución filtrada deberá quedar con un color amarillo transparente, pero no turbia.
- 8 Se lava el papel filtro que contiene el precipitado con la solución lavadora de cromato de amonio, y se retira el papel filtro del embudo.
- 9 Posteriormente se coloca el papel filtro sobre el vidrio de reloj y se introduce en la estufa para eliminar las partículas de agua y secarlo a una temperatura de entre 100 y 110 °C.
10. Una vez seco el precipitado se vuelve a pesar en la balanza analítica y se determinan los mg/l de bario mediante la siguiente expresión:

$$\text{mg / l de Ba} = \frac{(\text{mg de BaCrO}_4) \times (542.0)}{\text{ml de muestra}}$$

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE BARIO



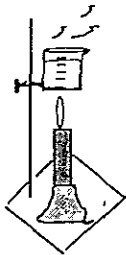
1. Se miden 50 ml de agua de formación en la probeta y se vierten en el vaso de precipitado.



2. A la muestra del vaso se le agregan 3 ml de ácido acético, más 10 ml de cromato de amonio y 1 g de acetato de amonio. La mezcla forma un precipitado amarillo en la solución de cromato de amonio.



3. Esta solución se diluye hasta 200 ml con agua destilada. Posteriormente se coloca en el soporte para calentarse.



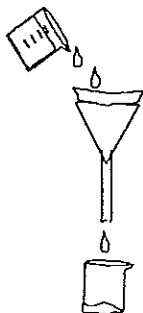
4. Se calienta por 10 min y se pone a enfriar a temperatura ambiente para posteriormente comenzar a filtrar.



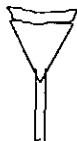
5. Para filtrar la solución primero se prepara una solución de cromato de amonio, midiendo 10 ml de cromato de amonio los cuales se diluyen hasta 50 ml con agua destilada.



6. Se pesa el papel filtro en la balanza analítica, y se coloca en el embudo agregándole un poco de agua destilada para que se adhiera y así evitar que se mueva



7 Una vez listo el embudo con el papel filtro, se comienza a verter la solución de cromato de bario $BaCrO_4$, la cual deberá quedar con un color amarillo transparente, pero no turbia.



8 Se lava el papel filtro que contiene el precipitado con la solución lavada a de cromato de amonio, una vez hecho esto se retra el papel filtro.



9. Posteriormente se coloca el papel filtro sobre el vidrio de reloj y se introduce en la estufa para eliminar las partículas de agua y secarlo a una temperatura de entre 100 y 110 ° C



10 Una vez seco el precipitado se vuelve a pesar en la balanza analítica y se determinan los mg/l de bario mediante la siguiente expresión

$$\text{mg / l de Ba} = \frac{\text{mg de BaCrO}_4 \times 542.0}{\text{ml de muestra}}$$

PREPARACION DE LAS SOLUCIONES UTILIZADAS PARA ESTA PRACTICA.

CROMATO DE AMONIO. Disuelva 30 g de cromato de amonio en agua destilada y diluir hasta 100 ml con agua destilada.

ACETATO DE AMONIO. Disuelva 30 g de acetato de amonio en agua destilada y diluir hasta 100 ml con agua destilada

SOLUCION LAVADORA DE CROMATO DE AMONIO. Disuelva 5 g de cromato de amonio en agua destilada y diluya hasta un litro con agua destilada. Ajuste el PH de esta solución a 4.6, midiendo con papel indicador, agregando acetato de amonio o ácido acético.

ACIDO NITRICO. Con mucho cuidado, agregue 30 ml de ácido nítrico concentrado a 90 ml de agua destilada.

SOLUCION DE BARIO

- 1. Pesar 1 7787 g de cloruro de bario dihidratado $BaCl_2 \cdot 2H_2O$.*
- 2. Disolver ésta cantidad de cloruro de bario dihidratado en 200 cm^3 de agua.*
- 3 Posteriormente añadir 1.5 cm^3 de ácido nítrico concentrado, y aforar a 1000 cm^3 de agua, a 1 0 cm^3 de esta solución equivalente a 1.0 mg de bario*

IV.5 DETERMINACION DE CALCIO Y MAGNESIO

El calcio y el magnesio pertenecen al grupo II A de la tabla periódica. Los cuales son llamados alcalinotérreos, porque tienen propiedades semejantes a la de los metales alcalinos, y por su aspecto de óxidos (por ejemplo la cal y la barita). Son blandos y poco densos, son electropositivos, tienen dos electrones de valencia se combinan fácilmente con los halógenos y con el oxígeno, poseen propiedades reductoras y descomponen el agua. Sus hidróxidos como los de los metales alcalinos, son bases fuertes.

DETERMINACION DE CALCIO

El calcio se halla solamente en la naturaleza combinado con otros cuerpos y constituye un 3 % de la corteza terrestre. Se prepara por electrólisis de su cloruro fundido; es un metal blanco funde a 760°C, se altera con el aire húmedo, arde en oxígeno a 300°C y en nitrógeno, formando así un cuerpo que se descompone por el agua con producción de cal y amonaco. Sirve en la obtención de vacío, composición de aleaciones con el aluminio y el plomo. Las sales de calcio no son tóxicas, y el calcio es un elemento indispensable en la vida animal y vegetal.

Los compuestos de calcio son abundantes en la naturaleza. El calcio se presenta en numerosas variedades. Otros minerales comunes son CaF_2 (espatofluor), CaCO_3 , MgCO_3 (dolomita), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (yeso) etc.,

En el agua natural puede existir el calcio en forma de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (dureza temporal) o de CaSO_4 (dureza permanente). Los compuestos de calcio tienen aplicaciones industriales. El óxido de calcio (cal viva) o el hidróxido (cal apagada) es la base fuerte más barata

La mayor parte de los compuestos de calcio se disuelven fácilmente en ácido clorhídrico. El sulfato cálcico es débilmente soluble en agua (unos 2 g por litro), pero más soluble en ácido clorhídrico; se ataca mejor por fusión con carbonato sódico.

SUSTANCIAS QUE INTERFIEREN.

La determinación gravimétrica del calcio por separación como oxalato exige una eliminación previa de todos los cationes, excepto magnesio y alcalinos. En un análisis sistemático (como en el de la caliza), los iones fluoruro y fosfato que puedan existir en la disolución original precipitan en la disolución amoniacal en forma de sal cálcica junto a los óxidos hidratados. Los oxalatos de bario y estroncio son casi tan solubles como el de calcio, son tolerables pequeñas cantidades de estos iones si se efectúa una doble precipitación del oxalato cálcico.

FILTRACION Y LAVADO.

Si el precipitado se va a pesar como carbonato, se recomienda la utilización de un crisol filtrante, si es preciso pesar en forma de sulfato o de fluoruro, se debe recoger el precipitado sobre papel de filtro.

El precipitado se lava con una disolución fría de oxalato amónico al 0.1 % hasta que las aguas de lavado estén exentas de ion cloruro.

FORMAS DE PESADA.

Cuando se calienta el precipitado de oxalato cálcico, $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ sufre una serie de transformaciones a las temperaturas por lo tanto se han propuesto distintas formas de pesada

- 1. El oxalato cálcico, $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, es adecuado solamente para determinaciones rápidas en que puedan tolerarse errores moderados.*
- 2. El CaCO_3 , se obtiene por calcinación del oxalato en un horno de mufla a unos 500 grados centígrados*
- 3. El CaO , es obtenido por calcinación intensiva del oxalato en un crisol de platino. Es preciso enfriar en un crisol cuidadosamente tapado en desecador y pesar con rapidez después que se ha enfriado el precipitado.*
- 4. El CaSO_4 , se obtiene por tratamiento del óxido con ácido sulfúrico, evaporación y calcinación a unos 1,200 °C.*
- 5. El CaF_2 , se forma por tratamiento del óxido de calcio con ácido fluorhídrico (crisol de platino), seguido de evaporación y calcinación del residuo.*

OTRAS APLICACIONES

Prácticamente, todos los cationes excepto el magnesio y los alcalinos forman oxalatos insolubles en disolución neutra o amoniacal. Teóricamente, cualquier catión podría determinarse como oxalato. En la práctica, se utilizan otros métodos para la mayor parte de los cationes, pero la precipitación de los oxalatos es frecuentemente útil para la separación de circonio, torio y tierras raras, del resto de los elementos en un precipitado obtenido con hidróxido amónico.

DETERMINACION DE CALCIO Y MAGNESIO.

OBJETIVO:

Determinar la cantidad de calcio y magnesio presentes en una muestra de agua extraída de la formación.

EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS.

*2. Buretas graduadas
2 Matraz Erlenmeyer
2 Probetas graduadas
2 Soportes universales
Pinzas para bureta*

*Agua de formación
Agua destilada
Solución reguladora de cloruro de amonio
Trietanolamina
Indicador murexide
Hidróxido de sodio
Solución valorada de EDTA
Indicador de ericromo negro T*

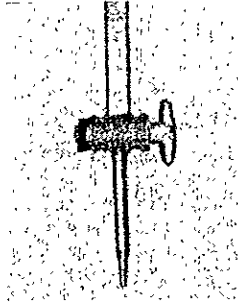


Fig. 4.5.1 Bureta graduada



Fig. 4.5.2 Matraz Erlenmeyer

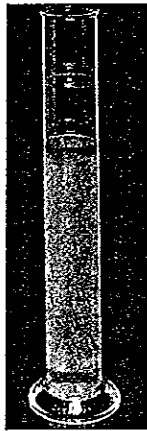


Fig. 4.5.3 Probeta graduada

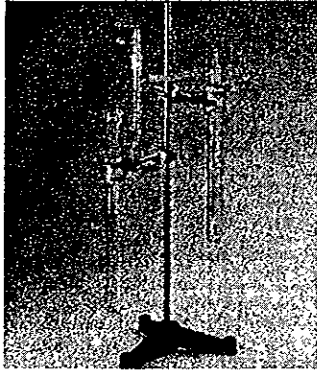


Fig. 4.5.4 Soporte universal

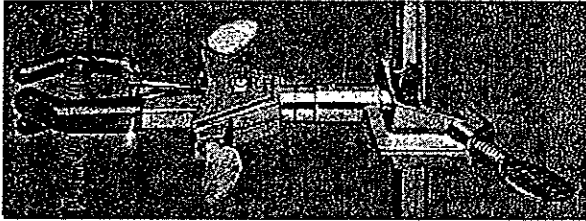


Fig. 4.5.5 Pinzas para probeta

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE CALCIO.

- 1 En una probeta graduada se miden 10 ml de agua de formación y se vierten en el matraz Erlenmeyer.
- 2 Dentro del matraz se diluye con 20 ó 25 ml de agua destilada, agregándole además 3 ml de hidróxido de sodio (NaOH), y como indicador 0.1 g de murexide dando con ello una coloración rosa dentro del matraz.
- 3 En el soporte universal se coloca la bureta y se llena con la solución valorada de EDTA.
- 4 Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear, al tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color rosa a violeta. En este momento se deja de gotear.
5. Se anota el volumen gastado de EDTA, asignándole la letra A.
6. Se calculan los mg de calcio (Ca) contenidos en la muestra mediante la siguiente expresión:

$$\text{mg/l de Ca} = \frac{A \times M \text{ EDTA} \times 40.1 \times 1000}{\text{ml de muestra}}$$

donde:

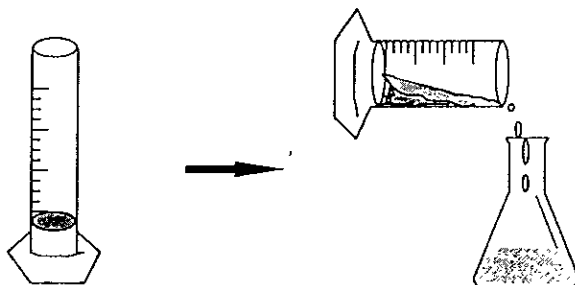
A = Volumen de solución de EDTA gastados, ml

M = Molaridad de la solución de EDTA

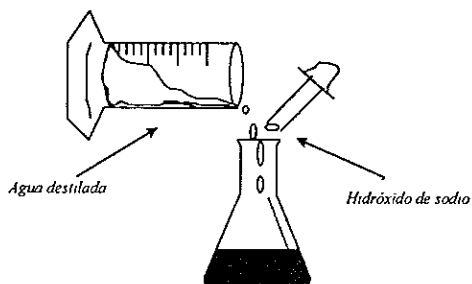
V_m = Volumen de muestra, ml

40 l = Peso molecular del calcio

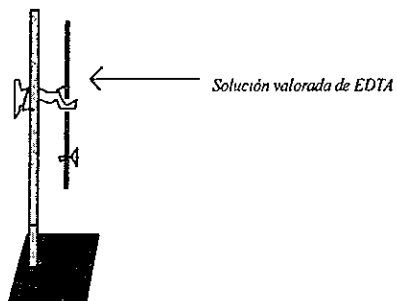
DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE CALCIO



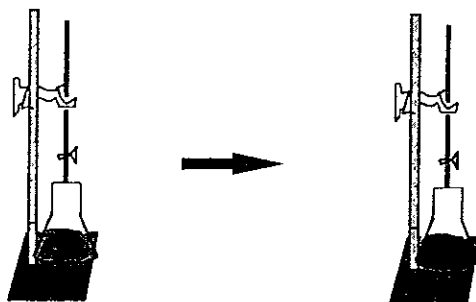
- 1 Se miden 10 ml de agua de formación en la probeta graduada y se vierten en el matraz erlenmeyer



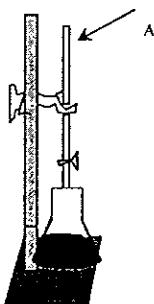
2. El agua de formación se diluye con 20 ó 25 ml de agua destilada, agregándole además 3 ml de hidróxido de sodio y como indicador 0.1 g de murexide dando con ello una coloración rosa.



3. En el soporte universal se coloca la bureta y se llena con la solución valorada de EDTA



4. Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear, al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire del color rosa a violeta.



5. Se anota el volumen gastado de EDTA, asignándole la letra A

6. Se calculan los mg de calcio contenidos en la muestra mediante la siguiente expresión:

$$\text{mg / de Ca} = \frac{A \times M \text{ EDTA} \times 40.1 \times 1000}{\text{ml de muestra}}$$

donde.

- A = Volumen de solución de EDTA gastados, ml*
- M = Molaridad de la solución de EDTA*
- V_m = Volumen de muestra, ml*
- 40.1 = Peso molecular del calcio*

DETERMINACION DE MAGNESIO

El magnesio existe en la naturaleza en estado de carbonato, en particular de carbonato doble de calcio y magnesio $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ conocido bajo el nombre de dolomía. Muchos depósitos de dolomía están formados por los restos fósiles de algas microscópicas. El agua de mar lo contiene en forma de cloruro, existen varios métodos de preparación todos basados en los fenómenos de electrólisis. Está dotado de gran afinidad por el oxígeno. Es un fuerte reductor. Al arder se transforma en magnesia MgO

Los minerales importantes de magnesio son MgCO_3 (magnesita), $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ (epsomita), etc., en algunas aguas de manantial existe cloruro magnésico, así como en pequeñas cantidades en el agua de mar; el metal magnesio se obtiene comercialmente de estas fuentes

FILTRACION Y LAVADO

La elevada temperatura de calcinación impide la utilización de crisoles filtrantes de vidrio, aunque puede utilizarse un crisol (Monroe) Generalmente, el precipitado se filtra en papel Para la filtración de la mezcla debe estar fría y el precipitado se lava con hidróxido amónico diluido (1:20) y frío, hasta que las aguas de lavado estén total o casi exentas de ion cloruro. Es necesario recoger totalmente el precipitado, que se adhiere tenazmente a la superficie del vidrio, sobre todo si tiene ralladuras producidas por el uso.

El primer precipitado es normalmente tan impuro, que no debe someterse a calcinación. Después de lavado se disuelve en un poco de ácido clorhídrico, y se le añade una pequeña cantidad de $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ y se precipita por adición de hidróxido amónico, lo mismo que en la primera precipitación El segundo precipitado queda así prácticamente puro.

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE MAGNESIO.

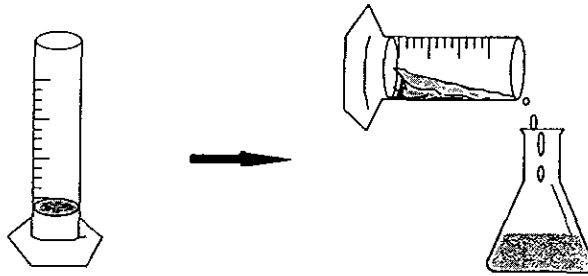
- 1 En una probeta graduada se miden 10 ml de agua de formación y se vierten en el matraz Erlenmeyer.
- 2 Dentro del matraz se diluyen con 20 ó 25 ml de agua destilada, agregándole posteriormente 3 ml de la solución reguladora de cloruro de amonio así como de 3 ó 4 gotas del indicador eriocromo negro T, resultando con ello una coloración oscura.
3. Se afora nuevamente la bureta con solución valorada de EDTA
4. Se coloca debajo de la bureta el matraz Erlenmeyer y se comienza a gotear al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire a un color azul celeste. En este momento se deja de gotear.
5. Se anota el volumen gastado de EDTA y se le asigna la letra B.
- 6 El resultado se calcula con la siguiente expresión.

$$\text{mg / l de Mg} = \frac{(B - A) \times M \text{ EDTA} \times 24.3 \times 1000}{\text{ml de muestra}}$$

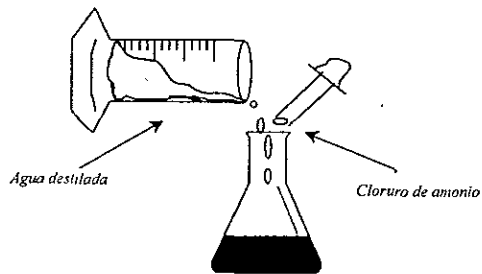
donde:

- A = Volumen de solución de EDTA gastados en la determinación de calcio, ml
- B = Volumen de solución de EDTA gastados en la determinación de magnesio, ml
- M = Molaridad de la solución de EDTA
- V_m = Volumen de muestra, ml
- 24.3 = Peso molecular del magnesio

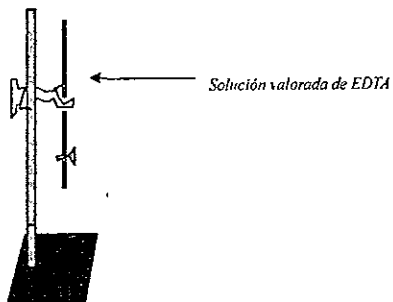
DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE MAGNESIO



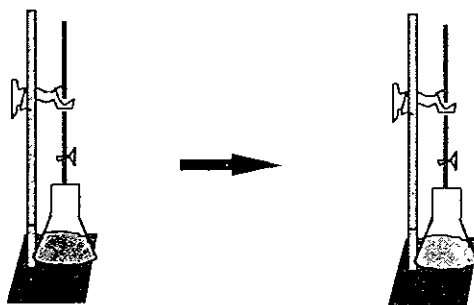
1. Se miden 10 ml de agua de formación en la probeta graduada y se vierten en el matraz erlenmeyer



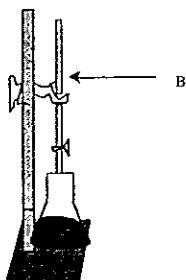
2. El agua de formación se diluye con 20 ó 25 ml de agua destilada, agregándole además 3 ml de la solución reguladora de cloruro de amonio, así como de 3 ó 4 gotas del indicador eriocromo negro T, dando con ello una coloración oscura.



3. En el soporte universal se coloca la bureta y se llena con la solución valorada de EDTA



4. Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear, al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire del color oscuro a un azul celeste



5 Se anota el volumen gastado de EDTA, asignándole la letra B

6 El resultado se calcula con la siguiente expresión

$$\text{mg / l de Mg} = \frac{(B-A) \times M \text{ EDTA} \times 24.3 \times 1000}{\text{ml de muestra}}$$

donde

A = Volumen de solución de EDTA gastados en la determinación de calcio, ml

B = Volumen de solución de EDTA gastados en la determinación de magnesio, ml

M = Molaridad de la solución de EDTA

V_m = Volumen de muestra, ml

24.3 = Peso molecular del magnesio

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE CALCIO SEGUN EL IMP

1. Dependiendo de la concentración de calcio, tomar 10 ml (o menos) de la muestra de agua Comenzar tomando alícuotas de décimas de ml.
2. Diluir con 20 ml de agua destilada.
3. Agregar 1.0 ml de la solución de cianuro de sodio*
4. Agregar 4 0 ml de la solución de hidróxido de potasio al 20 %.
5. Adicionar una tableta de indicador calcon, agitar hasta disolución.
6. Titular con la solución de EDTA hasta que el color pase de rojo vino a azul puro
- 7 Cálculos:

$$\text{mg/l de Ca} = \frac{A \times M \times 40.1 \times 1000}{V_m}$$

donde:

A = Volumen de solución de EDTA gastados, ml

M = Molaridad de la solución de EDTA

V_m = Volumen de muestra, ml

40 l = Peso molecular del calcio

* = Tener cuidado con el NaCN pues es venenoso

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE MAGNESIO SEGUN EL IMP

1. *Dependiendo de la concentración de magnesio pipetear 10 ml (o menos) de la muestra de agua. Comenzar tomando alícuotas de décimas de ml.*
2. *Diluir con 20 ml de agua destilada.*
3. *Agregar 3 ml de solución amortiguadora de cloruro de amonio-hidróxido de amonio, con un PH =10.*
4. *Agregar una tableta de indicador ericromo negro T, agitar hasta disolución.*
5. *Titular con la solución estándar de EDTA hasta el cambio de color de rojo vino a azul puro.*
- 6 *Cálculos:*

$$\text{mg/l de Mg} = \frac{(V_B - V_A) \times M \times 24.3 \times 1000}{V_m}$$

donde

- V_A = Volumen de solución de EDTA gastados en la determinación del calcio, ml*
V_B = Volumen de solución de EDTA gastados en la determinación del magnesio, ml
M = Molaridad de la solución de EDTA
V_m = Volumen de muestra, ml
24.3 = Peso molecular del magnesio

PREPARACION DE LAS SOLUCIONES UTILIZADAS PARA ESTA PRACTICA

SOLUCION VALORADA DE SAL DISODICA E.D.T A

Las reacciones químicas suelen llevarse a cabo entre dos mezclas de sustancias, casi nunca entre dos sustancias puras. Uno de los tipos de mezclas más comunes es la solución (en la naturaleza, la mayor parte de las reacciones se verifican en soluciones acuosas) Una solución es una mezcla homogénea de moléculas, átomos o iones de dos o más sustancias diferentes. Una solución se considera como una mezcla debido a que su composición es variable. Las soluciones son homogéneas, pues su composición es tan uniforme que no es posible detectar la presencia de partes diferentes, ni siquiera con un microscopio óptico.

A veces también es útil considerar como soluciones algunas suspensiones coloidales sujetas a movimiento browniano, y hay también soluciones sólidas en las que un sólido está uniformemente disuelto en otro. De la mayoría de las soluciones se puede decir que tienen un componente mayoritario llamado disolvente, y uno o más componentes minoritarios llamados solutos. Normalmente el disolvente es un líquido, mientras que los solutos pueden ser sólidos, líquidos o gases.

Además de la composición cualitativa de la solución, hay que hacer algunas especificaciones sobre la cantidad presente de cada componente. Normalmente solo se especifican las cantidades relativas de los componentes, dado que las propiedades de las soluciones no dependen de las cantidades absolutas de las sustancias presentes. La cantidad relativa de una sustancia se denomina concentración, para dar origen a una solución valorada. Dicha concentración se puede expresar:

- a) Por ciento en peso. Cuando se expresa así se refiere al soluto.
- b) Por ciento en volumen. La concentración de una solución de dos líquidos se expresa generalmente en forma de porcentaje de volumen, pues es la medición más conocida para líquidos.
- c) Fracción mol. Es el número de moles del componente uno dividido entre el número total de moles de todos los componentes de la solución.
- d) Molalidad. Es el número de moles de soluto en 1000 g de solvente
- e) Molaridad. Es la unidad de concentración más común. La molaridad de una solución es el número de moles de soluto en un litro de solución.
- f) Normalidad. Es el número de pesos equivalentes de soluto en un litro de solución

El E.D.T.A. Es el ácido etilendiamino tetraacético; en español sería AEDT, pero los químicos suelen utilizar las siglas del nombre en inglés.

PROCEDIMIENTO

1. Primero hay que preparar una solución estándar de carbonato de calcio, de la siguiente forma:
 - a) En la balanza electrónica se toma el peso del pesafiltro vacío
 - b) Una vez realizada la medición anterior, se pesan 0.2 g de carbonato de calcio.
 - c) Se coloca tapado en la estufa durante 2 horas a 110 ° C, para extraer las partículas de agua.
 - d) Se coloca en el desecador una vez transcurridas las 2 horas y se espera a que se enfríe.
 - e) Una vez frío, se vuelve a pesar tomando como valor real de la masa de carbonato de calcio esta última medición.
 - f) Se disuelve esta sal con una solución de HCl diluida a 100 ml al 1% (99 ml de agua destilada y 1 ml de HCl).
2. Sobre el vidrio de la balanza analítica se pesan aproximadamente 8.5 g de EDTA.
3. Se disuelve el soluto anterior en agua destilada, después se afora en un matraz de 1000 ml.
4. Se procede a titular esta solución con la solución estándar de carbonato de calcio anteriormente preparada. Primero se colocan 5 ml de carbonato de calcio en un matraz Erlenmeyer, agregándole de 20 a 25 ml de agua destilada de 3 a 5 gotas de trietanolamina más 3 ml de NaOH (Hidróxido de sodio) y como indicador 0.1 g de murexide De toda esta combinación nos resultará una coloración rosa.
5. En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cual se afora con solución valorada de EDTA, preparada en el paso número 3.
6. En el mismo soporte se coloca el matraz, colocándolo debajo de la bureta.
7. Se comienza a gotear EDTA dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color rosa a azul o violeta, en este preciso momento se deja de gotear.
8. Se anota el volumen de EDTA gastado indicando en la bureta y se procede a calcular la molaridad de la solución con la siguiente expresión:

$$M \text{ de EDTA} = \frac{\text{ml de sol. De carbonato de calcio} \times M \text{ de la sol. De carbonato de calcio}}{\text{ml de EDTA gastados}}$$

SOLUCION ESTANDAR DE CARBONATO DE CALCIO.

- 1. Pesar aproximadamente 0.2 g de carbonato de calcio.*
- 2. Colocarlo en la estufa durante 2 horas a 110 °C, para asegurarse que esté totalmente seco.*
- 3. Se deja enfriar y se vuelve a pesar anotando con toda precisión el peso obtenido.*
- 4. Posteriormente disuelva éste con la mejor cantidad de ácido clorhídrico (HCl) y diluirlo en un matraz aforado de 1000 ml con agua destilada hasta la marca de aforo.*
- 5. Una vez aforado se ajusta el pH entre 6 y 8 agregando gota a gota una solución diluida de hidróxido de sodio (NaOH) y midiendo con papel indicador de pH.*
- 6. Para calcular la molaridad (M) de esta solución estándar se calcula de la siguiente manera*

M de la solución de carbonato de calcio = g de CaCO₃ x 0.1

SOLUCION DILUIDA DE HIDROXIDO DE SODIO.

- 1. Pesar 4 g de hidróxido de sodio (NaOH).*
- 2. Disolver en un litro de agua destilada.*

PREPARACION DE TRIETANOLAMINA.

- 1. Mida en una probeta graduada 30 ml de trietanolamina.*
- 2. Colóquela en un vaso de precipitado y diluya hasta 100 ml con agua destilada*

INDICADOR MUREXIDE.

1. Se pesan 4 g de purpurato de amonio y se mezclan con 100 g de cloruro de potasio.

SOLUCION REGULADORA DE CLORURO DE AMONIO.

1. Pese 67.5 g de cloruro de amonio.

2. Disuelva el cloruro de amonio en aproximadamente 200 ml de agua destilada.

3 Agregue 570 ml de hidróxido de amonio concentrado y diluya hasta 1000 ml con agua destilada.

INDICADOR DE ERIOCROMO NEGRO T.

1. Pese 0.5 g de eriocromo negro T.

2. Pese 4.5 g de hidrocloreuro de hidroxilamina.

3 Y disuelva en 100 ml de alcohol etílico al (95%).

IV.6 DETERMINACION DEL FIERRO

Se dice que volumetría es la medición de volúmenes, ésto es, una dosificación por análisis volumétrico. Dicha dosificación se efectúa midiendo el volumen del reactivo necesario para provocar un cambio de color de la sustancia. El fierro es el más importante de todos los metales, es el segundo en abundancia en la naturaleza de los elementos metálicos, se encuentra principalmente en forma de óxidos, carbonatos, sulfuros y sulfuros mixtos, en todas estas formas se encuentra muy difundido en la naturaleza. Los metales ferrosos, como el fierro y el acero, son importantes materiales industriales; normalmente, estos materiales no se analizan para determinar su contenido en fierro, sino el de los elementos que lo acompañan, como cromo, manganeso, cobalto, vanadio etc.

DESCOMPOSICION DEL FIERRO.

Los minerales de fierro se disuelven en ácido clorhídrico o se atacan por fusión con bisulfato alcalino. Los minerales son casi inatacables por los ácidos nítrico, sulfúrico o por fusión alcalina.

Aquellos minerales, en especial los sulfuros, en los que el fierro no es un constituyente principal, se atacan con frecuencia con ácido nítrico, agua regia o por fusiones alcalinas oxidantes.

PRECIPITACION.

El hidróxido de fierro (II) es relativamente soluble y no puede ser precipitado completamente más que en disolución moderadamente alcalina. Por otra parte, el hidróxido de fierro (III) es muy insoluble y se puede precipitar de forma cuantitativa aún a pH 4, para su separación gravimétrica, por tanto, el fierro debe adoptar en su totalidad la valencia +3 por oxidación del fierro (II) que pueda existir en las muestras con ácido nítrico, agua de bromo o peróxido de hidrógeno.

A causa de su solubilidad extremadamente pequeña, la sobresaturación relativa del hidróxido de fierro (III) durante la precipitación es muy alta (excepto cuando se precipita en disolución homogénea) y el precipitado es un coloide floculado muy a propósito para que quede contaminado de iones absorbidos. Normalmente la disolución ácida que contiene el fierro (III) diluido se calienta casi a ebullición y luego se añade hidróxido amónico 1:1 hasta que, después de una enérgica agitación, los vapores huelan un poco a amoníaco. El ion amoníaco formado en la neutralización tiende a desplazar a los demás cationes de la capa contra ion y, además, impide la precipitación del magnesio. Se deja en reposo la mezcla durante un intervalo pequeño de tiempo para que se sedimente el precipitado y después se filtra y lava el precipitado rápidamente.

El precipitado se redisuelve en el mismo filtro con ácido clorhídrico diluido caliente, lavando luego bien el papel con agua caliente. La disolución, que contiene de nuevo el fierro, se trata otra vez con amoníaco para reprecipitar dicho catión y se vuelve a filtrar por el mismo filtro.

DETERMINACION DE FIERRO POR VOLUMETRIA..

OBJETIVO:

Determinar la cantidad de fierro presente en una muestra de agua extraída de la formación.

EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS.

*1 Bureta graduada
1 Matraz Erlenmeyer
1 Mechero Bunsen
1 Soporte universal
1 Tela de asbesto
1 Probeta graduada
1 Vaso de precipitado*

*Agua de formación
Acido clorhidrico concentrado
Acidos mezclados
Cloruro mercúrico
Difenilamina (indicador)
Dicromato de potasio*

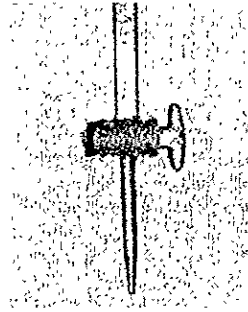


Fig. 4.6.1 Bureta graduada



Fig. 4.6.2 Matraz Erlenmeyer

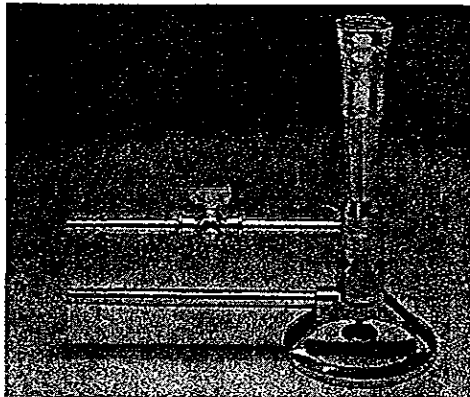


Fig 4.6.3 Mechero Bunsen

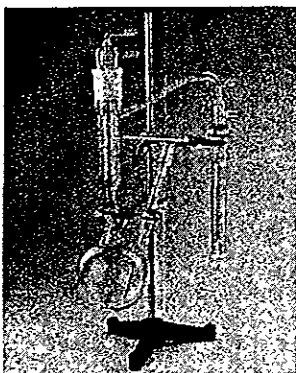


Fig. 4.6.4 Soporte universal

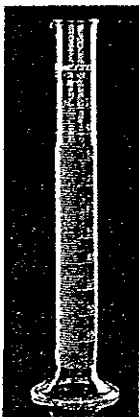


Fig. 4.6.5 Probeta graduada

DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE FIERRO.

1. En una probeta graduada se miden 50 ml de agua de formación y se vierten en el matraz Erlenmeyer o vaso de precipitado.
2. Al agua contenida en el matraz se le agregan 25 ml de ácido clorhídrico (HCl) concentrado adquiriendo una tonalidad amarilla.
- 3 Se coloca la solución en el soporte universal sobre la tela de asbesto para aplicarle calor mediante el mechero, hasta casi llegar al punto de ebullición
- 4 Una vez caliente la solución se le agregan algunas gotas de cloruro estanoso hasta que se decolore totalmente y agregue una gota de exceso.
- 5 Se deja enfriar a temperatura ambiente.
- 6 Una vez fría la solución se le agregan 25 ml de la solución saturada de cloruro mercurico más 15 ml de la solución de ácidos mezclados con "precaución", posteriormente mézclase bien y agréguese 5 gotas ó 0.5 ml del indicador de difenilamina
- 7 Se coloca la bureta en el soporte universal y se llena con la solución valorada de dicromato de potasio.
- 8 Se coloca el matraz debajo de la bureta y se le comienza agregar gota a gota la solución, al mismo tiempo que se agita continuamente hasta el punto en el cual vire de un color azul a violeta permanente En este momento se suspende el goteo.
- 9 Se apunta el volumen gastado y se calculan los mg/l de fierro en la muestra mediante la siguiente expresión.

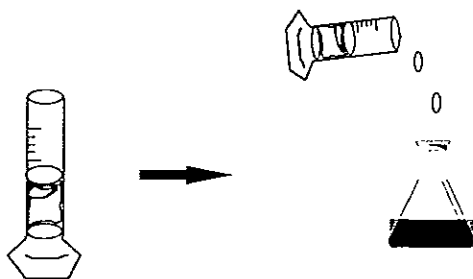
$$\text{mg / l de Fe} = \frac{(\text{ml de cromato} \times N \text{ del cromato})(55.85)(100)}{\text{ml de muestra}}$$

DONDE

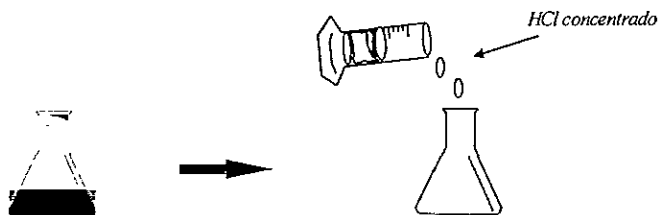
N del dicromato = 0.00255

Peso molecular del fierro = 55.85

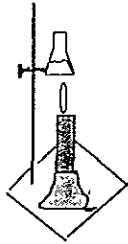
DESARROLLO PARA LA OBTENCION DE FIERRO



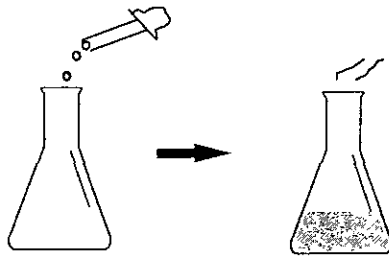
1. En la probeta graduada se miden 50 ml de agua de formación y se vierten en el matraz Erlenmeyer o vaso de precipitado.



2. Al agua contenida en el matraz se le agregan 25 ml de ácido clorhídrico concentrado adquiriendo una tonalidad amarilla.



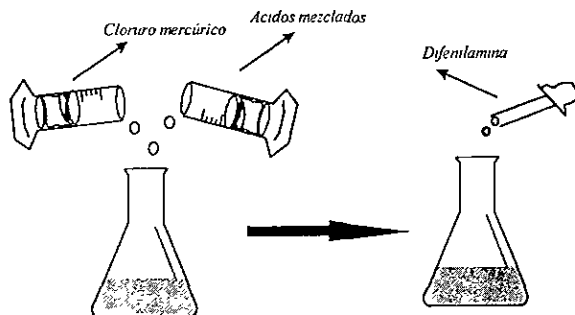
3. Se coloca la solución en el soporte universal y se le aplica calor hasta casi llegar al punto de ebullición



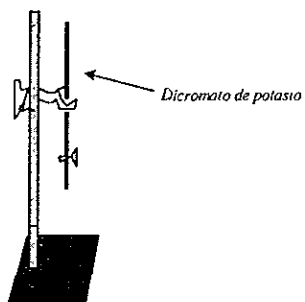
4. Una vez caliente la solución se le agregan unas gotas de cloruro estanoico hasta que se decolore totalmente.



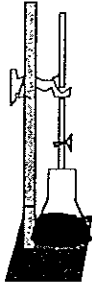
5. Se deja enfriar a temperatura ambiente para continuar



6. Una vez fría la solución se agregan 25 ml de la solución saturada de cloruro mercúrico más 15 ml de la solución de ácidos mezclados con precaución, mézclase bien y agregue 5 gotas del indicador difenilamina o 0.5 ml del mismo.



7. Se coloca la bureta en el soporte universal y se llena con la solución valorada de dicromato de potasio.



8. Se coloca el matraz debajo de la bureta y se le comienza agregar gota a gota la solución valorada de dicromato de potasio, al mismo tiempo que se agita continuamente hasta el punto en el cual vire de un color azul a violeta permanente.

9. Se apunta el volumen gastado y se calculan los mg/l de fierro en la muestra mediante la siguiente expresión.

$$\text{mg/l de Fe} = \frac{\text{ml de cromato} \times N \text{ del cromato} \times 55.85 \times 100}{\text{ml de muestra}}$$

DONDE:

$$\begin{aligned} N \text{ del dicromato} &= 0.00255 \\ \text{Peso molecular del fierro} &= 55.85 \end{aligned}$$

PREPARACION DE LAS SOLUCIONES UTILIZADAS PARA ESTA PRACTICA.

SOLUCION VALORADA DE DICROMATO DE POTASIO ($K_2Cr_2O_7$)

1. Primero se prepara una solución estándar de cloruro férrico, de la siguiente forma:
 - a) Sobre el vidrio de la balanza electrónica se pesa 1.0 g de cloruro férrico.
 - b) Se disuelve en agua destilada en un matraz aforado de 1000 ml.
2. Después se prepara una mezcla de ácidos. Mezclando 300 ml de ácido sulfúrico y 300 ml de ácido fosfórico (juntos), más 400 ml de agua destilada.
3. Sobre el vidrio de la balanza se pesan aproximadamente 0.88 g de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) y se aforan en un matraz de 1000 ml con agua destilada.
4. Se procede a titular esta solución. Primero se colocan 50 ml de solución estándar de cloruro férrico en un matraz Erlenmeyer, agregándole 25 ml de ácido clorhídrico (HCl).
5. Después se calienta casi al punto de ebullición, al mismo tiempo que se le agregan gotas de cloruro estannoso hasta que se torne incoloro.
6. Se deja enfriar a temperatura ambiente y una vez frío se le agregan 25 ml de cloruro de mercurio más 15 ml de mezcla de ácidos (preparados en el paso 2) con mucha "precaución" y como indicador se le agregan de 3 a 5 gotas de difenilamina, dando una coloración azul.
7. En el soporte universal se coloca una bureta graduada la cuál se afora con solución valorada de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$).
8. Se coloca el matraz debajo de la bureta y se comienza a gotear dicromato de potasio dentro del matraz al mismo tiempo que se agita continuamente hasta que vire de color azul a violeta. En este momento se deja de gotear.
9. Se anota el volumen gastado de ($K_2Cr_2O_7$) y se procede a calcular la normalidad de la solución por medio de la siguiente expresión:

$$N. \text{ de } (K_2Cr_2O_7) = \frac{\text{ml de sol. De Fierro} \times N. \text{ sol. De Fierro}}{\text{ml gastados de } (K_2Cr_2O_7)}$$

DONDE:

$$N \text{ solución de Fierro} = g \text{ FeCl}_2 \times 0.002 = 0.00255$$

SOLUCION DE CLORURO ESTANOSO.

- 1 Pese 5 g de cloruro estanoso.*
- 2 Disuelva el cloruro estanoso en 100 ml de ácido clorhídrico 1: 1 y agregue de 2 a 3 g de estaño metálico a la solución.*

SOLUCION SATURADA DE CLORURO MERCURICO.

- 1. Medir 500 ml de agua destilada*
- 2 Saturar con cloruro mercurico.*

SOLUCION DE ACIDOS MEZCLADOS.

- 1 Mida 300 ml de ácido sulfúrico.*
- 2 Mida 300 ml de ácido fosfórico.*
- 3 Mezcle perfectamente los ácidos sulfúrico y fosfórico y diluyalos a 1000 ml con agua destilada (precaución).*

SOLUCION DE DIFENILAMINA. (indicador).

- 1 Pese 1.0 g de sulfonato de difenilamina*
- 2 Disuelva el sulfonato de difenilamina en 100 ml de ácido clorhídrico al 5%*

OTROS PROCEDIMIENTOS PARA ANALISIS DE AGUA EMPLEANDO REACTIVOS FORMULADOS EN EL IMP

a) INSTRUCTIVO PARA ANALISIS DE AGUAS TECNICAS IMP PARA EL FIERRO.

- 1. Dependiendo de la concentración de fierro, pipetear de 50 a 100 ml de la muestra de agua.*
- 2. Agregar de 4 a 5 gotas de ácido clorhídrico concentrado.*
- 3. Calentar la muestra a ebullición para eliminar el sulfuro de hidrógeno presente.*
- 4. Agregar 1.0 ml de solución de peróxido de hidrógeno, desarrollándose un color amarillo.*
- 5. Agregar 1.0 ml de solución de ácido salicílico, desarrollándose un color púrpura intenso si hay fierro.*
- 6. Ajustar el PH de la muestra entre 2 y 3 con la solución amortiguadora de acetato de sodio, teniendo cuidado en no pasarse de un PH de 3. Si se pasa desechar esa prueba y comenzar otra.*
- 7. Titular con la solución de EDTA hasta que desaparezca el color púrpura y quede un color amarillo paja.*

8. Cálculos:

$$\text{mg / l de Fe} = \frac{V \times M \times 55.85 \times 100}{V_m}$$

DONDE

V = Volumen gastado de solución estándar de EDTA en la titulación, ml

V_m = Volumen de muestra, ml

M = Molaridad de la solución estándar de EDTA

55 85 = Peso molecular del Fe

b) ANEXO I DEL INSTRUCTIVO DE TECNICAS IMP PARA EL FIERRO (bajas concentraciones)

- 1. Insertar la tarjeta de la curva estándar IMP para la determinación de fierro.*
- 2. En una celda limpia agregar 25 ml de agua problema y sin reactivos calibrar el espectrofotómetro a una longitud de onda de 510 nm.*
- 3. Tomar una muestra de agua problema de 25 ml medida en probeta y agregarla en una celda limpia.*
- 4. Agregar 0.5 ml de ácido clorhídrico concentrado y 1.0 ml de la solución de hidroxilamina, homogeneizar y agregar 3.0 ml de la solución de acetato de amonio y 1.0 ml de la solución de fenantrolina; agitar durante dos minutos.*
- 5. Colocar en la celda de lectura y leer a los tres minutos (cinco minutos tiempo total). La lectura indica directamente mg /l de fierro.*

CAPITULO V

INTEGRACION DE RESULTADOS.

En el desarrollo del presente trabajo se presentaron los procedimientos de laboratorio, para la determinación del contenido de diversos iones positivos y negativos y radicales, que se encuentran disueltos en forma de sales en el agua de formación.

Las prácticas en el Laboratorio de Química para la Explotación de Yacimientos de la Facultad de Ingeniería se realizan en forma independiente y aislada debido, entre otras causas, a un cierto orden pedagógico y a la distribución de los horarios destinados no solo para cada materia que requiere del propio laboratorio a que se hace referencia, sino para el resto de las asignaturas teóricas.

Si una muestra de agua de formación se somete a todas y cada una de las determinaciones comprendidas en el desarrollo del presente trabajo, entonces se puede establecer el contenido de sales que en esa muestra se encuentran disueltas.

Los resultados de los análisis de agua de formación se utilizan para ayudar a la solución de diversos problemas que se presentan en la industria petrolera, como los que a continuación se indican:

- 1. Efectividad de terminación de pozos*
- 2. Entrada de fluidos extraños al pozo*
- 3. Conificación de agua*
- 4. Interdigitación de agua*
- 5. Identificación de los casos de varios yacimientos con acuífero común*
- 6. Incompatibilidad de fluidos en procesos de recuperación secundaria y mejorada*
- 7. Desecho de agua producida*
- 8. Protección del medio ambiente.*

En los primeros análisis sobre el agua producida de un campo reportan solamente la densidad, la concentración en partes por millón equivalentes de cloruro de sodio y la concentración de sólidos totales, resultados cuya aplicación presenta limitaciones por lo que se hace necesario el realizar análisis químicos cuantitativos en un laboratorio.

Los resultados de laboratorio se reportan en forma de cifras expresadas en partes por millón, las que resultan imprácticas para su manejo y comparación por lo que se recurre a la representación gráfica propuesta por Henry A. Stiff.

Se deben realizar verdaderos esfuerzos a fin de obtener planos correlacionados contruidos sobre bases geográficas, geológicas, regionales y areales contruidos para cada formación de interés, con los que se dispondrá de un panorama más amplio para las diversas aplicaciones en la ingeniería petrolera.

V.I DIAGRAMAS STIFF.

Los diagramas Stiff son representaciones gráficas que adoptan contornos de polígonos singulares para las diversas aguas de formación con que tiene que trabajar entre otros el ingeniero petrolero.

En el método de Henry A. Stiff se emplean líneas horizontales con escalas que parten de un punto central (cero) de la línea, tanto hacia la izquierda como a la derecha. Los iones positivos se grafican hacia la izquierda y los negativos y radicales hacia la derecha.

Lugares característicos se han asignado para sodio, calcio, magnesio, fierro, cloruros, bicarbonatos o carbonatos ácidos, sulfatos y carbonatos como se ilustra en la figura siguiente que consta de cuatro líneas horizontales y paralelas entre sí.

Na	_____	Cl
Ca	_____	HCO ₃
Mg	_____	SO ₄
Fe	_____	CO ₃

Dadas las diferentes concentraciones que se presentan es común emplear diferentes escalas como las que a continuación se indican para las mismas cuatro líneas horizontales.

En miliequivalentes por litro o en partes por millón.		
100	_____	100
10	_____	10
10	_____	10
10	_____	10

Este método consiste en marcar puntos sobre cada una de las líneas antes mencionadas de acuerdo a su valor obtenido en el análisis químico de agua y posteriormente unirlos mediante líneas a fin de obtener un patrón que nos sirva de referencia para futuros estudios.

Las escalas pueden modificarse según las necesidades o bien si se quiere hacer notar algunos puntos del patrón para exagerarlas o para disminuirlas. Lo anterior es con el fin de facilitar la identificación de tal característica en otras muestras venideras.

A continuación se presentan los análisis y diagramas de Stiff correspondientes que se llevaron a cabo en un laboratorio de Petróleos Mexicanos en muestras de agua de 5 campos diferentes.

Los tres primeros corresponden a los campos Acuatempa, Mozutla y Jiliapa que presentan un mismo patrón, por lo que debe considerarse que probablemente corresponden a tres yacimientos que cuentan con un acuífero común y la misma formación El Abra; el cuarto caso del campo Poza Rica presenta un patrón distinto, que corresponde a la formación Tamabra, el quinto a una arena del campo Roda, el sexto a la Arena H del campo Samac y el último que corresponde al Jurásico San Andrés del propio campo San Andrés. Cada uno de los cuatro últimos casos tienen un patrón diferente en sus correspondientes diagramas Stiff.

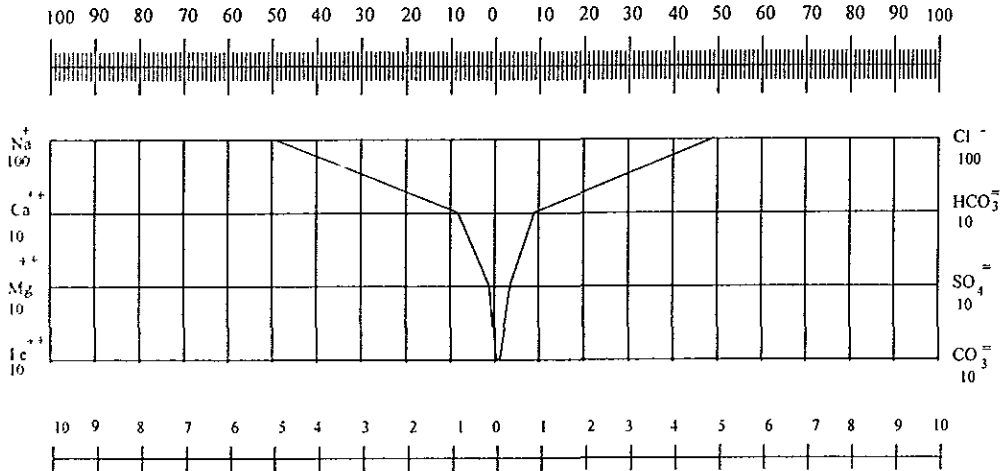
ANALISIS QUIMICO DE AGUA

CAMPO: ACUATEMPA
YACIMIENTO: EL ABRA

POZO No. 1
INTERVALO: 1774-1784 mBMR

IONES	PPM	FACTORES	MgEq/L	%
Na ⁺	18699	0.04348	813.03	48.91
Ca ⁺⁺	306	0.04991	15.27	0.93
Mg ⁺⁺	35	0.08224	2.88	0.18
Cl ⁻	28640	0.02820	807.64	48.58
HCO ₃ ⁼	334	0.01639	16.07	0.93
SO ₄ ⁻	772	0.02082	5.42	0.34
CO ₃ ⁼	60	0.03333	2.00	0.13

DIAGRAMA DEL ANALISIS QUIMICO



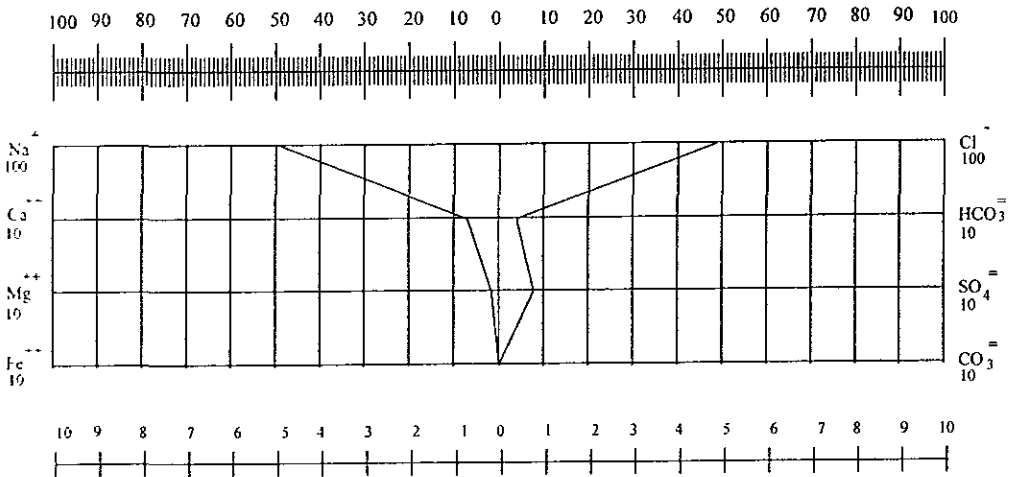
ANALISIS QUIMICO DE AGUA

CAMPO: MOZUTLA
YACIMIENTO: EL ABRA

POZO No. 9
INTERVALO: 1760 - 1764 mBMR

IONES	PPM	FACTORES	MgEq/L	%
Na ⁺	20240	0.04348	880.02	49.18
Ca ⁺⁺	233	0.04991	11.62	0.65
Mg ⁺⁺	38	0.08224	3.13	0.17
Cl ⁻	30947	0.02820	872.70	48.77
HCO ₃ ⁼	478	0.01639	7.83	0.44
SO ₄ ⁻	684	0.02082	14.24	0.79

DIAGRAMA DEL ANALISIS QUIMICO



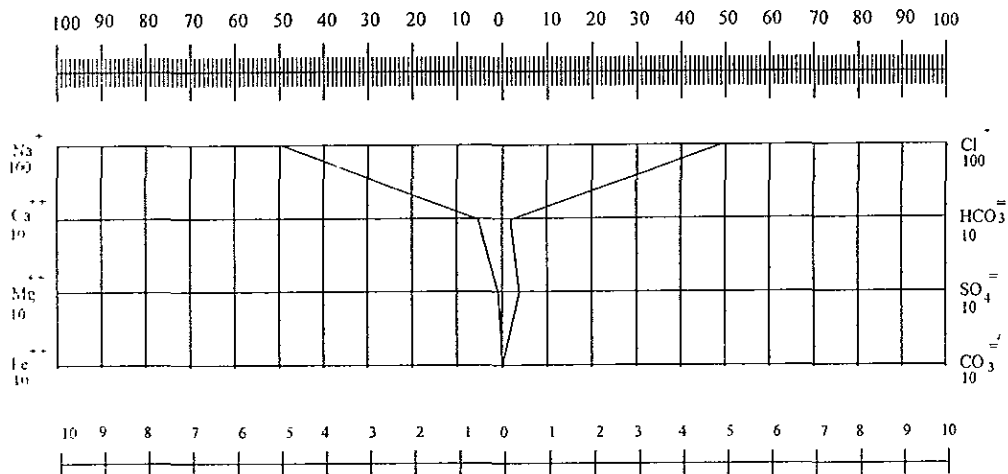
ANALISIS QUIMICO DE AGUA

CAMPO: JLIAPA
YACIMIENTO: EL ABRA

POZO No. 2
INTERVALO: 2275-2300 mBMR

IONES	PPM	FACTORES	MgEq/L	%
Na ⁺	31869	0.04348	1385.66	49.41
Ca ⁺⁺	277	0.04991	13.83	0.49
Mg ⁺⁺	33	0.08224	2.71	0.10
Cl ⁻	49150	0.02820	1386.03	49.42
HCO ₃ ⁼	336	0.01639	5.51	0.20
SO ₄ ⁻	512	0.02082	10.66	0.38

DIAGRAMA DEL ANALISIS QUIMICO



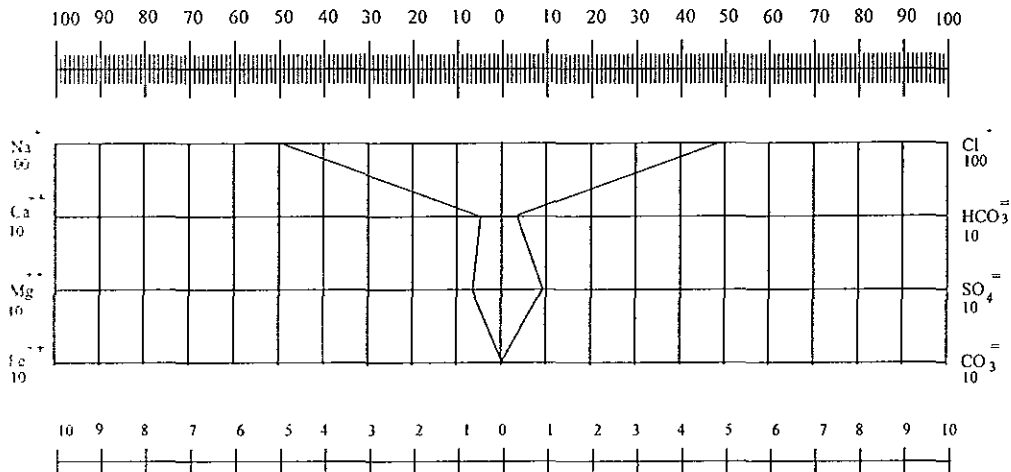
ANALISIS QUIMICO DE AGUA

CAMPO: POZA RICA
YACIMIENTO: TAMABRA

POZO No. ESCOLIN184
INTERVALO: 2740-2752 mBMR

IONES	PPM	FACTORES	MgEq/L	%
Na ⁺	22547	0.04348	980.34	48.89
Ca ⁺⁺	184	0.04991	9.18	0.46
Mg ⁺⁺	160	0.08224	13.16	0.65
Cl ⁻	34700	0.02820	978.54	48.80
HCO ₃ ⁼	380	0.01639	6.23	0.31
SO ₄ ⁻	860	0.02082	17.90	0.89

DIAGRAMA DEL ANALISIS QUIMICO



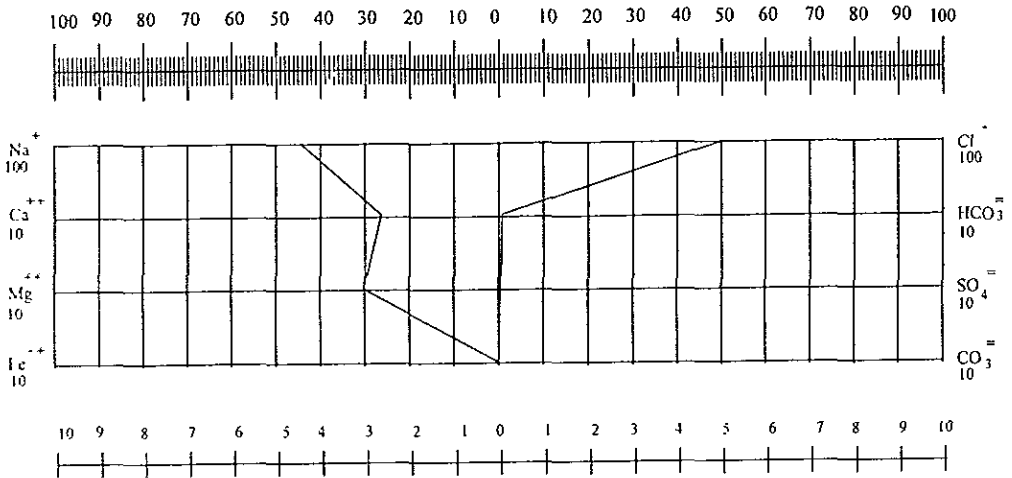
ANALISIS QUIMICO DE AGUA

CAMPO: RODA
YACIMIENTO: ARENA "E"

POZO No. 3
INTERVALO: 2015-2030 mBMR

IONES	PPM	FACTORES	MgEq/L	%
Na ⁺	57146	0.04348	2484.71	44.33
Ca ⁺⁺	2880	0.04991	143.74	2.56
Mg ⁺⁺	2120	0.08224	174.35	3.11
Cl ⁻	99212	0.02820	2797.78	49.91
HCO ₃ ⁼	176	0.01639	2.88	0.05
SO ₄ ⁻	101	0.02082	2.10	0.04

DIAGRAMA DEL ANALISIS QUIMICO



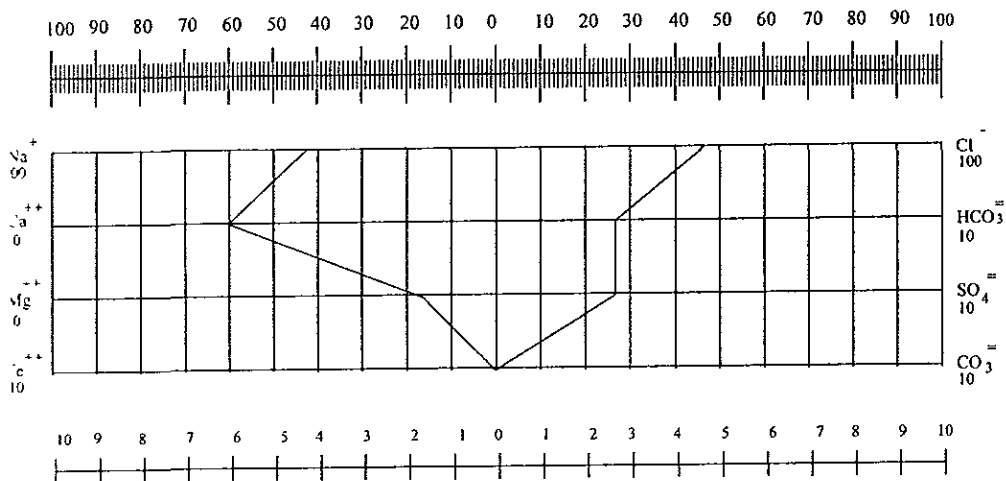
ANALISIS QUIMICO DE AGUA

CAMPO: SAMAC
YACIMIENTO: ARENA "H"

POZO No. 5
INTERVALO: 1571-1568 mBMR

IONES	PPM	FACTORES	MgEq/L	%
Na ⁺	18530	0.04348	805.7	42.34
Ca ⁺⁺	2290	0.04991	114.5	6.02
Mg ⁺⁺	379	0.08224	31.2	1.64
Cl ⁻	30970	0.02820	873.4	45.90
HCO ₃ ⁼	3233	0.01639	53.0	2.79
SO ₄ ⁻	1200	0.02082	25.0	2.79

DIAGRAMA DEL ANALISIS QUIMICO



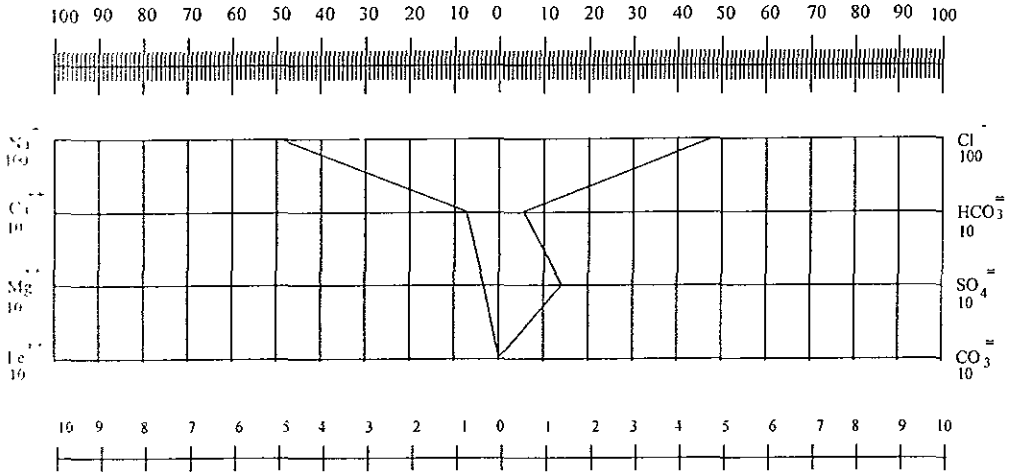
ANALISIS QUIMICO DE AGUA

CAMPO: SAN ANDRES
YACIMIENTO: JSA

POZO No. 168
INTERVALO: 3164-3175 mBMR

IONES	PPM	FACTORES	MgEq/L	%
Na ⁺	13051	0.04348	567.46	48.95
Ca ⁺⁺	158	0.04991	7.88	0.68
Mg ⁺⁺	52	0.08224	4.27	0.37
Cl ⁻	19721	0.02820	556.13	47.97
HCO ₃ ⁼	400	0.01639	6.55	0.57
SO ₄ ⁼	813	0.02082	16.92	1.46

DIAGRAMA DEL ANALISIS QUIMICO



CONCLUSIONES:

1. *El presente trabajo puede servir de guía para facilitar las prácticas que se llevan a cabo en el Laboratorio de Química de la Facultad de Ingeniería, sobre muestras de agua de formación*
2. *Los alumnos pueden consultar las medidas de seguridad básicas a fin de que realicen sus determinaciones con menor riesgo.*
3. *En caso de accidente, los practicantes contarán con una guía de acciones a seguir, antes de iniciar sus trabajos.*
4. *Los Diagramas Stiff permitirán contar con un auxilio más, en la solución de diversos problemas que con frecuencia pueden presentarse en la Ingeniería Petrolera.*

BIBLIOGRAFIA

1. *Drews, A.W*
Petroleum Products Analysis S.
TP 691-M358 1992

2. *Normas Mexicanas*
NMX-L-157-1996-SCFI
Exploración del Petróleo
Especificaciones y métodos
de prueba

3. *Annual Book of ASTM Standars*
Petroleum Products, Lubricants, and Fossil Fuels
D-4458 Cloruros
D-1126 Calcio y magnesio
D-1067 Carbonatos y bicarbonatos
D-4582 Sulfatos
D-1068 Fierro

4. *Fisher*
Catálogo de instrumentos de laboratorio
95/96 V

5. *Ayres Gilbert H.*
Quantitative Chemical Analysis
University of Texas, Austin
Edit. Harper & Row, 1975

6. *Instructivo para análisis de agua*
(Técnicas IMP)
Subdirección de Tecnología de Explotación
Abril de 1990

7. *Orosco D. Fernando*
Análisis químico cuantitativo
Porrúa, México, 1981

8. *Fernández Georgina V*
Manual de laboratorio de química de agua
División de Estudios de Posgrado
Facultad de Ingeniería de la UNAM, 1985

9. *Standar Methods for the Examination of Water and Wastewater*
American Public Health
Work Association 15°. De
Washington D.C. 1981

10. *Snoeyink, V. L y D. Jenkins*
Water Chemistry
New York, 1980

11. *Taylor, Elizabeth J.*
Diccionario enciclopédico de medicina
Mc Graw-Hill Madrid, 1993

12. *Cruz Roja Española*
Guía breve de primeros auxilios
Printer Barcelona, 1982