



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO



FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA

Química Farmacéutico Biológica

Área Química

# **Manual de Laboratorio de Química Analítica**

Fecha de aprobación por el CAC: 1 de septiembre de 2017



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
<b>SGC-FESZ-QFB-ML04</b>	<b>25/10/2016</b>	<b>0</b>	<b>1 / 63</b>

## **MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA ANALÍTICA**

**Código: SGC-FESZ-QFB-ML04**

REVISADO Y ACTUALIZADO POR:

M. en C. MARÍA GLORIA VELÁSQUEZ VAQUERO

Q.F.B. FELIPE ALBERTO PÉREZ VEGA

Q.F.B. GEORGINA CECILIA ROSALES RIVERA

M. en DIIE MARÍA ISABEL GARDUÑO POZADAS

M. en C. LIZETT CASTREJON DELGADO

Q.F.B. CHAIREL IVONNE DIAZ ESTRADA

M. en C. MARA NIDIA ELIZALDE MASTACHE

Q.F.B. MARCOS RUBEN CHAVEZ ROMERO

Q.F.B. VICTOR HUGO BECERRA LÓPEZ



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	2 / 63

## Índice

	Pág.
I. Introducción.....	3
II. Objetivos generales.....	5
III. Objetivos específicos.....	5
IV. Evaluación.....	5
V. Reglamento de laboratorio.....	7
VI. Contenido.....	8
VI.1. Equilibrio ácido – base.....	8
VI.1.1. Práctica 1. Medición del pH.....	8
VI.1.2. Práctica 2. Indicadores ácido – base.....	11
VI.1.3. Práctica 3. Reacción entre una base débil – ácido fuerte...	15
VI.1.4. Práctica 4. Preparación de disoluciones buffer.....	19
VI.2. Complejos.....	25
VI.2.1. Práctica 5. Reacciones de formación de complejos y complejos metalocrómicos.....	25
VI.2.2. Práctica 6. Reacciones de formación de un complejo metal EDTA.....	34
VI.3. Equilibrio óxido – reducción.....	38
VI.3.1. Práctica 7. Reacción entre un reductor y un oxidante.....	38
VI.3.2. Práctica 8. Indicadores redox.....	43
VI.4. Equilibrio de precipitación.....	47
VI.4.1. Práctica 9. Reacciones de formación de sales poco solubles y efecto del pH.....	47
VI.4.2. Práctica 10. Determinación potenciométrica en una reacción de precipitación.....	54
VII. Anexos.....	59
VII.1. Cronograma.....	59
VII.2. Reglamentos.....	60
VII.3. Manejo de residuos.....	62



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	3 / 63

## I. INTRODUCCIÓN

El módulo de Química Analítica se encuentra ubicado en el tercer semestre de la Carrera Química Farmacéutico Biológica (Q.F.B.) en la Facultad de Estudios Superiores (F.E.S.) Zaragoza, específicamente en el Área Química del Ciclo Básico. Equivale a 11 de los 441 créditos.; mismos que se cubren en 7 horas semanales de las cuales 4 horas corresponden a la Teoría y 3 horas al componente Laboratorio, para cursar el laboratorio, el alumno deberá estar inscrito en el módulo de Química Analítica.

No existe seriación con otros módulos; no obstante, es necesario retomar conocimientos y habilidades adquiridos en módulos anteriores como Química, Matemáticas, Fisicoquímica I y Laboratorio de Ciencia Básica; y de módulos simultáneos como Fisicoquímica II y Química Orgánica. Los conocimientos y habilidades obtenidos en este módulo tendrán aplicación en módulos subsecuentes como Análisis de Fármacos y Materias Primas I y II.

El trabajo experimental en el módulo de Química Analítica ha sido planeado para que el alumno aplique los fundamentos del equilibrio químico (ácido-base, complejométrico, óxido-reducción y precipitación) a presión y temperatura constante, en la predicción del comportamiento de una reacción química en disoluciones con sustancias de interés farmacéutico o bioquímico clínico [*predicción de la reacción*: que tan completa es la reacción en el punto de equivalencia o el cambio de una propiedad importante del sistema mientras ocurre esta reacción (pH, E, pM, etc.). Química analítica es una introducción cualitativa a los equilibrios simultáneos, así mismo los alumnos pueden determinar el contenido de la sustancia estudiada en la muestra, teniendo una aplicación cuantitativa.

Este manual representa una guía para cumplir con los objetivos planteados en el laboratorio, no es un manual de prácticas pre-establecidas, dado que se propone trabajar por proyectos; de esta forma se pretende que, con proyectos sencillos, el alumno investigue, integre, aplique, reorganice, compruebe conceptos y teorías que le permitan aprendizajes significativos.

El trabajo por proyectos favorece el trabajo en equipo y permite a los alumnos desarrollar habilidades en el manejo del material, además de fomentar su



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
<b>SGC-FESZ-QFB-ML04</b>	<b>25/10/2016</b>	<b>0</b>	<b>4 / 63</b>

creatividad al proponer procedimientos básicos para el análisis de sustancias (los cuales deberán interpretar), de igual forma desarrollan la capacidad de administrar recursos y tiempo para cumplir con lo planteado en el programa, por lo que algunas de las disoluciones serán preparadas y ocupadas por todos los equipos del grupo.

Este laboratorio es un curso introductorio en el que se contemplan las bases para el control de calidad y el análisis de muestras químicas y biológicas, por lo que sirve como sustento para el aprendizaje en los módulos de Análisis de Fármacos y Materias Primas I y II, Tecnología Farmacéutica, Bromatología, Desarrollo Analítico, Hematología y Química Clínica.

En este contexto, existen cinco grupos: 305, 306, 353, 354 y 355. Los alumnos inscritos en cada grupo se distribuyen, por la Coordinación del Área Química, en cuatro secciones (una por cada profesor). Organizados en equipos de tres personas.

Cada asesor da a conocer los objetivos del módulo, los alumnos realizan una investigación y diseñan un proyecto para el cumplimiento de los mismos. Los proyectos deberán desarrollarse de acuerdo con el cronograma (Anexo I).

El laboratorio de Química Analítica cuenta con un total de tres horas por semana para cubrir los objetivos planteados. Para ello el alumno realizará una propuesta de proyecto experimental con la finalidad de conseguir un objetivo en particular de la unidad temática correspondiente; proyecto que deberá exponer, explicar y fundamentar ante el profesor mediante una discusión dirigida y, una vez aprobado, deberá poner en práctica. Toda vez que haya obtenido resultados experimentales realizará el respectivo reporte, mismo que se entregará en la siguiente sesión.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	5 / 63

## II. OBJETIVOS GENERALES

- Explicar el comportamiento de las especies químicas en disolución desde el punto de vista cualitativo y cuantitativo.
- Aplicar los conocimientos en experimentos específicos.
- Establecer la directriz para el desarrollo experimental en el Laboratorio de Química Analítica.

## III. OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Explicar los conceptos fundamentales del equilibrio químico y los factores que lo afectan.
- Describir los conceptos más importantes y explicar las propiedades del equilibrio ácido-base en agua.
- Describir el equilibrio de formación de complejos.
- Explicar los conceptos fundamentales del equilibrio de óxido-reducción.
- Describir el equilibrio de precipitación y factores que lo afectan.

Además de los objetivos planteados, en cada proyecto se logran otros objetivos como son el manejo correcto de reactivos, medidores de pH, potenciómetros, electrodos, balanza analítica, balanza granataria, material de vidrio, material volumétrico, cálculos estequiométricos, preparación de disoluciones, determinación de contenido, etc.

## IV. EVALUACIÓN

Para la evaluación se consideran tres aspectos importantes: discusión, desarrollo experimental e informe:

- a) *Discusión*: Considerando la propuesta del proyecto, la discusión se evalúa durante toda la sesión, incluye:
- Comprensión y manejo de la información, conceptos y aspectos teóricos.
  - La información documentada acerca del manejo y propiedades físicas, químicas y tóxicas de los reactivos a utilizar.
  - Los cálculos necesarios para justificar la cantidad de reactivos a emplear.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	6 / 63

- El planteamiento para el control de variables de acuerdo con las reacciones que se llevan a cabo.
- Selección de material, instrumentos y equipos a emplear.
- Manejo y disposición de residuos.

La discusión tiene un valor del 30%, además se considera la elaboración del protocolo (anteproyecto) con las características que indique el profesor.

b) *Desarrollo experimental:* Con una lista de cotejo, se evalúa periódicamente el desempeño en el trabajo experimental considerando durante toda la sesión, los siguientes aspectos:

- Uso de aditamentos de seguridad: Bata de manga larga (abotonada), lentes de seguridad, guantes y zapato cerrado de piso con antiderrapante.
- Portar gafete de identificación.
- Contar con el material básico por equipo de alumnos.
- Uso de bitácora de actividades por alumno.
- Empleo adecuado (orden y limpieza) del material, equipo y/o instrumentos de laboratorio (campana extractora, potenciómetro, balanzas, estufas).
- Selección y uso adecuado de reactivos. Los reactivos son RA y se utiliza agua destilada para trabajar.
- Organización y trabajo en equipo.
- Manejo adecuado y disposición de los residuos.

La parte experimental posee un valor del 35%.

c) *Informe:* En el reporte del experimento, el sustento teórico, la presentación de los resultados, el análisis/discusión y conclusiones son de suma importancia. Además de la ortografía, limpieza, congruencia y orden. Es requisito haber realizado la discusión con el profesor y el desarrollo experimental para poder entregar el informe. Los apartados del informe incluyen: resumen, método (procedimiento experimental, material, reactivos, equipo y/o instrumentos, etc.), resultados, análisis de resultados, conclusión y referencias bibliográficas. La entrega del informe es ocho días posteriores a la realización experimental.

El informe representa un 35% de la calificación y debe ser con las características que indique el profesor.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
<b>SGC-FESZ-QFB-ML04</b>	<b>25/10/2016</b>	<b>0</b>	<b>7 / 63</b>

Para tener derecho a la calificación del laboratorio de química analítica se debe cumplir con:

- ✓ Al menos el 90% de asistencia.
- ✓ Discusión, desarrollo experimental e informes de cada proyecto.
- ✓ Todos los objetivos cumplidos.

La calificación final del laboratorio representa el 50% de la calificación total del módulo, el otro 50% proviene del componente teórico y ambos deben ser aprobatorios para poder promediar.

## **V. REGLAMENTO DEL LABORATORIO**

El trabajo en el laboratorio implica actividades con cierto grado de riesgo debido a los materiales que se utilizan; razón por la cual es necesario cumplir con una serie de reglas (incluidas seguridad, orden y limpieza) que ayuden a disminuir al máximo o anular los factores de riesgo. En el anexo II se encuentra el reglamento para profesores y el reglamento para alumnos



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	8 / 63

## VI. CONTENIDO

### VI.1. Equilibrio ácido – base

En esta unidad, el alumno explicará con experimentos sencillos las reacciones químicas en disolución acuosa de sustancias con propiedades ácido básicas aplicando los fundamentos de equilibrio químico a presión y temperatura constantes. Se tiene como eje el comportamiento de los ácidos y las bases, los equilibrios ácido base explicados a partir de la teoría de Brönsted-Lowry, la importancia del  $pK_a$ , el uso de indicadores, soluciones amortiguadoras y las bases analíticas que engloban las titulaciones.

#### VI.1.1. PRÁCTICA No. 1 MEDICIÓN DEL pH

##### ► OBJETIVOS

- 1) El alumno conocerá como se establece la escala de pH.
- 2) Investigará qué son los estándares primarios de la NBS y cómo se preparan.
- 3) Conocerá el montaje experimental para medir el pH y describirá qué es, cómo están constituidos un electrodo de referencia y un electrodo de vidrio y cómo funcionan.
- 4) Comprenderá el funcionamiento, manejo, calibración y cuidados del medidor de pH y electrodos.
- 5) Determinará el valor de pH de varias disoluciones de uso farmacéutico y/o biológico.

##### ► GENERALIDADES

Debido a la amplia utilización de las medidas de pH no solo en el área química sino en otras como la biología, medicina, geología, etc. se hizo necesaria una definición operacional dada por la ecuación:

$$pH_x = pH_s + \frac{(E_x - E_s) F}{RT \ln 10} \quad (1)$$



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	9 / 63

Esta ecuación es la definición práctica aceptada en muchos países y ha sido recomendada por la IUPAC (International Union Pure and Applied Chemistry). En la ecuación 1,  $\text{pH}_s$  es el pH de una disolución estándar,  $E_x$  y  $E_s$  son los valores de fem de una celda de pH con los electrodos sumergidos en una disolución de pH desconocido y  $\text{pH}_x$  el valor de pH de la discusión a determinar. La celda debe ser del tipo:



La concentración de los iones hidronio puede variar por la presencia de un ácido o una base. Si se consideran disoluciones de ácidos o base fuertes, cuyas concentraciones sean al máximo 1M el intervalo de la variación de la concentración de los iones hidronio en una disolución acuosa cubre aproximadamente  $10^{14}$  unidades a la temperatura ambiente. Con la definición de pH esta magnitud puede variar desde cero (ácido fuerte 1 M) hasta 14 (base fuerte 1 M).

Debido a que experimentalmente sólo puede determinarse la actividad promedio de un ion, en la definición operacional de pH esta magnitud carece de exactitud termodinámica y entonces el pH debe ser definido sobre una "base convencional". Se hicieron numerosas propuestas pero ninguna satisface totalmente la relación entre la teoría y los resultados experimentales. Para resolver este problema se estableció una escala de pH basada sobre una serie de disoluciones estándares (estándares de la NBS) con valores que satisfagan los resultados experimentales. Es preciso observar que esta escala de pH, definida arbitrariamente, no permite determinar con Exactitud la actividad real de los iones  $\text{H}^+$  contenidos en una disolución problema, sin embargo, todas las medidas de ph basadas sobre una misma escala adoptada universalmente se vuelven comparables entre sí.

La determinación experimental del pH se puede realizar con papel medidor de pH (tiras de papel impregnadas de un indicador que permite directamente medir el pH al comparar con el color proporcionado por el proveedor en el empaque) o bien con un medidor de pH (Figura 1) que es un potenciómetro diseñado para utilizar un electrodo de vidrio como electrodo indicador de la actividad de los iones hidronio y un electrodo de referencia.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	10 / 63

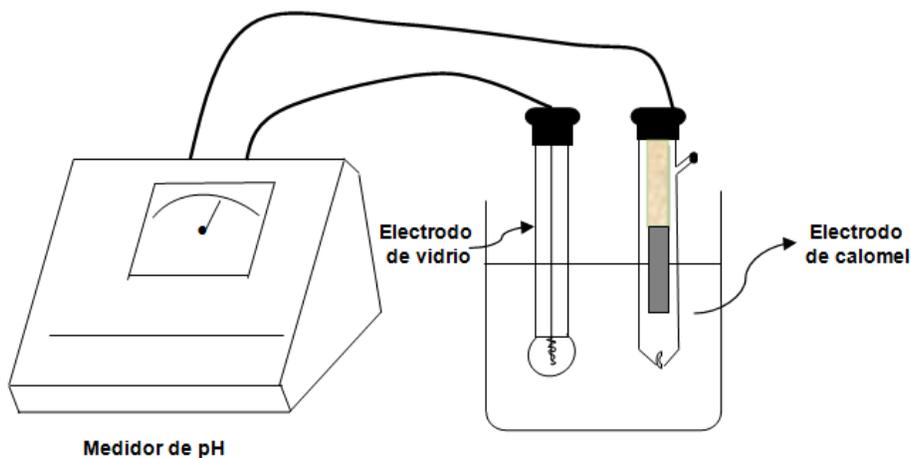


Figura 1. Dispositivo experimental para medir el pH

► MATERIAL

- 2 vasos de precipitados de 100 mL
- 1 matraz volumétrico de 100 mL
- 1 agitador magnético

► REACTIVOS

1. Ftalato de potasio
2. Bórax

► EQUIPO

- 1 medidor de pH
- 1 electrodo de vidrio
- 1 electrodo de calomel
- (1 electrodo combinado)
- 1 balanza analítica

► PROCEDIMIENTO

- Preparación de una disolución buffer del estándar primario de la NBS ftalato ácido de potasio 0.05M: Pesar con exactitud 1.012 g de ftalato ácido de potasio disolver con agua destilada y transferir a un matraz volumétrico de 100 mL, diluir hasta la marca y agitar, esta disolución tiene un pH de 4.002 a 20 °C o 4.008 a 25 °C.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	11 / 63

- b) Preparación de una disolución del estándar primario de la NBS, bórax 0.01M: Pesar con exactitud 0.38 g de tartrato de sodio decahidratado (bórax), disolver con agua destilada y transferir a un matraz volumétrico de 100 mL, diluir hasta la marca y agitar, esta disolución tiene un pH de 9.225 a 20 °C o 9.018 a 25 °C.
- c) Con las disoluciones anteriores y los electrodos realizar la calibración del medidor de pH, posteriormente realizar la medición de pH de varias disoluciones químicas o biológicas.

## ▶ RESULTADOS

Cuadro 1. Valores de pH registrados en el inciso c.

Disolución	pH	ácido o base en disolución

## ▶ REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, *inciso c*, relacionado al informe.

## ▶ BIBLIOGRAFIA

- ✓ Bates RG. Determination of pH: theory and practice. 2nd Ed. USA: John Wiley & Sons; 1973.
- ✓ Harris D. Análisis químico cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015.

## 📖 PROYECTOS ALTERNOS

- Estándares de la NBS.
- Citrato monobásico de potasio 0.05 M.
- Fosfato monobásico de potasio 0.025 M y fosfato dibásico de sodio 0.025M.
- Bicarbonato de sodio 0.025 M y carbonato de sodio 0.025 M.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	12 / 63

## VI.1.2. PRÁCTICA No. 2 INDICADORES ACIDO BASE

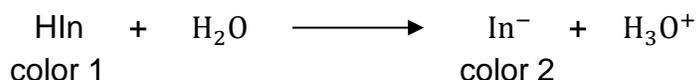
### ▶ OBJETIVOS

- 1) El alumno explicará lo que es un indicador ácido base, como funciona y como se prepara una disolución de indicador.
- 2) El alumno establecerá el rango de vire y el cambio de color característico de un indicador.

### ▶ GENERALIDADES

Un indicador ácido base es una sustancia con propiedades ácido básicas, tiene la característica de que la forma ácida tiene un color diferente al de la forma básica. La mayor parte de los indicadores ácido base son colorantes orgánicos: ftaleínas, sulfonftaleínas, derivados del trifenilmetano y azocolorantes, siendo ejemplos de cada uno de estos tipos de indicadores la fenolftaleína, el rojo de fenol, anaranjado de metilo y cristal violeta.

En disolución acuosa el indicador se disocia de acuerdo a la siguiente reacción:



A la forma ácida del indicador (HIn) le corresponde el color 1 y a la forma básica ( $\text{In}^-$ ) el color 2. La constante de acidez del indicador es una medida de la extensión en que ocurre esta disociación.

$$K_{a_{\text{HIn}}} = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

Sí de la constante de acidez del indicador se despeja  $[\text{H}^+]$  y se saca  $-\log$  se obtiene que:

$$\text{pH} = \text{p}K_{a_{\text{HIn}}} + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	13 / 63

La experiencia ha demostrado que en una disolución acuosa el indicador tiene el color 1 cuando la concentración de la forma ácida del indicador es mayor a la concentración de la forma básica ( $|\text{HIn}| > |\text{In}^-|$ ) mientras que el color 2 permanece cuando la concentración de la forma básica es mayor que la concentración de la forma ácida ( $|\text{In}^-| > |\text{HIn}|$ ).

▶ MATERIAL

- 2 vasos de precipitados de 100 mL
- 1 vaso de precipitados de 150 mL
- 1 bureta de 10 mL
- 1 pinzas de tres dedos
- 1 soporte
- 2 frascos de 100 mL
- 1 agitador magnético

▶ REACTIVOS\*

1. Hidróxido de sodio
2. Azul de timol

▶ EQUIPO

- 1 medidor de pH
- 1 electrodo de vidrio
- 1 electrodo de calomel  
(1 electrodo combinado)
- 1 balanza analítica

▶ PROCEDIMIENTO

*Preparación de disoluciones*

- Preparación de una disolución de hidróxido de sodio 0.1 N: Pesar aproximadamente 0.45 g de hidróxido de sodio, disolver y diluir a 100 mL.
- Preparación de una disolución del indicador azul de timol: Pesar aproximadamente 100 mg de azul de timol y disolver en 100 mL de etanol.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	14 / 63

*Determinación visual del rango de vire del indicador y cambio de color.*

Colocar 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados, agregar 2 gotas de la disolución de indicador, agitar, medir el pH y llenar la bureta con la disolución de NaOH 0.1 N. Adicionar volúmenes de 0.2 mL en 0.2 mL, hasta 2 mL, realizando lecturas del pH después de cada adición.

## ▶ RESULTADOS

Cuadro 1. Valores de pH experimentales

mL NaOH 0.1 N	pH	Color de la disolución

## ▶ REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, *inciso c*, relacionado al informe. Además de los establecidos, indique el rango de vire y el cambio de color.

## ▶ BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Day RA, Underwood AL. Química Analítica cuantitativa. 5th Ed. México: Prentice Hall Inc.; 1989.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015
- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez-Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.

## 📖 PROYECTOS ALTERNOS

- Fenolftaleína en 50 mL de disolución acuosa y adición de NaOH 0.1 N.
- Rojo de metilo en 50 mL ácido acético 0.01 N y adición de NaOH 0.1 N.
- Rojo de fenol en 50 mL de bicarbonato de sodio 0.1 N y adición de HCl.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	15 / 63

### VI.1.3. PRÁCTICA No. 3 REACCIÓN ENTRE UNA BASE DÉBIL Y UN ACIDO FUERTE

#### ▶ OBJETIVOS

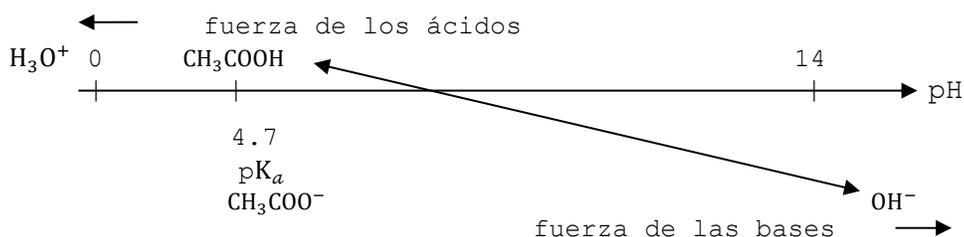
- 1) El alumno predecirá una reacción ácido débil (ácido acético) base fuerte (hidróxido de sodio).
- 2) El alumno calculará la cuantitatividad de la reacción en el punto de equivalencia (P%).
- 3) El alumno trazará la curva experimental  $\text{pH} = f(\text{mL de NaOH})$ .
- 4) Con la curva experimental  $\text{pH} = f(\text{mL NaOH})$ , el alumno determinará el volumen de NaOH gastado en la reacción con el ácido acético y determinará el contenido % p/V de la muestra comercial de ácido acético.

Para la realización práctica el alumno investigará:

- Cómo se prepara una disolución de hidróxido de sodio 0.1 N
- El funcionamiento, manejo, calibración, precauciones operatorias del medidor de pH y electrodos utilizados.
- El montaje experimental para realizar una titulación ácido débil-base fuerte.
- Cómo hacer los cálculos para determinar el contenido de ácido acético en la muestra comercial utilizada, con base a los resultados obtenidos.
- Funcionamiento, uso y precauciones operatorias de la balanza analítica y granataria.
- Propiedades de los reactivos a utilizar y precauciones en su manejo.
- Uso apropiado del material de vidrio a utilizar.

#### ▶ GENERALIDADES

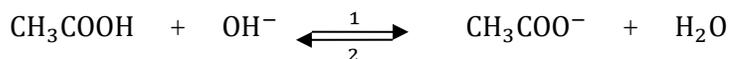
*Predicción de la reacción.* Se toma como modelo la reacción entre el ácido acético y el hidróxido de sodio. Para predecir la reacción, se procede a construir una escala de pH colocando el par ácido base.





Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	16 / 63

La reacción ácido base es:



ocurre en el sentido 1, el ion  $\text{OH}^-$  es una base más fuerte que la base  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  y es la que se queda con el protón.

*Cuantitatividad en el punto de equivalencia.*

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{|\text{CH}_3\text{COO}^-|}{|\text{CH}_3\text{COOH}||\text{OH}^-|}$$

multiplicando y dividiendo por  $|\text{H}^+|$

$$K = \frac{|\text{CH}_3\text{COO}^-|}{|\text{CH}_3\text{COOH}||\text{OH}^-|} \times \frac{|\text{H}^+|}{|\text{H}^+|}$$

y como

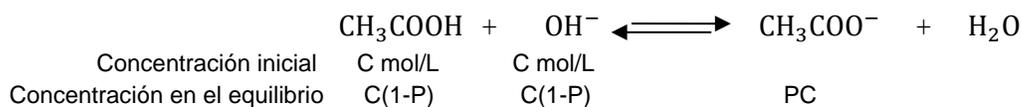
$$K_a = \frac{|\text{CH}_3\text{COO}^-|}{|\text{CH}_3\text{COOH}||\text{H}^+|}$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = |\text{H}_3\text{O}^+||\text{OH}^-|$$

el valor de la constante de equilibrio será la razón de la constante de acidez del ácido acético ( $\text{p}K_a = 4.7$ ) y la constante de autoprotolisis del agua ( $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$ )

$$\Rightarrow K = \frac{K_a}{K_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{10^{-4.7}}{10^{-14}} = 10^{9.3}$$

en la reacción





Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	17 / 63

La tabla de concentraciones nos da las concentraciones al equilibrio en el punto de equivalencia para reactivos y productos, donde P es la fracción que reaccionó. Sustituyendo en la expresión de a constante de reacción, se tiene:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]} = \frac{P^2}{[C(1-P)][C(1-P)]} = \frac{P}{C(1-P)}$$

despejando P

$$P = \left(1 - \frac{1}{\sqrt{KC}}\right)$$

sustituyendo los datos y si  $C=0.01 \text{ M}$

$$P = \left(1 - \frac{1}{\sqrt{10^{9.3}10^{-2}}}\right) = 0.99986$$

Si se multiplica  $P \times 100$  se tiene el porcentaje de ácido acético que reaccionó en el punto de equivalencia

$$P \times 100 = 0.99986 = 99.986 \%$$

Curva  $\text{pH} = f(\text{mL NaOH})$

Si a una disolución de ácido acético ( $C \cong 0.01 \text{ M}$ ) se añade gradualmente hidróxido de sodio, se tiene:



Conociendo las concentraciones de reactivos y productos en diferentes etapas de la reacción, se puede predecir cómo cambia una propiedad importante de sistema, en este caso el pH de la disolución, que nos puede dar información valiosa como es el volumen de hidróxido necesario para alcanzar el punto de equivalencia en la curva experimental y poder hacer el cálculo de contenido en la muestra de ácido acético comercial.

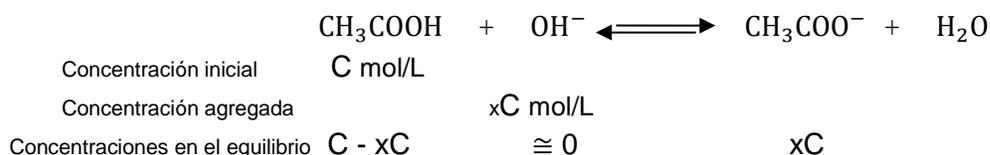


Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	18 / 63

Al iniciar la titulación se tiene en disolución el ácido acético con tenido en el vinagre, e ácido acético es un ácido y su fuerza corresponde a un ácido débil, el cálculo teórico del pH se hace con la expresión:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_a - \frac{1}{2} \log C$$

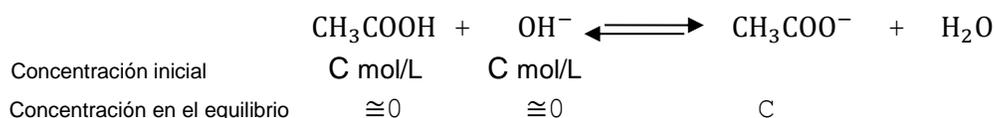
Antes de alcanzar el punto de equivalencia, el hidróxido de sodio agregado con la bureta reacciona con el ácido acético, formando acetato de sodio y agua. Si llamamos xC a la fracción de NaOH añadida, podemos establecer las concentraciones de las especies en disolución.



la disolución contiene ácido y base de mismo par, una disolución amortiguadora de pH, el cálculo teórico se realiza con la expresión:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{\text{xC}}{\text{C-xC}}$$

En el punto de equivalencia reaccionan cantidades equivalentes de ácido acético e hidróxido de sodio



el pH de la disolución lo establece el acetato, que es una base débil

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \log C$$

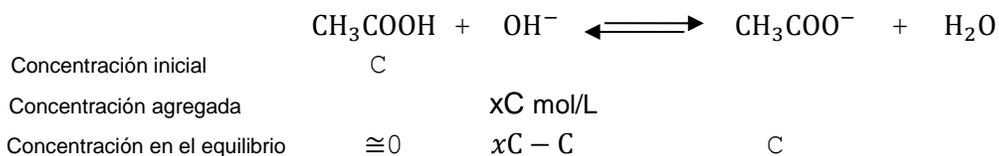
$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (4.7) + \frac{1}{2} \log 0.01$$

$$\text{pH} = 9.35$$



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	19 / 63

Después del punto de equivalencia se adiciona exceso de hidróxido de sodio y queda además de este exceso el acetato



se tiene en disolución una mezcla de dos bases, el pH lo impone la base fuerte y se calcula con la expresión:

$$\text{pH} = 14 + \log (x\text{C} - \text{C})$$

La curva teórica  $\text{pH}=f(x)$  de la reacción entre el ácido acético y el hidróxido de sodio es la de la figura 2, donde el punto de equivalencia se determina por el métodos de las tangentes que consiste en traza dos tangentes paralelas en las inflexiones de la curva, se mide la distancia entre las dos y se traza una tercera paralela, el punto donde esta última corte la curva corresponde al punto de equivalencia

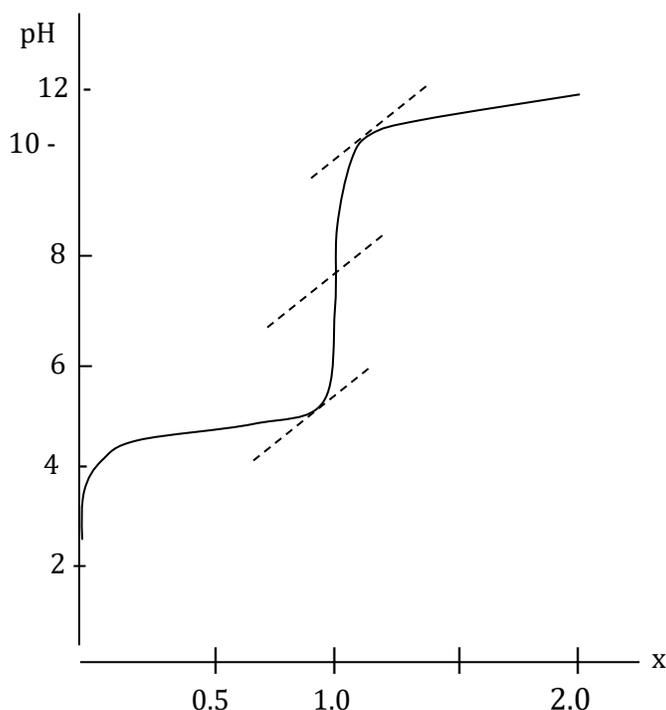


Figura 2. Curva  $\text{pH}=f(x)$  de la titulación de un ácido débil con una base fuerte.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	20 / 63

▶ MATERIAL

- 1 bureta de 50 mL
- 1 soporte con pinzas
- 1 vaso de precipitados de 250 mL
- 2 vasos de precipitados de 100 mL
- 1 pipeta volumétrica de 10 mL
- 1 probeta de 100 mL
- 1 agitador magnético

▶ REACTIVOS

1. Hidróxido de sodio
2. Ácido acético (vinagre comercial)
3. Disoluciones reguladoras de pH 4 y 7

▶ EQUIPO

- 1 medidor de pH
- 1 electrodo de vidrio
- 1 electrodo de calomel  
(1 electrodo combinado)
- 1 balanza analítica
- 1 balanza granataria

▶ PROCEDIMIENTO

- a) Preparación de una disolución 0.1 N de hidróxido de sodio: Pesar aproximadamente 0.45 g de hidróxido de sodio disolver y diluir a 100 mL.
- b) Agregar con exactitud 10 mL de ácido acético comercial en un vaso de precipitados de 250 mL, añadir 50 mL de agua destilada. Montar el dispositivo experimental como se muestra en la figura 3.
- c) Introducir los electrodos de medidor de pH previamente calibrado en la disolución, colocar el botón de operación en modo de medida de pH y añadir gradualmente con la bureta la disolución de NaOH 0.1 N, de 2 en 2 mL y hacer las mediciones de pH correspondientes hasta haber agregado 20 mL de NaOH.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	21 / 63

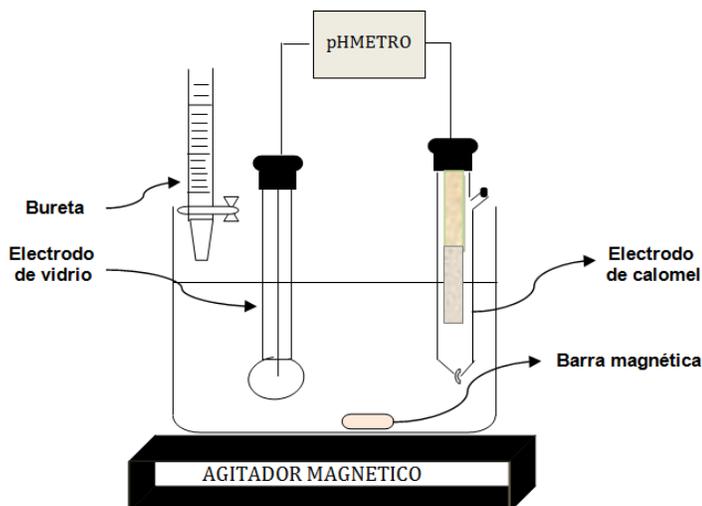


Figura 3. Montaje potenciométrico para una titulación ácido base.

#### ▶ RESULTADOS

- I. Con los datos experimentales trazar la curva  $\text{pH} = f(\text{mL NaOH } 0.1 \text{ N})$ . Por el método de las tangentes determinar el punto de equivalencia.
- II. Calcular el contenido (%P/V) de ácido acético en el vinagre comercial

$$\% \text{ P/V} = V_{\text{NaOH}} M_{\text{NaOH}} P_{\text{AcOH}} f_d \quad f_d = \text{factor de dilución} = \frac{100 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} = 10$$

#### ▶ REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, *inciso c*, relacionado al informe. Además, incluir estudio teórico, predicción de la reacción, cálculo de la cuantitatividad en el punto de equivalencia y curva teórica  $\text{pH} = f(x)$ .

#### ▶ BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015
- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez – Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.

#### 📖 PROYECTOS ALTERNOS:

- A. Acido benzoico con NaOH



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	22 / 63

## B. Cloruro de amonio con HCl

### VI.1.4. PRÁCTICA No. 4

#### PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES BUFFER

##### ▶ OBJETIVOS

- 1) Comprender qué es y cómo funciona una disolución reguladora.
- 2) Preparar amortiguadores en 3 rangos diferentes de pH: muy bajos intermedios y muy altos.

##### ▶ GENERALIDADES

En muchas reacciones químicas se necesita mantener un control del pH para evitar que se lleven a cabo cambios indeseables. Las disoluciones amortiguadoras, buffer o tampones son capaces de evitar variaciones bruscas del pH. La composición de estas disoluciones se caracteriza por contener un par conjugado ácido-base en concentraciones apreciables.

Los amortiguadores se pueden preparar disolviendo un ácido débil (HA) junto con la sal de su base conjugada ( $A^-$ ) o una base débil y la sal de su ácido conjugado, dependiendo del rango de pH que se requiera controlar. Lo anterior es una forma simple y directa, supone que se tienen los reactivos para pesar las cantidades adecuadas. Sin embargo, puede suceder que no estén disponibles las dos sustancias del par conjugado, lo que se puede resolver efectuando una reacción de neutralización parcial entre un ácido fuerte y una base débil o entre un ácido débil y una base fuerte.

El buffer resiste los cambios de pH cuando se le agregan cantidades pequeñas de ácidos o bases fuertes, pero pierde su efectividad (capacidad reguladora) cuando los volúmenes agregados son muy grandes, por efecto de la dilución.

Para calcular el pH de un buffer se usa la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log \frac{|base|}{|ácido|}$$

En esa ecuación  $pK_a$  es la constante de acidez,  $|base|$  representa concentración de la sal en la disolución y  $|ácido|$  es la concentración del ácido.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	23 / 63

Para que la solución amortiguadora tenga suficiente capacidad de regulación, la relación entre la concentración del ácido y la del anión ( $|\text{ácido}|/|\text{base}|$ ) debe estar entre 0.1 y 10. Como resultado, las combinaciones específicas de un ácido débil y su sal sólo pueden emplearse para amortiguar disoluciones entre  $\pm 1$  unidad de pH alrededor del  $\text{pK}_a$ . Las concentraciones no deben ser demasiado bajas, menores a 0.10 M. El valor de  $\text{pK}_a$  define el rango de utilidad del amortiguador.

Para preparar amortiguadores de pH muy ácidos, se puede utilizar los sólidos puros  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  y  $\text{NaHSO}_4$  o bien la disolución de un ácido fuerte, por ejemplo HCl o  $\text{HClO}_4$  en este caso el par conjugado que regula las variaciones de la acidez es  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ . Para tampones con pH muy elevados, lo conveniente es preparar disoluciones de bases fuertes, por ejemplo NaOH, en este caso el par conjugado es  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ .

#### ► MATERIAL

- 2 vidrios de reloj
- 1 pipeta volumétrica de 5 mL
- 5 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 probeta de 100 mL
- 2 buretas de 10 mL
- 2 soportes
- 3 frascos de 10 mL
- 1 matraz aforado de 100 mL
- 4 frascos de 100 mL
- 2 pinzas

#### ► REACTIVOS

1. Acido clorhídrico
2. Hidróxido de sodio
3. Acido acético
4. Acetato de sodio

#### ► EQUIPO

- 1 medidor de pH
- 1 electrodo de vidrio
- 1 electrodo de calomel



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	24 / 63

- (1 electrodo combinado)
- 1 parrilla de agitación
- 1 balanza analítica
- 1 balanza granataria

## ► PROCEDIMIENTO

A. *Primera parte.* Disolución amortiguadora para un rango intermedio de pH.

### *Preparación de disoluciones.*

- a) Preparación de 100 mL de disolución 1 M de ácido acético.  
Depositar alrededor de 6.5 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  en una probeta de 10 mL, verter lentamente con agitación el contenido a un vaso de precipitados de 250 mL que contiene alrededor de 50 mL de agua destilada, permitir que la temperatura se estabilice en  $25^\circ\text{C}$  y completar con agua destilada a 100 mL, transferir la disolución a un frasco; la concentración de la disolución será aproximadamente 1 M.
- b) Preparación de 100 mL de una disolución 1 M de acetato de sodio.  
Pesar alrededor de 8.2 g de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  transferir a un vaso de precipitados de 250 mL, agregar 50 mL de agua destilada. Agitar enérgicamente hasta que el sólido se disuelva por completo y diluir a 100 mL con agua destilada.
- c) Preparación de 100 mL de NaOH 1.0 M.  
Pesar alrededor de 5 g de NaOH, transferir a un vaso de precipitados de 250 mL, agregar 50 mL de agua destilada libre de  $\text{CO}_2$ . Agitar enérgicamente hasta que el sólido se disuelva por completo y transferir a un frasco limpio de 100 mL; enjuagar el vaso con agua destilada libre de  $\text{CO}_2$  y transferir el agua de lavado al frasco. Finalmente llenar éste con agua destilada (hervida recientemente y fría).
- d) Preparación de 100 mL de HCl 1.0 M.  
Depositar alrededor de 9 mL de HCl concentrado en una probeta de 10 mL, verter lentamente con agitación el contenido en un vaso de precipitados de 250 mL, que contiene alrededor de 50 mL de agua destilada, permitir que la temperatura se estabilice en  $25^\circ\text{C}$  y transferir la disolución a un frasco limpio de 100 mL; enjuagar el vaso con agua destilada y adicinarla al frasco. Finalmente completar el frasco a 100 mL con agua destilada; la concentración de la disolución será aproximadamente 1 N.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	25 / 63

### *Comportamiento del amortiguador*

- a) Depositar 10 mL de disolución 1M de ácido acético en un vaso de precipitados de 250 mL y agregar 90 mL de agua destilada. Agitar. Medir el pH de la disolución. Llenar la bureta con la disolución de NaOH 1M y agregar volúmenes sucesivos de 0.50 mL hasta 2.0 mL, realizando lecturas del pH después de cada adición.
- b) Depositar 10 mL de la disolución 1M de ácido acético y agregar 90 mL de agua destilada. Agitar. Medir el pH de la disolución. Llenar otra bureta con la disolución de HCl 1M y agregar volúmenes sucesivos de 0.50 hasta 2.0 ml, realizando lecturas del pH después de cada adición.
- c) Repetir los procedimientos descritos en a) y b) sustituyendo el ácido acético por la disolución de acetato de sodio.
- d) Depositar 10 mL de disolución 1M de ácido acético con 10 mL de disolución de acetato de sodio en un vaso de precipitados de 250 mL y agregar 80 mL de agua destilada. Agitar. Medir el pH de la disolución. Agregar con la bureta volúmenes sucesivos de NaOH 1 M, desde 0.50 mL hasta 2.0 mL, realizando lecturas de pH después de cada adición.
- e) Depositar 10 mL de disolución 1M de ácido acético con 10 mL de disolución de acetato de sodio en un vaso de precipitados de 250 mL y agregar 80 mL de agua destilada. Agitar. Medir el pH de la disolución. Agregar con la bureta volúmenes sucesivos de HCl 1 M, desde 0.50 mL hasta 2.0 mL, realizando lecturas de pH después de cada adición.
- f) Depositar 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 250 mL. Medir el pH. Agregar con la bureta volúmenes sucesivos de NaOH 1 M, desde 0.50 mL hasta 2.0 mL, realizando lecturas de pH después de cada adición.
- g) Depositar 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 250 mL. Medir el pH. Agregar con la bureta volúmenes sucesivos de HCl 1 M, desde 0.50 mL hasta 2.0 mL, realizando lecturas de pH después de cada adición.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	26 / 63

► RESULTADOS

Cuadro 1. Valores de pH

El volumen es de 100 mL.	pH inicial	pH cuando se agrega mL de NaOH 1M				pH cuando se agrega mL de HCl 1M			
		0.5	1.0	1.5	2.0	0.5	1.0	1.5	2.0
CH <sub>3</sub> COOH 0.1M									
CH <sub>3</sub> COONa 0.1M									
Amortiguador									
Agua pura									

- I. Construir una gráfica de pH vs mL de base o de ácido agregados.
- II. Proponer una explicación de los resultados obtenidos.

B. *Segunda parte.* Disoluciones amortiguadoras para rangos de pH muy bajo y muy alto.

*Preparación de disoluciones*

a) Preparación de 100 mL de NaOH 1 N.

Pesar alrededor de 5 g de NaOH, transferir a un vaso de precipitados de 250 mL, agregar 50 mL de agua destilada (hervida recientemente y fría). Agitar enérgicamente hasta que el sólido se disuelva por completo y transferir a un frasco limpio de 100 mL; enjuagar el vaso con agua destilada (hervida recientemente y fría) y transferir el agua de lavado al frasco. Finalmente llenar éste con agua destilada (hervida recientemente y fría).

b) Preparación de 100 mL de HCl 1 N.

Depositar alrededor de 9 mL de HCl concentrado en una probeta de 10 mL, verter lentamente con agitación el contenido en un vaso de precipitados de 250 mL, que contiene alrededor de 50 mL de agua destilada, permitir que la temperatura se estabilice en 25 °C y transferir la disolución a un frasco limpio de 100 mL; enjuagar el vaso con agua destilada y adiccionarla al frasco. Finalmente



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	27 / 63

completar el frasco a 100 mL con agua destilada; la concentración de la disolución será aproximadamente 1 N.

*Comportamiento del amortiguador.*

- Depositar 10 mL de disolución de HCl 1.0 M en un vaso de pp de 250 mL y agregar 90 mL de agua destilada. Agitar. Medir el pH. Llenar la bureta con la disolución de NaOH 1M y agregar volúmenes sucesivos desde 0.5 mL hasta 2.0 mL al vaso, realizando lecturas del pH después de cada adición.
- Depositar 10 mL de NaOH 1.0 M en un vaso de precipitados de 250 mL y agregar 90 mL de agua destilada. Agitar. Medir el pH. Llenar la bureta con la disolución de HCl 1M y agregar volúmenes sucesivos desde 0.5 mL hasta 2.0 mL al vaso, realizando lecturas de pH después de cada adición.
- Depositar 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 250 mL. Agitar. Medir el pH. Llenar la bureta con la disolución de NaOH 1M y agregar volúmenes sucesivos desde 0.5 mL hasta 2.0 mL al vaso, realizando lecturas del pH después de cada adición.
- Depositar 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 250 mL. Agitar. Medir el pH. Llenar la bureta con la disolución de HCl 1M y agregar volúmenes sucesivos desde 0.5 mL hasta 2.0 mL al vaso, realizando lecturas de pH después de cada adición.

► RESULTADOS

Cuadro 2. Valores de pH

	pH inicial	pH cuando se agrega mL de NaOH 1M				pH cuando se agrega mL de HCl 1M			
		0.5	1.0	1.5	2.0	0.5	1.0	1.5	2.0
HCl 0.1M									
NaOH 0.1M									
Agua pura									

► REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, *inciso c*, relacionado al informe. Además:

- Construir una gráfica de pH vs mL de base o de ácido agregados.
- Proponer una explicación de los resultados obtenidos.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
<b>SGC-FESZ-QFB-ML04</b>	<b>25/10/2016</b>	<b>0</b>	<b>28 / 63</b>

III. Comparar las gráficas obtenidas para las disoluciones amortiguadoras en los 3 rangos diferentes de pH. ¿Qué se puede concluir?

► **BIBLIOGRAFÍA**

- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez – Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.
- ✓ Bates RG. Determination of pH: theory and practice. 2nd Ed. USA: John Wiley & Sons; 1973.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015

📖 **PROYECTOS ALTERNOS:**

- A. Cloruro de amonio/amoniaco
- B. Hidróxido de potasio
- C. Ácido nítrico



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	29 / 63

## VI.2. Equilibrio de formación de complejos

En esta unidad se establece el equilibrio entre un catión metálico y un ligando para formar un complejo. El ácido etilendiamino tetra acético conocido comúnmente como EDTA ( $H_4Y$ ) forma complejos con numerosos cationes metálicos, complejos muy estables ( $K_{MY} > 10^6$ ), en proporción 1:1 muy solubles en agua e incoloros. Desde el punto de vista analítico se establece el uso de magnitudes como pM y pY; el empleo de tablas de constantes para predecir las reacciones así como los factores que tienen efecto en su estabilidad y el empleo de indicadores.

### VI.2.1. PRÁCTICA No. 5 REACCIONES DE FORMACIÓN DE COMPLEJOS Y COMPLEJOS METALOCROMICOS

#### ▶ OBJETIVOS

- 1) El alumno predecirá una reacción entre un catión metálico y un ligando.
- 2) El alumno predecirá el comportamiento de los indicadores metalocromicos

Para la realización de la práctica el alumno investigará:

- Como se prepara una disolución de EDTA 0.05M.
- Las propiedades de los reactivos a utilizar y precauciones en su manejo.

#### ▶ GENERALIDADES

Un complejo es un compuesto formado por la asociación de dos o más especies químicas En una forma general



Expresando la constante de equilibrio de la reacción anterior se tiene

$$K_{ML} = \frac{|ML|}{|M||L|}$$

A mayor valor de la constante la reacción es más cuantitativa y por tanto el complejo es más estable. Al inverso de la constante formación de un complejo se le conoce como constante de disociación del complejo ( $K_c$ ):



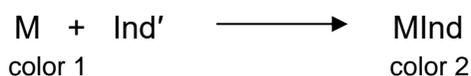
Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	30 / 63

$$\frac{1}{K_{ML}} = K_C$$

$$K_C = \frac{|M||L|}{|ML|}$$

Junto con la reacción principal ocurren otras reacciones químicas, estos iones compiten por los reactivos M y L de la reacción principal y afectan la cuantitatividad de esta, por lo que es necesario tomarlas en cuenta y evitar o disminuir su efecto.

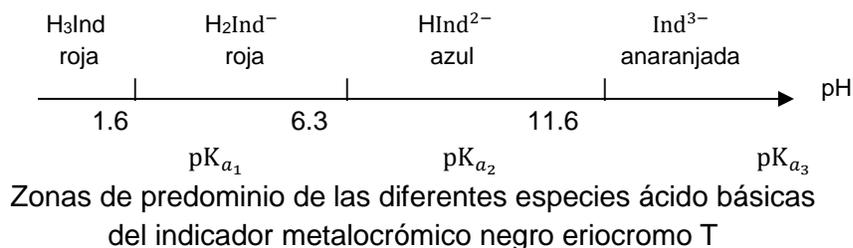
Los indicadores metalocrómicos son ácidos polipróticos que pueden formar complejos coloridos con diferentes iones metálicos. El equilibrio de formación del complejo se puede representar como:



con una expresión de constante de formación condicional del complejo metal indicador igual a:

$$K_{M\text{Ind}} = \frac{|\text{MInd}|}{|M||\text{Ind}|}$$

Las diferentes formas protonadas del indicador tienen color, por ejemplo para el negro eriocromo T (NET), que es un ácido triprótico ( $pK_{a_1} = 1.6$ ,  $pK_{a_2} = 6.3$  y  $pK_{a_3} = 11.6$ ), se pueden determinar las zonas de predominio de las diferentes especies en función del pH, las cuales se ilustran a continuación donde además se indica el color que tiene cada una de las formas protonadas



Los complejos metalocrómicos para el NET son rojo vino.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	31 / 63

► MATERIAL

- 4 vidrios de reloj
- 1 Pipeta volumétrica de 1 mL
- 5 vasos de precipitados de 150 mL
- 1 bureta de 10 mL
- 10 tubos de ensaye
- 1 probeta 10 mL

► REACTIVOS

1. Sulfato férrico amónico
2. Tiocianato de amonio
3. EDTA
4. Negro eriocromo T
5. Ácido clorhídrico
6. Hidróxido de sodio
7. Ácido acético glacial
8. Acetato de amonio
9. Cloruro de amonio
10. Hidróxido de amonio

► EQUIPO

- 1 balanza analítica
- 1 balanza granataria

► PROCEDIMIENTO

*Preparación de disoluciones.*

- a) Preparación de 10 mL de sulfato férrico amónico: Pesar 800 mg de sulfato férrico amónico y disolver en agua hasta tener 10 mL.
- b) Preparación de 20 mL de tiocianato de amonio: Pesar 800 mg de tiocianato de amonio, disolver en agua hasta tener 10 mL.
- c) Preparación de 50 mL de disolución de negro eriocromo T: Disolver 200 mg de negro eriocromo T y 2 g de clorhidrato de hidroxilamina en metanol hasta tener 50 mL.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	32 / 63

- d) Disolución de EDTA 0.05 M: Disolver 0.93 g de etilendiamino tetracetato disódico en 50 mL de agua.
- e) Buffer ácido acético acetato de sodio: Disolver 7.7 g de acetato de amonio y adicionar 5.7 mL de ácido acético glacial y diluir con agua hasta 100 mL.
- f) Buffer amonio amoniaco: Disolver 0.675 g de cloruro de amonio en 5.7 mL de hidróxido de amonio y diluir con agua hasta 10 mL.
- g) Solución de hidróxido de sodio 0.1 M: Disolver 4 g de hidróxido de sodio y disolver en agua hasta tener 100 mL. Tomar una alícuota de 1 mL y diluir con agua hasta tener nuevamente 100 mL

#### *Formación de complejos con Fe(III)*

En dos tubos de ensaye colocar en cada uno de ellos 2 mL de la disolución de sulfato férrico amónico, a continuación adicionar al primer tubo 3 mL de tiocianato de amonio y al segundo 5 mL de la disolución de EDTA.

#### *Complejo metalocrómico*

En seis tubos de ensaye colocar las cantidades indicadas de las siguientes disoluciones:

Tubo	mL NET	Buffer	mL Buffer	mL MgCl <sub>2</sub>
1	1	Ácido acético acetato	5	0
2	1	Ácido acético acetato	5	3
3	1	Amonio amoniaco	5	0
4	1	Amonio amoniaco	5	3
5	1	Hidróxido de sodio	5	0
6	1	Hidróxido de sodio	5	3

## ► RESULTADOS

Cuadro 1. Formación de complejos

Tubo	mL Fe (III)	mL SCN <sup>-</sup>	mL EDTA	Color de la disolución
1	2	3		
2	2		5	



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	33 / 63

Tubo	mL NET	Buffer	mL buffer	mL MgCl <sub>2</sub>	Color de la disolución
1	1	Ácido acético acetato	5	0	
2	1	Ácido acético acetato	5	3	
3	1	Amonio amoniaco	5	0	
4	1	Amonio amoniaco	5	3	
5	1	Hidróxido de sodio	5	0	
6	1	Hidróxido de sodio	5	3	

#### ► REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, inciso c, relacionado al informe. Además:

- I. Indicar cuáles son los complejos formados en el inciso 2.
- II. Indicar a que se debe la coloración en cada uno de los tubos del inciso 3
- III. Proponer una explicación de los resultados obtenidos.

#### ► BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Budevsky, O. Foundations of Chemical Analysis. Ellis Horwood Ltd, England, 1979.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015
- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez – Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	34 / 63

### VI.2.2. PRÁCTICA No. 6 REACCIONES DE FORMACIÓN DE UN COMPLEJO METAL EDTA

#### ▶ OBJETIVOS

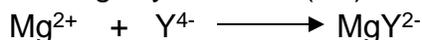
- 1) El alumno predecirá una reacción entre un catión metálico y el EDTA.
- 2) El alumno calculará la cuantitatividad de la reacción en el punto de equivalencia (P%).
- 3) El alumno calculará las concentraciones del catión metálico y el EDTA en diferentes etapas de la reacción entre ambos.
- 4) El alumno determinará el volumen de EDTA gastado en la reacción de cloruro de magnesio con la disolución de EDTA.

Para la realización práctica el alumno investigará:

- Como se prepara una disolución de EDTA 0.05 M.
- Como hacer los cálculos para determinar las concentraciones de las especies en disolución en el transcurso de la reacción.
- El alumno investigará las propiedades de los reactivos a utilizar y precauciones en su manejo.

#### ▶ GENERALIDADES

Se considera la reacción entre  $Mg^{2+}$  y el EDTA ( $Y^{4-}$ )



*Cuantitatividad en el punto de equivalencia.*

La expresión de la constante

$$K_{CaY} = \frac{|MgY^{2-}|}{|Mg^{2+}||Y^{4-}|} =$$

la cuantitatividad es

$$P\% = \left(1 - \frac{1}{\sqrt{K_{MgY}C}}\right) 100$$



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	35 / 63

sustituyendo

$$P\% = \left( 1 - \frac{1}{\sqrt{10^{8.7} 10^{-2}}} \right) 100$$

$$P\% = 99.95$$

la reacción es cuantitativa en el punto de equivalencia.

Sí a una disolución de cloruro de magnesio ( $C=0.01$  M) se agrega gradualmente  $Y^{4-}$ , se pueden calcular las concentraciones en las diferentes etapas de la reacción; antes del punto de equivalencia, en el punto de equivalencia y después del punto de equivalencia

	$Mg^{2+}$	+	$Y^{4-}$	→	$MgY^{2-}$
Concentración inicial	C mol/L				
Concentración agregada			xC mol/L		
Concentraciones antes del P. E.	$C - xC$		$\cong 0$		xC
Concentraciones en del P. E.	$\cong 0$		$\cong 0$		C
Concentraciones después del P. E.	$\cong 0$		$xC - C$		C

Dado que todas las especies son incoloras se determina el punto de equivalencia con un indicador metalocrómico.

► MATERIAL

- 4 vidrios de reloj
- 1 Pipeta volumétrica de 1 mL
- 5 vasos de precipitados de 150 mL
- 1 bureta de 25 mL
- 1 probeta 10 mL
- 1 soportes
- 3 frascos de 10 mL
- 1 matraz aforado de 100 mL
- 1 frasco de 100 mL
- 1 pinzas



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	36 / 63

▶ REACTIVOS

1. Cloruro de magnesio
2. EDTA
3. Negro eriocromo T
4. Cloruro de amonio
5. Hidróxido de amonio

▶ EQUIPO

- 1 balanza analítica
- 1 balanza granataria

▶ PROCEDIMIENTO

*Preparación de disoluciones.*

- Preparación de 50 mL de disolución de negro eriocromo T: Disolver 200 mg de negro eriocromo T y 2 g de clorhidrato de hidroxilamina en metanol hasta tener 50 mL.
- Disolución de EDTA 0.05 M: Disolver 0.93 g de etilendiamino tetracetato disódico en 50 mL de agua.
- Buffer amonio amoniaco: Disolver 0.675 g de cloruro de amonio en 5.7 mL de hidróxido de amonio y diluir con agua hasta 10 mL.

*Determinación del punto de equivalencia de la reacción de  $Mg^{2+}$  con EDTA empleando negro eriocromo T como indicador.*

Pesar 200 mg de cloruro de magnesio y disolver en 25 mL de agua, adicionar 5 mL de la disolución buffer de amonio amoniaco, 0.01 mL de la disolución de negro eriocromo T y adicionar con una bureta de 25 mL, 15 mL de la disolución de EDTA y posteriormente hacer adiciones graduales de un 1 mL hasta tener el cambio de color.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	37 / 63

▶ RESULTADOS

mL EDTA	Color de la disolución
0	
15	
16	
17	
18	

▶ REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, inciso c, relacionado al informe. Además:

- I. Indicar el volumen en el punto de equivalencia.
- II. Indicar los mg de cloruro de magnesio presentes en la muestra.

▶ BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Budevsky, O. Foundations of Chemical Analysis. Ellis Horwood Ltd, England, 1979.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015
- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez – Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	38 / 63

### VI.3. Equilibrio de óxido-reducción

El propósito en esta unidad es caracterizar las sustancias de acuerdo con sus propiedades oxidantes y reductoras, el empleo de los valores de potencial estándar para la predicción de reacciones así como explicar las características de los indicadores y los factores que afectan un sistema óxido-reductor.

#### VI.3.1. PRÁCTICA No. 7 REACCIÓN ENTRE UN REDUCTOR Y UN OXIDANTE

##### ► OBJETIVOS

- 1) El alumno predecirá una reacción entre un reductor (oxalato de sodio) y un oxidante (permanganato de potasio).
- 2) El alumno calculará la cuantitatividad de la reacción en el punto de equivalencia (P%).
- 3) El alumno calculará las concentraciones del oxidante y el reductor en diferentes etapas de la reacción entre ambos.
- 4) El alumno determinará el volumen de  $\text{KMnO}_4$  gastado en la reacción con el oxalato de sodio y determinará la concentración de la disolución de ácido oxálico.

Para la realización práctica el alumno investigará:

- Cómo se prepara una disolución de permanganato de potasio 0.1 N.
- Cómo hacer los cálculos para determinar las concentraciones de las especies en disolución en el transcurso de la reacción.
- Cómo hacer los cálculos para determinar la concentración de la disolución de oxalato de sodio.
- Funcionamiento, uso y precauciones operatorias de las balanzas analíticas y granataria.
- Propiedades de los reactivos a utilizar y precauciones en su manejo.
- Uso apropiado del material de vidrio a utilizar.

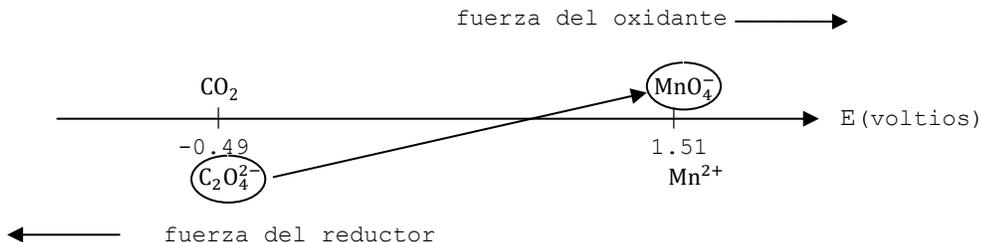
##### ► GENERALIDADES

*Predicción de la reacción.*

Se toma como modelo la reacción entre el  $\text{H}_2\text{O}_2$  y el permanganato de potasio. Para predecir la reacción, en una escala de potenciales los pares óxido reductores

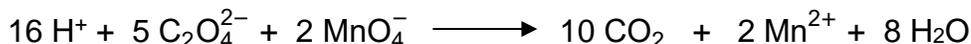


Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	39 / 63



La reacción entre el  $\text{MnO}_4^-$  y el  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  ocurre debido a que el potencial del par  $\text{CO}_2/\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  es menor que el potencial del par  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ , el oxidante  $\text{MnO}_4^-$  es más fuerte que el  $\text{CO}_2$  por lo tanto el ion  $\text{MnO}_4^-$  oxida al ion  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  y como producto de la reacción química de óxido reducción se forman las especies conjugadas  $\text{Mn}^{2+}$  y  $\text{CO}_2$ .

La reacción redox es:



*Cuantitatividad en el punto de equivalencia.*

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{|\text{CO}_2|^{10} |\text{Mn}^{2+}|^2}{|\text{C}_2\text{O}_4^{2-}|^5 |\text{MnO}_4^-|^2}$$

y el valor de la constante de equilibrio es:

$$\log K = \frac{1.51 - (-0.49)}{0.006}$$

$$\log K = 333.33$$

$$K = 10^{333.33}$$

Y la cuantitatividad es

$$P\% = 100 \%$$

Si a una disolución de oxalato de sodio ( $C=0.01 \text{ M}$ ) se agrega gradualmente  $\text{MnO}_4^-$ , se pueden calcular las concentraciones en las diferentes etapas de la reacción; antes del punto de equivalencia, en el punto de equivalencia y después del punto de equivalencia (la concentración de protones y de agua permanece constante).





Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
<b>SGC-FESZ-QFB-ML04</b>	<b>25/10/2016</b>	<b>0</b>	<b>40 / 63</b>

Concentración inicial	$C$ eq/L			
Concentración agregada		$x C$ eq/L		
Concentraciones antes del P. E.	$C - x C$	$\cong 0$	$x C$	$x C$
Concentraciones en del P. E.	$\cong 0$	$\cong 0$	$C$	$C$
Concentraciones después del P. E.	$\cong 0$	$x C - C$	$C$	$C$

Al inicio, la única especie en disolución es el oxalato. Antes del punto de equivalencia las especies en disolución son oxalato,  $\text{CO}_2$  y  $\text{Mn}^{2+}$ , en el punto de equivalencia  $\text{CO}_2$  y  $\text{Mn}^{2+}$  y finalmente después del punto de equivalencia además del  $\text{CO}_2$  y  $\text{Mn}^{2+}$  se tiene el exceso de  $\text{MnO}_4^-$ .

► MATERIAL.

- 2 vidrios de reloj
- 1 pipeta volumétrica de 50 mL
- 5 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 probeta de 10 mL
- 1 bureta de 10 mL
- 1 soporte
- 3 frascos de 10 mL
- 1 matraz aforado de 100 mL
- 1 frasco de 200 mL
- 1 frasco de 100 mL
- 1 pinza

► REACTIVOS

1. Oxalato de sodio
2. Permanganato de potasio
3. Acido sulfúrico

► EQUIPO

- 1 parrilla de calentamiento con agitación
- 1 balanza analítica
- 1 termómetro



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	41 / 63

## ► PROCEDIMIENTO

### *Preparación de disoluciones*

- a) Preparación de 200 mL de oxalato de sodio 0.01 N.

Pesar con exactitud aproximadamente 1.34 g de oxalato de sodio, transferir a un vaso de precipitados de 250 mL, agregar 50 mL de agua destilada (hervida recientemente y fría). Agitar enérgicamente hasta que el sólido se disuelva por completo y transferir a un frasco limpio de 200 mL; enjuagar el vaso con agua destilada (hervida recientemente y fría) y transferir el agua de lavado al frasco. Finalmente llenar éste con agua destilada (hervida recientemente y fría).

- b) Preparación de 100 mL de permanganato de potasio 0.1 N.

Pesar 330 mg de permanganato de potasio, transferir a un vaso de precipitados de 250 mL de agua y hervir durante 15 minutos, transferir a un frasco de 100 mL, taponar el frasco, dejar en reposo al menos dos días y filtrar.

### *Determinación de oxalato de sodio*

- a) Transferir una alícuota de 50 mL de la disolución de oxalato de sodio, adicionar 7 mL de ácido sulfúrico y calentar a aproximadamente 70°C. Agitar, llenar la bureta con la disolución de permanganato de potasio 0.1N y agregar volúmenes sucesivos desde 1mL hasta 7.0 mL al vaso, observando después de cada adición el aspecto físico de la disolución.
- b) Transferir una alícuota de 50 mL de la disolución de oxalato de sodio, adicionar 7 mL de ácido sulfúrico y calentar a aproximadamente 70°C. Agitar, llenar la bureta con la disolución de permanganato de potasio 0.1 N y agregar volúmenes sucesivos desde 0.2 mL al vaso en el rango del cambio de color  $\pm 1$  mL, observando después de cada adición el aspecto físico de la disolución.

## ► RESULTADOS

Registrar los resultados en los siguientes cuadros.

Cuadro 1.

mL KMnO <sub>4</sub>	Especies en disolución	Color de la disolución



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	42 / 63

Cuadro 2.

mL $\text{KMnO}_4$	Color de la disolución

► REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, *inciso c*, relacionado al informe. Además:

- I. Indicar ¿Es posible conocer el punto de equivalencia en la reacción entre el oxalato de sodio y el permanganato de potasio?
- II. Con el volumen en el punto de equivalencia y la concentración 0.1 N de  $\text{KMnO}_4$  determinar la concentración (en eq/L) de la disolución de oxalato de sodio.

► BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Day RA, Underwood AL. Química Analítica cuantitativa. 5th Ed. México: Prentice Hall Inc.; 1989.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015
- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez – Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.

📖 PROYECTOS ALTERNOS

- A. Agua oxigenada con permanganato de potasio



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	43 / 63

### VI.3.2. PRÁCTICA No. 8 INDICADORES REDOX

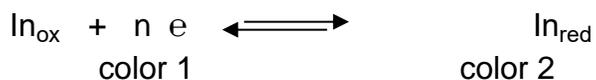
#### ► OBJETIVOS

- 1) Explicar lo que es un indicador redox.
- 2) Explicar qué tipo de indicadores se emplean en la reacción redox cómo funcionan y cómo se prepara una disolución de indicador y en qué casos se emplean.
- 3) Determinar el punto de equivalencia en diferentes reacciones de óxido reducción empleando diferentes indicadores

#### ► GENERALIDADES

En reacciones entre oxidantes y reductores, es posible determinar el punto de equivalencia de diversas formas:

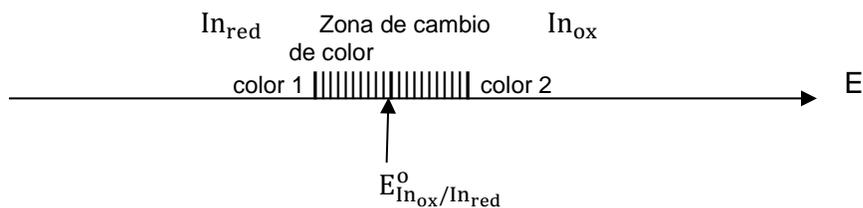
- i. En reacciones con permanganato de potasio este sirve como indicador, ya que en disoluciones donde un reductor reacciona con el permanganato de potasio, al alcanzar el punto de equivalencia un ligero exceso de permanganato imparte a la disolución el color rosa característico de esta especie.
- ii. En reacciones de óxido reducción donde intervengan yodo y ion yoduro se emplea como indicador una solución de almidón donde la interacción de estas especies con la  $\beta$  amilasa permite observar un cambio de color en la disolución.
- iii. Y en otros casos se emplean indicadores redox, sustancias que tienen propiedades óxido reductoras donde la forma oxidada tiene un color diferente al de la forma reducida:



Al indicador en forma de oxidante  $\text{In}_{\text{ox}}$  le corresponde el color 1 y a la forma reductora  $\text{In}_{\text{red}}$  el color 2. Aplicando la ecuación de Nernst para el sistema óxido reductor se puede conocer el valor de potencial a partir del cual la disolución toma el color de la forma oxidante o reductora, esquemáticamente se puede ilustrar el potencial alrededor del cual ocurrirá el cambio de color de indicador



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	44 / 63



► MATERIAL.

- 3 vidrios de reloj
- 1 pipeta volumétrica de 1 mL
- 1 pipeta volumétrica de 10 mL
- 3 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 probeta de 10 mL
- 3 buretas de 25 mL
- 1 soporte
- 3 frascos de 100 mL
- 1 frascos de 200 mL
- 1 pinza de tres dedos

► REACTIVOS

1. Permanganato de potasio
2. Acido sulfúrico
3. Solución de peróxido de hidrógeno
4. Vitamina C
5. Iodo
6. Ioduro de potasio
7. Ácido clorhídrico
8. Almidón
9. Sulfato ferroso
10. Nitrato cérico amónico
11. Orto fenantrolina

► EQUIPO

- 1 parrilla de agitación
- 1 balanza analítica
- 1 balanza granataria



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	45 / 63

## ► PROCEDIMIENTO

- *Determinación del punto de equivalencia empleando permanganato de potasio*  
*Preparación de 100 mL de permanganato de potasio 0.1 N.*

Pesar 330 mg de permanganato de potasio, transferir a un vaso de precipitados de 250 mL de agua y hervir durante 15 minutos, transferir a un frasco de 100 mL, tapar el frasco, dejar en reposo al menos dos días y filtrar. (Nota: Se puede emplear la disolución de permanganato de potasio de la práctica anterior).

*Determinación de peróxido de hidrógeno.*

Tomar 1 mL de una solución comercial de peróxido de hidrógeno en 20 mL de agua contenidos en un matraz Erlenmeyer de 250 mL. Adicionar 20 mL de ácido sulfúrico diluido y adicionar la disolución de permanganato de potasio 0.1 N hasta la aparición del color característico del permanganato de potasio.

- *Determinación del punto de equivalencia empleando almidón como indicador*

a) Preparación de una disolución de iodo 0.1 N: Pesar 1.4 g de iodo y disolver en una disolución de 3 g de ioduro de potasio en 10 mL de agua y 3 gotas de ácido clorhídrico, diluir a 100 mL.

b) Solución de almidón: Formar una pasta con 1 g de almidón y 10 mL de agua fría. Calentar aproximadamente 200 mL de agua y cuando este hirviendo adicionar la pasta, agitando constantemente y dejar que hierva durante 30 minutos.

*Determinación de vitamina C*

Disolver una tableta efervescente de vitamina C en un vaso de precipitados de 100 mL, disolver y transferir a un matraz volumétrico de 100 mL, diluir hasta el volumen y mezclar. Transferir una alícuota de 10 mL a un matraz Erlenmeyer de 250 mL y disolver en 25 mL de ácido sulfúrico diluido (10%) y 100 mL de agua destilada. Adicionar 3 mL de almidón y titular inmediatamente con la disolución de iodo.

- *Determinación empleando un indicador redox*

Preparación de sulfato cérico 0.1 N.

Transferir 5.9 g de nitrato cérico amónico a un vaso de precipitados, adicionar 4 mL de ácido sulfúrico concentrado, mezclar y adicionar cuidadosamente agua destilada en porciones de 20 mL hasta disolver completamente. Dejar en reposo, filtrar la disolución, transferir a un frasco de 100 mL y diluir con agua destilada.

*Determinación de sulfato ferroso*



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	46 / 63

En un vaso de precipitados, disolver una muestra pesada con exactitud, que contenga aproximadamente 250 mg de sulfato ferroso en 20 mL de ácido sulfúrico diluido (10%) y 80 mL de agua destilada recientemente hervida y fría, transferir a un matraz Erlenmeyer. Adicionar 2 gotas de orto fenantrolina e inmediatamente titular con la disolución de sulfato cérico.

▶ RESULTADOS

- I. Registrar los volúmenes en el punto de equivalencia en las tres determinaciones.
- II. Determinar
  - El % de  $H_2O_2$  en la muestra comercial de agua oxigenada.
  - Gramos de vitamina C en la tableta efervescente.
  - Porcentaje de pureza de la muestra de sulfato ferroso.

▶ REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, *inciso c*, relacionado al informe.

▶ BIBLIOGRAFÍA.

- ✓ Day RA, Underwood AL. Química Analítica cuantitativa. 5th Ed. México: Prentice Hall Inc.; 1989.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015
- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez – Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.

📖 PROYECTOS ALTERNOS:

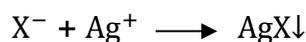
Oxalato de sodio con permanganato de potasio



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	47 / 63

#### VI.4. Equilibrio de precipitación

Los equilibrios de precipitación (equilibrios químicos en fase heterogénea) son importantes en el análisis farmacéutico, en este caso el nitrato de plata es uno de los reactivos más utilizados, debido a que forma compuestos poco solubles con numerosas sustancias que en su estructura tiene iones  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ . Tomando como ejemplo de estas reacciones



es posible predecir su comportamiento, cambios de concentraciones de los reactivos a partir de las constantes de producto de solubilidad (Kps) reportadas en tablas y por la formación de precipitados cambios en los potenciales redox comprobada y explicará los resultados experimentales obtenidos.

##### VI.4.1. PRÁCTICA No. 9

#### REACCIONES DE FORMACIÓN DE SALES POCO SOLUBLES Y EFECTO DEL pH

##### ▶ OBJETIVOS

- 1) Determinar experimentalmente si se forma o no un determinado compuesto insoluble.
- 2) Determinar el efecto del pH sobre la solubilidad.
- 3) Deducir qué cationes son anfóteros y qué precipitados se solubilizan por formación del complejo amoniacal.

El alumno investigará:

- Las propiedades físicas y químicas: Estado de agregación, (aspecto físico); estabilidad ante el medio ambiente, solubilidad, toxicidad, incluyendo cuidados en el manejo de las sustancias de los siguientes compuestos:  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- ¿Qué es solubilidad? Explicar cómo están relacionados el valor del Kps, y la solubilidad.
- Qué sustancias pueden formar precipitados coloridos de los siguientes cationes:  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Ag}^{1+}$ .
- El valor de  $K_{\text{PS}}$  y  $p_{\text{kps}}$  de los siguientes precipitados:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgOH}$



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	48 / 63

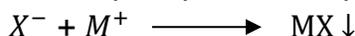
- De todos los precipitados mencionados en el punto anterior escribir los equilibrios de formación de precipitados:

### ► GENERALIDADES

La aparición de una fase sólida en el seno de un líquido, bien por adición de un reactivo que forme un compuesto insoluble con alguno de los iones de la disolución o bien por concentración del mismo líquido hasta sobrepasar la saturación, recibe el nombre de precipitación y se llama precipitado al producto sólido obtenido. El proceso de precipitación consiste en un fenómeno en el que cambia el tamaño de las partículas, desde un tamaño inferior a  $10^{-9}$  m (dispersión molecular) a tamaños superiores a  $10^{-6}$  m. Las leyes que regulan los equilibrios heterogéneos entre una fase sólida y una disolución requieren definir previamente los conceptos de solubilidad y producto de solubilidad.

La solubilidad de un soluto particular es la cantidad máxima de ese soluto que se puede disolver en una cierta cantidad de disolvente a una determinada temperatura. En particular, la solubilidad en agua acostumbra expresarse como los gramos de sustancia que logran disolverse en 100 mL de agua a  $25^{\circ}\text{C}$ .

De manera general una reacción de precipitación se puede escribir como:



Cuando en un equilibrio participa alguna sustancia sólida, la concentración de ésta no aparece en la expresión de la constante de equilibrio, ya que permanece constante. Esto ocurre con la concentración de MX, por lo que la expresión de la constante de equilibrio a la que se conoce como constante del producto de solubilidad, o simplemente producto de solubilidad y se les denomina  $K_{ps}$  queda

$$K_{ps} = \frac{1}{|M^{+}| |X^{-}|}$$

El producto de solubilidad de un compuesto iónico, es el producto de las concentraciones molares de los iones constituyentes, cada uno elevado a la potencia de su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	49 / 63

Como normalmente no se tiene a una de estas sales poco solubles en agua pura, sino que suele haber otras especies químicas en la disolución, la solubilidad de dicha sal puede verse modificada sustancialmente debido a la presencia de estas especies ñas cuales que pueden dar lugar a diversas reacciones simultaneas que modifican el equilibrio de solubilidad, como por ejemplo el efecto de un ion común y el efecto del pH.

▶ MATERIAL

- 20 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 1 pipeta volumétrica de 10 mL
- 1 agitador magnético
- 1 barrita agitadora
- 4 vasos de precipitados de 50 mL

▶ REACTIVOS

1.  $\text{AgNO}_3$
2.  $\text{CuSO}_4$
3.  $\text{FeCl}_3$
4. Nitrato de zinc
5. Ácido clorhídrico
6. Hidróxido sódico
7. Ácido sulfúrico
8. Amoniaco

▶ EQUIPO

- 1 balanza analítica
- 1 balanza granataria

▶ PROCEDIMIENTO

*Preparación de disoluciones*

- a) Preparación de 25mL de disolución 0.1M de  $\text{AgNO}_3$  0.1 M.  
Pesar aproximadamente 0.4246g de  $\text{AgNO}_3$ . Recordar registrar el peso mostrado en la balanza. Añadir una porción de agua para disolver con agitación. Transferir a un matraz aforado de 25 mL y llevarlo a volumen con agua.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	50 / 63

- b) Preparación de 25 mL de disolución 0.1 M de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .  
Pesar aproximadamente 0.6242g de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Recordar registrar el peso mostrado en la balanza. Añadir una porción de agua para disolver con agitación. Transferir a un matraz aforado de 25 mL y llevarlo a volumen con agua.
- c) Preparación de 25mL de disolución 0.1M de carbonato de sodio.  
Pesar aproximadamente 0.2649 g de carbonato de sodio  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Recordar registrar el peso mostrado en la balanza. Añadir una porción de agua para disolver con agitación. Transferir a un matraz aforado de 25 mL y llevarlo a volumen con agua.
- d) Preparación de 25mL de una disolución de tricloruro de hierro  $\text{FeCl}_3$ .  
Pesar aproximadamente 0.4055 g de  $\text{FeCl}_3$ . Recordar registrar el peso mostrado en la balanza. Añadir una porción de agua para disolver con agitación. Transferir a un matraz aforado de 25 mL y llevarlo a volumen con agua.
- e) Preparación de 10 mL de HCl 0.10 M, a partir de HCl concentrado (37% p/p y densidad de 1.18 g/mL).  
Colocar 5mL de agua en un matraz volumétrico de 10 mL. Con ayuda de una propipeta y en una campana de extracción de vapores, tomar un volumen de de 1.6 mL de ácido concentrado para preparar la disolución requerida. Agregar el ácido lentamente al matraz con agua, deslizándolo gota a gota por las paredes del recipiente. Agitar ligeramente la disolución y llevar hasta el aforo con agua. Tapar el matraz y agitarlo nuevamente.
- f) Preparación de 10 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2.0 M, a partir de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado (98% p/p y densidad de 1.84g/mL).  
Colocar 5.0 mL de agua en un matraz volumétrico de 10 mL. Con ayuda de una propipeta y en una campana de extracción de vapores, tomar un volumen de 1.1 mL de ácido concentrado para preparar la disolución requerida. Agregar el ácido lentamente al matraz con agua, deslizándolo gota a gota por las paredes del recipiente, agitar ligeramente la disolución y llevar hasta el aforo con agua, tapar el matraz y agitar nuevamente.
- g) Preparación de 25 mL de una disolución 2M de NaOH.  
Pesar aproximadamente 2g de NaOH. Recordar registrar el peso mostrado en la balanza. Añadir una porción de agua para disolver con agitación. Transferir a un matraz aforado de 25 mL y llevarlo a volumen con agua.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	51 / 63

- h) Preparación de 25 mL de una disolución 0.2M de NaOH.  
Pesar aproximadamente 0.2g de NaOH. Recordar registrar el peso mostrado en la balanza. Añadir una porción de agua para disolver con agitación. Transferir a un matraz aforado de 25 mL y llevarlo a volumen con agua.

*Determinación experimental de los cationes que forman precipitado con los siguientes reactivos: HCl, NaOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>.*

- a) Añadir 2mL de la solución 0.1 M de nitrato de plata a 4 tubos de ensaye. Añadir gota a gota, a cada uno de los tubos anteriores, un reactivo precipitante, hasta un total de 8 gotas por cada 2 mL, agitando después de la adición de cada gota.
- b) Añadir 2 ml de disolución 0.1 M de CuSO<sub>4</sub>.5H<sub>2</sub>O en dos tubos de ensaye. Añadir gota a gota, a cada uno de los tubos anteriores, un reactivo precipitante, hasta un total de 8 gotas por cada 2 mL, agitando después de la adición de cada gota NaOH hasta la formación del precipitado
- c) Añadir a dos tubos de ensayo 2 mL de solución 0.1 M de FeCl<sub>3</sub>. Añadir gota a gota, a cada uno de los tubos anteriores, un reactivo precipitante, hasta un total de 8 gotas por cada 2 mL, agitando después de la adición de cada gota NaOH hasta la formación del precipitado.
- d) Reservar las disoluciones de cationes a las que se ha añadido NaOH y a las que se ha añadido NH<sub>3</sub> y añadir sobre ellas 2 mL más de NaOH y 2 mL más de NH<sub>3</sub>, respectivamente.
- e) Añadir a cuatro tubos de ensayo 2 mL de solución 0.1 M de CaCl<sub>2</sub>. Añadir gota a gota, a cada uno de los tubos anteriores, un reactivo precipitante, hasta un total de 8 gotas por cada 2 mL, agitando después de la adición de cada gota Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> hasta la formación del precipitado.  
Añadir al primer tubo una disolución de amoníaco, al segundo disolución de ácido clorhídrico y al tercero hidróxido de sodio.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	52 / 63

► RESULTADOS

Formación de precipitados. Completar las siguientes tablas. Para ello:

- I. Indicar, los colores de las disoluciones obtenidas así como los colores y las fórmulas de los precipitados formados.
- II. Establecer si se disuelve o no el precipitado, tanto al añadir exceso de NaOH como al añadir exceso de NH<sub>3</sub>.
- III. Determinar qué cationes son anfóteros y qué precipitados se solubilizan por formación del complejo amoniacal.

Cuadro1. Formación de Precipitados a partir de una solución de AgNO<sub>3</sub>

Cación	Reactivos					
	HCl	NaOH		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	
		1er adición	EXCESO		1er adición	Exceso
Ag <sup>+</sup>						

Cuadro 2. Precipitación de Cu y Fe<sup>3+</sup> como hidróxidos

Cación	Reactivos			
	NaOH		NH <sub>3</sub>	
	1er Adición	Exceso	1er Adición	Exceso
Cu				
Fe <sup>3+</sup>				

Cuadro 3. Precipitación y solubilidad de los carbonatos

Cación	Reactivos			
	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaOH	HCl	NH <sub>3</sub>
Ca <sup>2+</sup>				

► REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, *inciso c*, relacionado al informe.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
<b>SGC-FESZ-QFB-ML04</b>	<b>25/10/2016</b>	<b>0</b>	<b>53 / 63</b>

## ► BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Valcárcel M. Principles of analytical Chemistry. Alemania: Springer; 2000.
- ✓ Cárdenas S, Valcárcel M. Automatización y miniaturización en Química Analítica. Alemania: Springer; 2000.
- ✓ Valcárcel M, Castro L. Automatic Methods of Análisis. Vol 9. USA: Elsevier; 1988.
- ✓ Harvey D. Química Analítica Moderna. España: Mc Graw Hill Interamericana; 2002.
- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez – Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	54 / 63

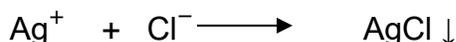
VI.4.2. PRÁCTICA No. 10  
DETERMINACION POTENCIOMÉTRICA EN UNA REACCIÓN DE  
PRECIPITACIÓN

► OBJETIVOS

- 1) El alumno predecirá una reacción de precipitación.
- 2) Establecerá las concentraciones para diferentes proporciones de los reactivos: inicio de la reacción, antes del punto de equivalencia, punto de equivalencia y después del punto de equivalencia.
- 3) Medirá los potenciales en las diferentes etapas durante el transcurso de la reacción.
- 4) Trazará la curva experimental con los resultados obtenidos.
- 5) Determinará el volumen en el punto de equivalencia y determinará el porcentaje de pureza de la muestra utilizada.

► GENERALIDADES

En la reacción:



que tiene un Kps

$$K_{ps} = |\text{Ag}^+| |\text{Cl}^-| = 10^{-9.5}$$

La cuantitatividad de la reacción:

$$P\% = \left(1 - \frac{\sqrt{K_{ps}}}{C}\right) 100$$

Sustituyendo en a ecuación

$$P\% = \left(1 - \frac{\sqrt{10^{-9.5}}}{10^{-2}}\right) 100$$

$$P\% = 100$$

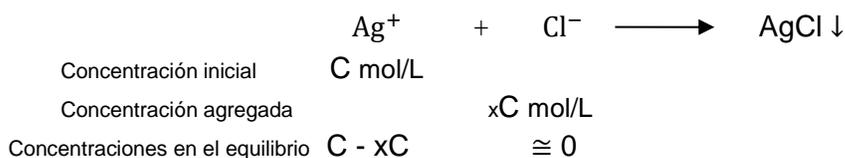
Conociendo las concentraciones de reactivos y productos en diferentes etapas de la reacción, se puede predecir cómo cambia una propiedad importante de sistema, en este caso el potencial de la disolución, que nos puede dar información como es el volumen de cloruro necesario para alcanzar el punto de equivalencia.

Al iniciar la titulación se tiene en disolución de nitrato de plata 0.01 M.



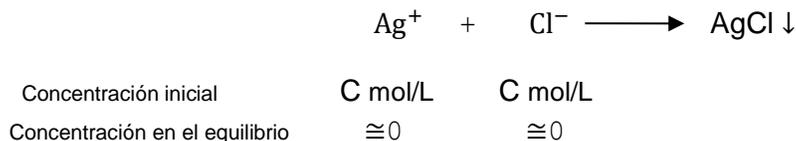
Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	55 / 63

Antes de alcanzar el punto de equivalencia, el cloruro de sodio agregado con la bureta reacciona con el nitrato de plata, formando el cloruro de plata y nitrato de sodio. Si llamamos  $xC$  a la fracción de  $\text{NaCl}$  añadida, podemos establecer las concentraciones de las especies en disolución



la concentración de iones plata es  $C - xC$ .

En el punto de equivalencia reaccionan cantidades equivalentes de iones cloruro y iones plata



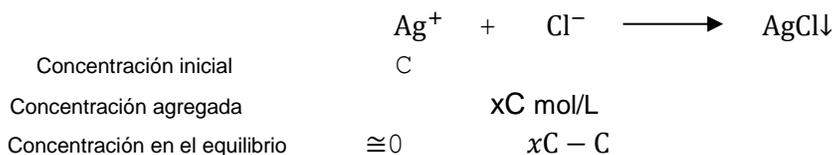
la concentración de iones plata es muy pequeña y se puede calcular con el  $K_{ps}$

$$K_{ps} = |\text{Ag}^+| |\text{Cl}^-| = 10^{-9.5}$$

en el punto de equivalencia

$$\begin{aligned} |\text{Ag}^+| &= |\text{Cl}^-| \\ \implies |\text{Ag}^+|^2 &= K_{ps} \\ |\text{Ag}^+| &= \sqrt{K_{ps}} = 10^{-4.75} \end{aligned}$$

Después del punto de equivalencia se adiciona exceso de cloruro de sodio





Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	56 / 63

se calcula la concentración de iones plata a partir del  $K_{ps}$

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 10^{-9.5}$$

$$[Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]}$$

$$[Ag^+] = \frac{10^{-9.5}}{x - C}$$

► MATERIAL

- 1 bureta de 25 mL
- 1 soporte con pinzas
- 1 vaso de precipitados de 250 mL
- 2 vasos de precipitados de 100 mL
- 1 pipeta volumétrica de 10 mL
- 2 matraces volumétricos de 100 mL
- 1 agitador magnético

► REACTIVOS

1. Cloruro de sodio
2. Nitrato de plata
3. Nitrato de potasio

► EQUIPO

- 1 potenciómetro
- 1 electrodo de plata o de plata cloruro de plata
- 1 electrodo de calomel
- 1 balanza analítica
- 1 balanza granataria

► PROCEDIMIENTO

*Preparación de una disolución 0.1 N de cloruro de sodio.*

Pesar con exactitud aproximadamente 0.584 g de cloruro de sodio, disolver con agua, transferir a un matraz volumétrico de 100 mL y diluir.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	57 / 63

*Determinación del porcentaje de pureza de la muestra de nitrato de plata.*

Pesar aproximadamente 0.1 g de nitrato de plata disolver con 50 mL agua transferir a un vaso de precipitados de 150 mL, añadir 50 mL de agua destilada. Para medir el potencial se empleará el siguiente dispositivo experimental (Figura 4).

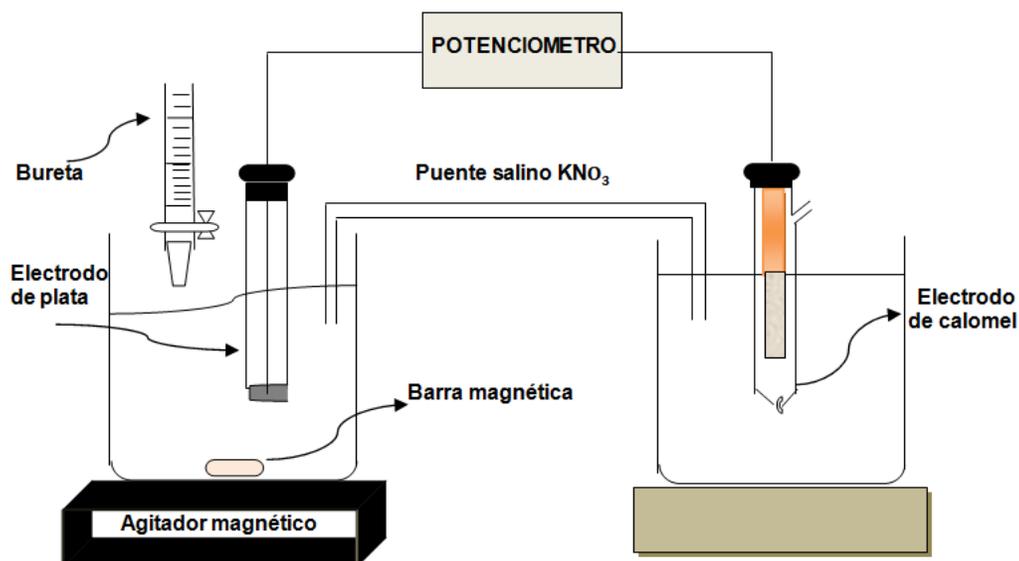


Figura 4. Dispositivo experimental utilizado en una titulación por precipitación donde participan iones plata.

Introducir los electrodos de medidor de potencial, colocar el botón de operación en modo de medida de potencial y añadir gradualmente con la bureta la disolución de NaCl 0.1 N, de 1 en 1 mL y hacer las mediciones de potencial correspondientes hasta haber agregado 10 mL de NaCl 0.1 M.

► RESULTADOS

- I. Con los datos experimentales trazar a curva  $pH=f(\text{mL NaCl } 0.1 \text{ N})$ . Por el método de las tangentes determinar el punto de equivalencia.
- II. Calcular el volumen en el punto de equivalencia y determinar el porcentaje de pureza de la muestra de nitrato de plata.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	58 / 63

$$\% = \frac{V_{\text{NaCl}} M_{\text{NaCl}} P.M. \text{AgNO}_3 100 f_d}{\text{peso inicial}}$$

$$f_d = \text{factor de dilución} = \frac{100 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} = 100$$

► REPORTE

Leer apartado IV. Evaluación, *inciso c*, relacionado al informe.

► BIBLIOGRAFÍA.

- ✓ Day RA, Underwood AL. Química Analítica cuantitativa. 5th Ed. México: Prentice Hall Inc.; 1989.
- ✓ Skoog DA, West DM, Holler FJ, Crouch SR. Fundamentos de Química Analítica. 9th Ed. México: CENGAGE Learning; 2015.
- ✓ Harris D. Análisis Químico Cuantitativo. México: Editorial Iberoamérica; 1992.
- ✓ Velásquez – Vaquero G, Pérez – Vega FA. Fundamentos del análisis farmacéutico, equilibrio químico. México: Impresiones Torres S.A.; 1997.

📖 PROYECTOS ALTERNOS

A. Nitrato de plata por tiocianato de amonio



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	59 / 63

## VII. ANEXOS

### VII.1. ANEXO I

#### CRONOGRAMA

SEMANA	ACTIVIDAD
1	Organización
2	ACIDO BASE. Práctica 1
3	
4	Práctica 2
5	Práctica 3
6	
7	Práctica 4. Primera parte
8	Práctica 4. Segunda parte
9	COMPLEJOS. Práctica 5
10	Práctica 6
11	OXIDO REDUCCIÓN. Práctica 7
12	Práctica 8
13	PRECIPITACION. Práctica 9
14	
15	Práctica 10
16	Calificaciones



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	60 / 63

## VII.2. ANEXO II

### REGLAMENTO PARA PROFESORES

- Portar los aditamentos de seguridad básica para el laboratorio (bata de manga larga, guantes, lentes de seguridad, zapatos cerrados de piso y con antiderrapante).
- Portar gafete de identificación.
- Iniciar y finalizar la clase puntualmente.
- Autorizar la solicitud de material firmando el comodato correspondiente.
- Autorizar la solicitud de reactivos firmando el comodato correspondiente.
- Asignar gavetas a cada equipo de acuerdo con lo establecido por la Coordinación del Área Química.
- Verificar que se registren en las bitácoras de los equipos que utilizan.
- Al inicio y final de la sesión verificar que el área de balanzas, campanas y mesas de trabajo estén limpias.
- Al finalizar la sesión verificar que se entreguen los materiales solicitados al interlaboratorio.
- Verificar que los desechos y residuos sean colocados en el área correspondiente y estén correctamente etiquetados
- El asesor no se retirará del área de trabajo hasta que el último de sus alumnos haya entregado su material.
- Hacer cumplir las buenas prácticas de laboratorio.
- No fumar dentro del laboratorio.
- No comer ni beber dentro del laboratorio.

### REGLAMENTO PARA ALUMNOS

- Portar los aditamentos de seguridad básica para el laboratorio (bata de manga larga, guantes, lentes de seguridad, zapatos cerrados de piso y con antiderrapante).
- Portar gafete de identificación.
- Nunca pipetear un ácido y ningún reactivo en general, con la boca y siempre adicione el ácido al agua, ¡nunca el agua al ácido! Use su bata cerrada (completamente abotonada) y trabaje en la campana de extracción cuando se trate de ácidos fuertes.
- Asistir puntualmente a la clase.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS  
LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA ANALÍTICA



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
<b>SGC-FESZ-QFB-ML04</b>	<b>25/10/2016</b>	<b>0</b>	<b>61 / 63</b>

- Abandonar puntualmente el laboratorio de acuerdo con el horario asignado a su grupo.
- Registrarse en las bitácoras de los equipos de laboratorio que utilice.
- Ningún alumno podrá trabajar en el laboratorio sin la presencia de un asesor.
- Solicitar los reactivos a CERFyS con un mínimo de 24 horas anteriores a la sesión del laboratorio.
- Trabajar en el área asignada.
- Al iniciar la clase verificar que la mesa de trabajo, el área de balanzas y la campana estén limpias, de no ser así lo reportar con su Asesor.
- No fumar dentro del laboratorio.
- No comer ni beber dentro del laboratorio.
- No jugar, gritar ni correr dentro del laboratorio.
- Sus mochilas y demás objetos que lleven al laboratorio deberán colocarse en el lugar asignado para ello, no deben estar en la mesa de trabajo.
- Todo accidente o incidente ocurrido dentro del laboratorio debe ser reportado.



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
SGC-FESZ-QFB-ML04	25/10/2016	0	62 / 63

### VII.3. ANEXO III

#### MANEJO DE RESIDUOS

El trabajo realizado en el laboratorio de Química Analítica, está basado en métodos donde las concentraciones de trabajo generalmente oscilan entre 0.01M y 0.1M, lo que refleja una baja generación de contaminantes.

Tanto el trabajo cualitativo como cuantitativo, se basa en reacciones de diferentes equilibrios químicos, y por lo tanto, en la generación de productos que para el trabajo docente ya no tiene mayor importancia.

Los residuos, generados son básicamente los productos de las reacciones disueltas o precipitadas en diversos disolventes, principalmente acuosos.

En el caso de productos disueltos en los disolventes, es recomendable reunir todos los productos generados en un mismo disolvente, en envases PET rígidos de diversas capacidades de acuerdo a la cantidad de desechos generados.

Para el caso de residuos precipitados en los disolventes usados, se recomienda filtrarlos en papel filtro industrial y una vez separados, los disolventes pasarlos a envases de PET rígidos de diferentes capacidades, y los filtrados pasarlos a bolsas de plástico transparentes de diferentes capacidades.

Todos los residuos químicos generados en el laboratorio, deben de colocarse en las áreas asignadas para su confinamiento y los recipientes deben tener pegada una etiqueta de residuos químicos con la siguiente información:

- Nombre del generador:
- Concentración y/o cantidad:
- Nombre de la reacción o análisis:
- Unidad/Carrera/semestre/grupo:
- Edificio/No. Laboratorio:
- Fecha:
- Marcar con X lo que corresponda  
C: \_\_\_ R: \_\_\_ E: \_\_\_ T: \_\_\_ I: \_\_\_



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS  
LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA ANALÍTICA



Código	Fecha de elaboración o revisión	Versión	Página
<b>SGC-FESZ-QFB-ML04</b>	<b>25/10/2016</b>	<b>0</b>	<b>63 / 63</b>

Así mismo y como parte del trabajo experimental, se generan desechos alternos a las reacciones trabajadas, como es el caso de bolsas, trapos, frascos, tiras reactivas, papel filtro, etiquetas, etc., mismas que son desechadas como basura municipal en los botes color gris (inorgánicos).

En el caso de generar accidentalmente desechos de vidrio roto, estos por su peligrosidad son separados y colocados en recipiente destinado para tal fin.

Finalmente, es obligatorio después de recoger la basura generada, limpiar las mesas y áreas de trabajo así como las tarjas empleadas.

<i>Resumen del Manejo de Residuos generados en QA</i>	
Residuo Generado	Manejo
Productos disueltos	Juntarlos en el menor número de recipientes de PET rígidos.
Productos precipitados	Filtrar el precipitado y colocarlo en bolsas de plástico, el disolvente juntarlo en el menor número de recipientes de PET rígidos.
Basura	En los botes destinados color Gris: inorgánico
Vidrio Roto	Recogerlo y separarlo, colocarlo en recipientes destinados para ello.