

UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR
FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA



Universidad de El Salvador

Hacia la libertad por la cultura

PROPUESTA DE ACTUALIZACION DIDACTICA DE QUIMICA ANALITICA
CUALITATIVA PARA ESTUDIANTES QUE CURSAN EL AREA BASICA DEL
ANALISIS QUIMICO

TRABAJO DE GRADUACION PRESENTADO POR:
IRIS OLIMPIA LOPEZ ALFARO
DORA MARIA GUADALUPE MANCIA ORELLANA

PARA OPTAR AL GRADO DE
LICENCIATURA EN QUIMICA Y FARMACIA

AGOSTO DE 2009

CIUDAD UNIVERSITARIA, CENTRO AMERICA

UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR

RECTOR

MSc. RUFINO ANTONIO QUEZADA SANCHEZ

SECRETARIO GENERAL

LIC. DOUGLAS VLADIMIR ALFARO CHAVEZ

FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA

DECANO

LIC. SALVADOR CASTILLO AREVALO

SECRETARIA

MSc. MORENA LIZETTE MARTINEZ DE DIAZ

COMITE DE TRABAJO DE GRADUACION

COORDINADORA GENERAL

Licda. Maria Concepcion Odette Rauda Acevedo

**ASESORA DE AREA DE GESTION AMBIENTAL: TOXICOLOGIA Y QUIMICA
LEGAL**

Licda. Maria Luisa Ortiz de Lopez

**ASESORA DE AREA DE CONTROL DE CALIDAD DE PRODUCTOS
FARMACEUTICO, COSMETICOS Y VETERINARIOS**

Licda. Zenia Ivonne Arevalo de Marquez

DOCENTE DIRECTOR

Ing. Arturo Alfonso Garcia Mazzini

DEDICATORIA

A DIOS, por guardarnos en cada etapa de este trabajo y por siempre colocarnos a las personas exactas para guiarnos en todas las dificultades que se nos presentaron.

Al Licenciado Arturo García Mazzini, nuestro Asesor de Tesis, por ser como un padre, por siempre estar pendientes de nosotros y por estar dispuesto a ayudarnos sin condición alguna con la finalidad de buscar en todo momento nuestro beneficio.

A la Licenciada Ivonne de Márquez por siempre creer en nosotras, por guiarnos las veces que nos sentimos confundidas y por siempre tener una palabra de aliento durante todo el trabajo.

A la Licenciada María Luisa Ortiz de López y Licenciada Odette Rauda Acevedo, por atendernos siempre con paciencia todas las veces que las buscamos y estar siempre dispuestas a ayudar.

A todas las personas que de una u otra manera nos ayudaron a alcanzar nuestro objetivo, la elaboración de nuestro Trabajo de Graduación.

Iris y Dora María, gracias.

AGRADECIMIENTOS

A DIOS por estar conmigo y permitirme terminar esta meta en mi vida ya que no cae una hoja del árbol si no es por su voluntad, infinitas Gracias mi DIOS. No me abandonaste en ningún momento en mi estudio; no tengo más palabras para darte Humildes Gracias.

A mis padres por su apoyo emocional, económico; y creer en mí para ser capaz de terminar la carrera. Les agradezco su abnegación para darme el estudio superior, los amo.

A mis hermanos, mis cuñadas y en especial a mi hermana que de una u otra manera me ayudaron para poder cumplir mi objetivo, los quiero.

Dora María, mi amiga y compañera de tesis por tenerme paciencia y ayudarme siempre, gracias

Iris Olimpia

AGRADECIMIENTOS

A DIOS TODO PODEROSO, por siempre estar conmigo, por levantarme todas las veces que me he tropezado, por siempre velar mi sueño y sobre todo por regalarme la familia más maravillosa sobre la tierra.

A mi esposo, por ser mi motor de arranque, por estar siempre cuando te necesite en las buenas y en las malas, por aguantarme todo mi genio; se que no ha sido fácil. A mi hijo, por ser mi más grande inspiración, gracias por ayudarme a estudiar desde que estabas en mi vientre, por soportar todos esos laboratorios y presión del último año, por esa alegría y ocurrencias que te caracterizan.

A mis padres, los mejores!!!! Por siempre estar conmigo en todas mis angustias y mis alegrías, por creer en mí y apoyarme en todas mis decisiones, ustedes son el mejor ejemplo a seguir para mí.

A mis hermanas por siempre apoyarme en todo, por cuidarme a Federico cuando apenas tenía quince días de nacido, gracias Sofí y Bolo.

A mi abuelita Coyo, por apoyarme desde pequeña en mis estudios, por darme consejos sabios, gracias viejita. A mi abuelito Paco y abuelita Dorita que en paz descansen.

A mis primos, suegros, cuñados, tíos, amigos y demás familia por apoyarme siempre. A Iris, mi amiga de la Universidad y compañera de tesis por siempre aceptarme como soy y aguantar todas mis locuras.

A todos los quiero mucho, Dora María

INDICE

	Página
Resumen	
Capitulo I	
1.0 Introducción	xxii
Capitulo II	
2.0 Objetivos	
Capitulo III	
3.0 Marco Teórico	26
3.1 Guía para la enseñanza de temas Analíticos Cualitativos	27
3.1.1 Los componentes que actúan en el Acto Didáctico	29
3.1.2 Partes fundamentales que debe tener una Carta Didáctica	29
3.1.3 División de la Didáctica	29
3.1.4 Fases del Proceso Didáctica	30
3.1.5 Material Didáctico	31
3.1.6 Características del Material Didáctico	31
3.2 Fundamentos Teóricos de la Química Analítica Cualitativa	32
3.2.1 Análisis Químico	32
3.2.2 Química Analítica	32
3.2.3 División de la Química Analítica	32

3.2.3.1 Análisis Cualitativo	32
3.2.3.2 Análisis Cuantitativo	32
3.2.4 Análisis Químico Cualitativo	33
3.2.5 Importancia de la Química Analítica	33
3.2.6 Elementos a ser Estudiados	35
3.2.7 Estructura y Relación del poder sobre la atracción al Electrón	36
3.2.8 Electronegatividad Relativa y tipos de Enlaces Químicos	37
3.2.9 Electronegatividades relativa de metales y no metales	40
3.2.10 Compuestos Electrovalentes	41
3.2.11 Hidratación de Iones	41
3.2.12 Disociación de Electrolitos	43
3.2.13 Propiedades de los Iones	44
3.2.14 Reacciones Químicas y por qué ocurren	44
3.2.15 Información acerca de las Reacciones Químicas	45
3.2.16 Estados Equivalentes	45
3.2.17 Métodos de Análisis Cualitativo	46
3.2.18 Análisis de Soluciones Acuosas	46
3.2.19 Precipitación Fraccionada	47
3.2.20 Disolución de Precipitados	48
Capitulo IV	
4.0 Diseño Metodológico	52

4.1 Tipo de Estudio	52
4.2 Investigación Bibliográfica	52
4.3 Investigación de Campo	53
4.3.1 Universo	53
4.3.2 Muestra	53
4.4 Métodos e Instrumentos de Recolección de Datos	54
Capitulo V	
5.0 Resultados	56
5.1 Gráficas de Resultados Obtenidos en la Encuesta	60
5.2 Necesidades de acuerdo al Diagnóstico Realizado	68
5.3 Desarrollo de la Propuesta de Actualización Didáctica del Programa de Análisis Químico Cualitativo	73
5.3.1 Clasificación de los Métodos Cualitativa de Análisis	73
5.3.2 Etapas de un Análisis Químico Típico	74
5.3.3 Selección de un Método de Análisis	76
5.3.4 Reglas para el Manejo de Reactivos y Soluciones	85
5.3.4.1 Los Pictogramas y Símbolos	87
5.3.4.2 Significados de los Pictogramas	88
5.3.4.3 Hoja de Datos de Seguridad	91
5.3.5 Clasificación de los Métodos Analíticos	93
5.3.6 Marchas de Identificación de Química Analítica Cualitativa	94

5.4 Soluciones Tampón o Buffer	101
5.4.1 Introducción	101
5.4.2 Mezcla de un Ácido Débil y Base Conjugada	104
5.4.3 Reacción de Henderson- Hasselbalch	107
5.4.4 Preparación Práctica de un Tampón	108
5.4.5 Capacidad de un Tampón	109
5.4.6 La fuerza de un tampón depende de la fuerza iónica y La temperatura	110
5.5 Hidrólisis	111
5.5.1 Ionización del Agua	111
5.5.2 Hidrólisis de los Iones	116
5.5.3 Hidrólisis de Acido Fuerte- Base Fuerte	119
5.5.4 Hidrólisis de Acido Débil- Base Débil Cloruro de Amonio	119
5.5.5 Hidrólisis de Acido Fuerte- Base Débil	122
5.5.6 Hidrólisis de Acido Débil- Base Débil	124
5.5.7 Hidrólisis de Acido Débil Base Débil (NH ₄ OAC)	125
5.5.8 Hidrólisis de Cationes con una Sal Férrica	128
5.5.9 Hidrólisis de los Aniones de Acidos Polibásicos	130
5.5.10 Aplicaciones de la Hidrólisis en la Reacciones Analíticas	133
5.6 Equilibrio Heterogéneo, Propiedades de los Precipitados	136
5.6.1 Producto de Solubilidad	136

5.6.2 Mecanismos de la Formación de los Precipitados	138
5.6.3 Crecimiento de la Partículas	140
5.6.4 Proceso de Precipitación	141
5.6.5 Envejecimiento de los Precipitados	141
5.6.6 Contaminación de los Precipitados	142
5.6.7 Principio del Producto de Solubilidad	143
5.6.8 Factores que afectan El Equilibrio	145
5.6.9 Aplicación del Producto de Solubilidad	148
5.6.10 Efecto del Ión Común en la Solubilidad	150
5.6.11 El uso de H ₂ S como Agente Precipitante	153
5.6.12 La Precipitación de Sulfuros en los grupos II y III	154
5.6.13 Disolución de Sulfuros Metálicos	156
5.6.14 Equilibrio simultáneo que involucran los Acidos Débiles	158
5.7 Equilibrio de Sistemas Complejos	159
5.7.1 Formación de Iones Complejos	159
5.7.2 Formación de Iones Complejos en el Análisis Cualitativo	165
5.7.3 Efecto de la Hidrólisis	167
5.7.4 Reacción entre dos pares donador- aceptor.	172
5.7.5 Enmascaramiento de Iones	174
5.8 Equilibrio Redox	183
5.8.1 Definiciones y Conceptos	183

5.8.2 Celda Electroquímica	189
5.8.3 Oxidaciones y Reducciones Propias	193
5.8.4 Reglas para el uso de las Tablas de Potencial de Reducción	195
5.8.5 Semireacciones	196
5.8.6 Efectos de las Concentraciones sobre los Potenciales del Electrodo	197
5.8.7 Constante de Equilibrio	198
5.8.8 Aplicaciones	203
5.9 Sustancias Anfotéricas	204
5.9.1 Introducción	204
5.9.2 Los Anfolitos	205
5.9.3 Propiedades de los Semi- Metales	206
5.9.4 Ejemplo de Elementos Anfotéricos	207
5.9.5 Propiedades de los Acidos	207
5.9.6 Propiedades de las Bases	209
5.9.7 Propiedades Anfotéricas	209
5.9.7.1 Elementos	210
5.9.8 Oxidos e Hidróxidos	212
5.9.9 Sustancias Misceláneas	216
5.9.10 Relación por la Formación de Iones Complejos	217
5.9.11 Equilibrio de Sustancias Anfotéricas	218

5.9.12 Hidróxidos y Bases Anfotéricas	220
5.9.13 Hidróxidos Anfotéricas de Acidos y Bases	221
5.9.14 Sustancias Anfotéricas con la segunda Ionización	
Importante	222
5.9.15 Anfoterismo y la Electronegatividad	223
5.9.16 Variación de acidez o basicidad con el Estado de	
Oxidación	225
5.9.17 Deshidratación de Hidróxidos Anfotéricos	226
5.7.18 Aplicaciones para el Análisis Cualitativo	227
5.10 Programa Propuesto de Química Analítica Cualitativa	228
5.11 Plan Metodológico para la Cátedra de Química Analítica	
Cualitativa	232
Capitulo VI	
6.0 Discusión de Resultados	271
Capitulo VII	
7.0 Conclusiones	275
Capitulo VIII	
8.0 Recomendaciones	278
Bibliografía	
Glosario	
Anexos	

Indice de Anexos

Anexo N°

- 1 Tabla Periódica de los Elementos
- 2 Periodicidad de los Elementos
- 3 Entrevista
- 4 Programa actual de Química Analítica I
- 5 Programa de Análisis Químico de la Facultad
De la Universidad de Sevilla

Indice de Cuadros

Cuadro N°		Pag
1	Resultados de Encuesta	58
2	Escalas de Trabajo	93
3	Ejemplos de Hidróxidos de Magnesio	225
4	Propuesta de Evaluación de la Química Analítica Cualitativa	231
5	Carta Didáctica Introducción a Química Analítica	263
6	Carta Didáctica Soluciones Tampon	264
7	Carta Didáctica Hidrólisis	265
8	Carta Didáctica Equilibrio Heterogéneo Propiedades de los precipitados	266
9	Carta Didáctica Equilibrio de Sistemas Complejos	267
10	Carta Didáctica Equilibrio Oxido – Reducción	268
11	Carta Didáctica Anfolitos	269

Indice de Figuras

Figura N°		Pag.
1	Proceso de Transmisión de Conocimientos	28
2	Clasificación de la Química Analítica	34
3	Distribución de Personas Encuestadas	60
4	Métodos de Separación conocidos para analizar la Composición química de la muestra	61
5	Conocimientos sobre la Separación Sistemática	62
6	Conocimientos sobre la Precipitación Fraccionada	63
7	Temas de la Química Analítica que se debe enfatizar	64
8	Temas que se consideran reforzar	65
9	Cálculos que se consideran reforzar	66
10	Consideración de Actualizar el programa de Química Analítica Cualitativa	67
11	Proceso del Análisis	75
12	Marcha Analítica Grupo I de Cationes	95
13	Marcha Analítica Grupo II de Cationes	96
14	Marcha Analítica Sub Grupo II B	97
15	Marcha Analítica Sub Grupo III A	98
16	Marcha Analítica Sub Grupo III B	99
17	Marcha Analítica Grupo IV Cationes	100

Abreviaturas

ac:	acuoso
$C_2H_3O_2^-$:	Ion acetato
CH_3-COOH :	Acido acético
e^- :	Electrón
$Fe(OH)^+$:	Hidróxido de hierro
$Fe(OH)^{+2}$:	Hidróxido ferroso
$Fe(OH)_3$:	Hidroxido ferrico
g:	gas
HOAc:	Acido Acético
HCl:	Acido clorhídrico
H_2S :	Sulfato de hidrógeno
H_2SO_3 :	Sulfito de hidrógeno
HS^- :	Sulfuro de hidrógeno
Kps:	Constante de solubilidad.
Ka:	Constante de acidez.
Kb:	Constante de basicidad
Kw:	Constante del agua
NH_4Cl :	Cloruro de amonio
NH_4OH :	Hidróxido de amonio
NaOAc:	Acetato de sodio

NaOH:	Hidróxido de Sodio
NaNH ₂ :	Nitrito de sodio
NH ₄ OAc:	Acetato de amonio
Na ₂ S:	Sulfato de sodio
NH ₃ :	Amoniaco
Na ₂ S:	Sulfuro de sodio
pH:	Potencial de iones hidrógeno
pOH:	Potencial de iones oxidrilo
pKa:	Potencial de constante de acidez
redox:	Reacción oxido-reducción
SbCl ₃ :	Tricloruro de antimonio
OH ⁻ :	Ion hidroxilo
Rx:	reacción
Redox:	Reacción oxido-reducción
S ⁻² :	Ion sulfuro
s :	sólido

RESUMEN

Debido a la importancia del estudio del Análisis Químico Cualitativo y de todos los temas que este comprende se desarrolla este trabajo bajo el nombre de “Propuesta de Actualización Didáctica de Química Analítica Cualitativa para Estudiantes que Cursan el Área Básica del Análisis Químico”. En el cual están desarrollados los contenidos de la materia y una carta didáctica por cada tema.

Para diagnosticar la temática a desarrollar se realizaron sesenta entrevistas no estructuradas, en un período de dos meses, al final del año dos mil siete; para poder indagar en la opinión de los estudiantes de cuarto y quinto año, egresados y graduados en Química y Farmacia, a los que se consideraron el universo; esta entrevista ha dado como resultado que temas como: Identificación de Iones, Reacciones Oxido- Reducción e Introducción a Valoraciones son los que presentan mayor dificultad al desempeñarse en el área laboral.

La Industria Farmacéutica es sin duda una de las más importantes para el desarrollo intelectual y práctico del hombre. En este caso el Químico Farmacéutico tiene un rol importante, para apoyar que éste pueda ir a la vanguardia de todos los procesos que conllevan un Análisis Químico.

Sin embargo, para obtener un medicamento de alta calidad se debe realizar un control, el cual debe comenzar desde un Análisis Químico Cualitativo de la materia prima a utilizar en el proceso hasta su elaboración final.

Cabe mencionar que debido a los resultados, se pudo detectar que se confunden los temas de la Química Analítica Cualitativa con la Cuantitativa y por ello; se sugiere implementar el presente trabajo como un instrumento didáctico que sirva como apoyo a los estudiantes que inician sus estudios en esta área.

CAPITULO I

INTRODUCCION

1.0 INTRODUCCION

En el país, la Industria Farmacéutica ha evolucionado en las últimas décadas; lo que conlleva a que estas requieran de profesionales con características fundamentales para enriquecer con su experiencia y a la vez crecer como empresa y fabricar medicamentos de alta calidad.

Dada la aplicación en la Industria en general y a la importancia del Análisis Químico Cualitativo en la actualidad, es importante tomar en cuenta la finalidad de esta investigación y en la cual se sugiere un plan curricular que se adapte a las necesidades existentes en las diferentes áreas, siendo necesario la actualización de temas básicos para la formación de profesionales que puedan explicarse de una manera más sencilla.

Esta propuesta de actualización didáctica tiene como finalidad enriquecer y suministrar el proceso de enseñanza aprendizaje; por medio del uso de cartas didácticas que son un apoyo para impartir los diferentes temas que comprenden el Análisis Químico Cualitativo.

Sin embargo, para realizar procesos complejos, como es la elaboración de medicamentos, siempre es indispensable y necesario conocer y comprender la base de dicho proceso. Para ello es necesario el estudio del Análisis Químico

Cualitativo ya que no se puede fabricar un medicamento sin antes identificar cada uno de los elementos de su composición, sin embargo, una de las principales dificultades que se han tenido es la falta de información y seguimiento de temas específicos; para lo cual se desarrolló una investigación, la que se realizó con profesionales que laboran en la Industria Farmacéutica, estudiantes de Química y Farmacia de Cuarto y Quinto año, en un periodo de dos meses, al final del año dos mil siete; la que ha dado como resultado que temas como: Identificación de Iones, Reacciones Oxido-Reducción e Introducción a Valoraciones que presentan mayor dificultad al desempeñarse en el área laboral; por ello en el presente trabajo; se sugiere un instrumento didáctico que sirva como apoyo a estudiantes que inician sus estudios en esta área.

CAPITULO II

OBJETIVOS

2.0 OBJETIVOS

2.1. Objetivo General:

Elaborar una propuesta de actualización didáctica de Química Analítica Cualitativa para estudiantes que cursan el área básica del Análisis Químico.

2.2. Objetivos Específicos:

2.2.1 Diagnosticar de acuerdo a las necesidades actuales de los estudiantes y profesionales, con respecto a las nuevas tendencias, en diferentes campos de aplicación de la Química Analítica Cualitativa.

2.2.2 Desarrollar los temas que precisan más atención, a la hora de presentar la parte teórica y al realizar la parte práctica.

2.2.3 Presentar un diseño de plan metodológico que se ajuste a las necesidades de los estudiantes con respecto a los contenidos que presentan mayor dificultad de asimilación.

2.2.4 Presentar los temas básicos de Química Analítica Cualitativa a través de un instrumento didáctico que presente los fundamentos de esta materia, de manera sencilla.

CAPITULO III
MARCO TEORICO

3.0 MARCO TEORICO

3.1. Guía para la Enseñanza de temas Analíticos Cualitativos ^{(11), (6), (20)}

La educación siempre ha sido para el hombre un paso fundamental para el progreso de si mismo debido a esta razón la ciencia y tecnología educativa han tenido que desarrollarse aun más creando diferentes instrumentos para mejorar la orientación y aprendizaje, Todos estos instrumentos se pueden encontrar bajo el concepto de “Didáctica”. Se puede afirmar que para cualquier asignatura la didáctica es fundamental en todo el procesos de enseñanza – aprendizaje; facilitando el aprendizaje de todas las personas interesadas en dicho temas y permite que se lleve a cabo de forma inmediata

Didáctica: Es una disciplina y un campo de conocimiento que se construye, desde la teoría y práctica en ambientes organizados de relación y comunicación intencionadas, donde se desarrollan procesos de enseñanza-aprendizaje para la formación del alumnado.

El término didáctica deriva del griego *didaskao* (enseñar, enseño) que significa literalmente “lo relativo a la enseñanza, a la actividad instructiva”.

La Didáctica es la disciplina científico-pedagógica que tiene como objeto del estudio de los procesos y elementos existentes en la enseñanza y el aprendizaje fig. 1. Es, por lo tanto, la parte de la pedagogía que se ocupa de los

sistemas y métodos prácticos de enseñanza destinados a plasmar la realidad de las directrices de las teorías pedagógicas.

Junto con la pedagogía, la teoría de la educación, la organización de la cátedra y la planificación educativa forma el bloque medular, específico y normativo de las ciencias que estudian, orientan y conducen el hecho educativo.

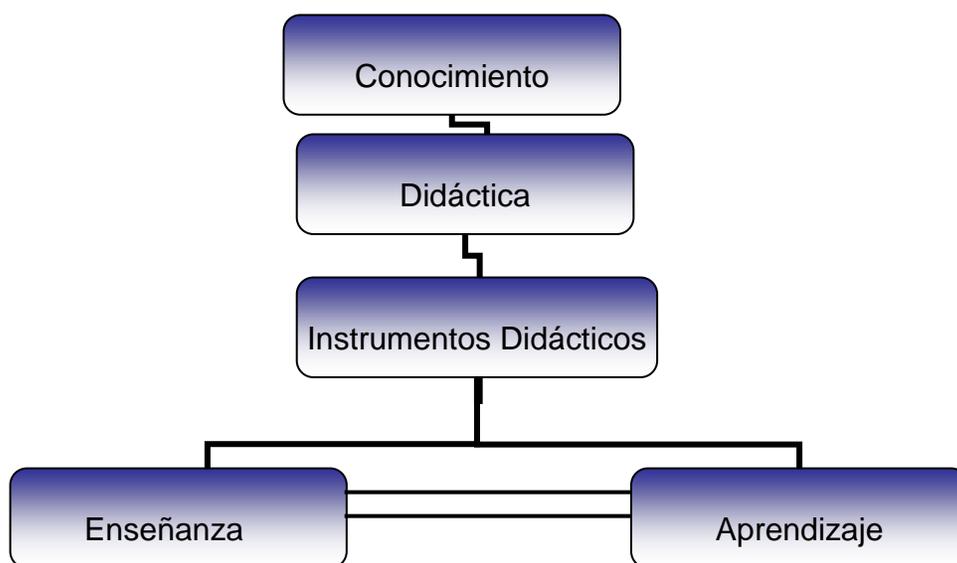


Fig. 1 Proceso de transmisión de conocimientos.

Carta Didáctica: Es la planificación diaria más concreta y específica del trabajo pedagógico que se toma como eje orientador o guión de clase.

3.1.1 Los componentes que actúan en el acto didáctico son:

- El docente o profesor
- El discente o alumno
- El contexto del aprendizaje
- El currículum

3.1.2 Las partes fundamentales que debe tener una carta didáctica o un guión de clase:

- Objetivo General.
- Objetivos específicos
- Contenidos.
- Actividades.
- Recursos.
- Evaluación

3.1.3 División de la didáctica:

1. Temática: Se refiere a quien aprende, es necesario saber a que grupo va a ser orientado el aprendizaje.
2. Sistemática: Se refiere a los objetivos y al tema a desarrollar.
3. Metódica: Se refiere a la ejecución del trabajo didáctico propiamente dicho.

4. General: Esta referida al estudio y técnicas validas para la enseñanza de cualquier disciplina y debe estar vinculada a los objetivos que se pretenden fijar en el educando.
5. Especial: Implica llevar a cabo todos los principios planteados a la didáctica general pero aplicada a determinada rama de la enseñanza.

Didáctas: Todas las personas que se involucran con la didáctica. Entre los que podemos mencionar:

- Organizadores
- Desarrolladores de educación
- Autores de libros de texto
- Profesores de toda clase
- Estudiantes que organizan su propio aprendizaje individual o grupal

3.1.4 Fases del proceso didáctico:

Motivación: consiste en activar, mantener y dirigir la atención del alumno.

Presentación: Es poner en contacto al alumno con el material de aprendizaje.

Desarrollo: Orientar la actividad del alumno para lograr el aprendizaje.

Fijación: Lograr que el aprendizaje adquirido sea permanente para el alumno

Integración: Lograr que el alumno adquiriera la visión global de aprendizaje.

Evaluación o control: Evaluar el logro del objetivo del aprendizaje.

Rectificación: Usos de diferentes estrategias para asegurar el logro de los objetivos.

3.1.5 Material Didáctico:

Son aquellos recursos de los que se auxilia el emisor para lograr comunicarse con el receptor y lograr de esta manera la enseñanza aprendizaje por medio de ayuda audio visual que se conoce como medios de comunicación educativa.

Ejemplo:

- Recursos materiales: Pizarra, plumón, borrador, carteles, recortes, rotafolios,
- Recursos Audiovisuales: Películas, Videos, Música y Disco Compacto.
- Recursos Visuales: Imágenes, Acetatos, Pinturas, Filminas y Fotografías.
- Recursos pedagógicos: Cuadro, Planos, Gráficos y Diagramas.

3.1.6 Características del Material didáctico

Es de importancia por que es el medio que atrae la atención e interés del alumno para su aprendizaje teniendo las siguientes características:

- Ser capaz de crear situaciones atractivas para el aprendizaje.
- Preparar el camino a nociones operacionales valiosas.
- En algunos casos que sea comprensibles con la percepción a interpretación de imágenes visuales.

3.2 FUNDAMENTOS TEORICOS DE LA QUIMICA ANALITICA CUALITATIVA (2, 3, 7, 8,9)

3.2.1 Análisis Químico:

Conjunto de métodos con la finalidad de conocer la composición química de una muestra.

3.2.2 Química Analítica:

Es una ciencia que estudia el conjunto de principios, leyes y técnicas; siendo la parte de la química que tiene como finalidad estudiar la composición y comportamiento químico de una muestra.

Proviene del latín: *Ana* = de abajo hacia arriba, *Lísis*=desmembrar, destruir)

3.2.3 División de la Química Analítica:

3.2.3.1. Análisis Cualitativo: Ciencia que identifica los diferentes aniones y cationes en una muestra determinada.

3.2.3.2. Análisis Cuantitativo: Ciencia que determina la cantidad de aniones y cationes en una muestra determinada.

3.2.4 Análisis Químico Cualitativo:

La Química Analítica que se ocupa del conocimiento profundo de los principios y leyes fundamentales de las reacciones químicas, establece métodos analíticos y hace posible el estudio de un problema concreto mediante la elección del método o combinación de métodos más apropiados para resolverlo. En resumen, constituyen una disciplina que incluyen principios, teorías, reacciones, cálculos y aplicaciones técnicas, que proporciona información sobre la identificación, composición y estructura de la materia.

3.2.5 Importancia de la Química Analítica:

Se considera una ciencia central ya que es una herramienta esencial en todos los campos de ciencia debido a que se requieren resultados de tipo analítico tanto para ciencias físicas, biológicas, para diagnóstico clínico, geología entre otros.

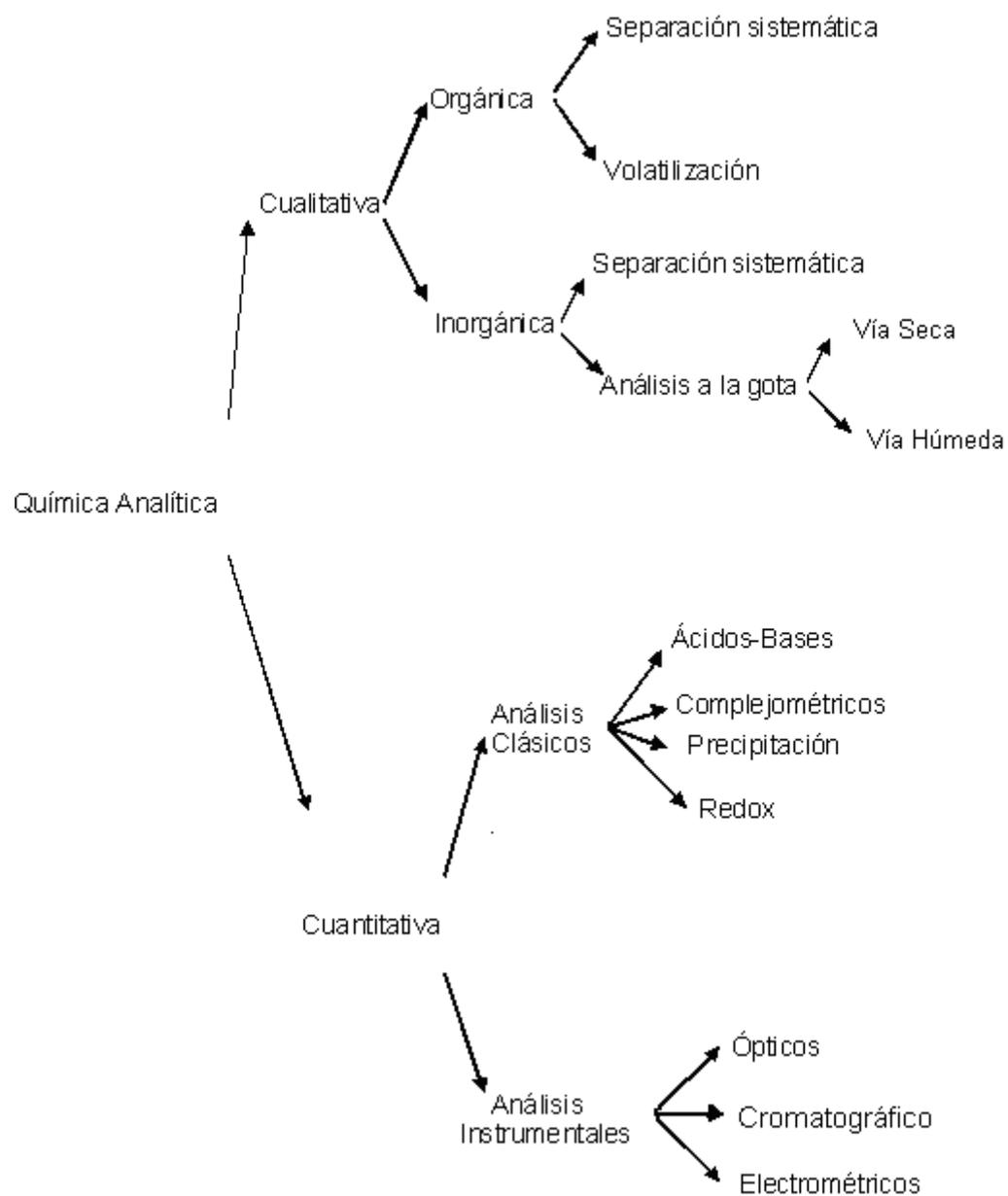


Fig. 2 Clasificación de la Química Analítica (4,5,6)

3.2.6. Elementos a ser Estudiados.

El esquema de un análisis cualitativo incluye elementos según su posición en la tabla periódica. Los principios y las técnicas utilizados en el esquema son, en general, similares a los utilizados en esquemas más extensos del análisis.

La mayoría de las sustancias que se analizan son electrolíticas, se debe considerar principalmente el estudio de estas propiedades de los iones en las soluciones. Los iones que se estudiarán se clasifican convenientemente en dos grupos, aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos). Cada uno de estos dos grupos puede seguir siendo divididos en dos subgrupos: iones simples y iones complejos. Los iones simples son especies químicas que están cargadas y consisten en un solo átomo. Los iones complejos son especies químicas que están cargadas eléctricamente y que contienen más de un átomo (usualmente no del mismo elemento). Ejemplos de estos iones complejos puede incluir el ión amonio $(\text{NH}_4)^+$, hexaaminocobalto $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{+2}$, y el ión nitrito $(\text{NO}_2)^-$.

Es necesario revisar las estructuras atómicas de los elementos y la relación de las propiedades de los elementos y de los compuestos a estas estructuras, según su ubicación en la tabla periódica.

Muchas de las de los elementos, iones y compuestos pueden ser explicados en términos de las estructuras electrónicas de los átomos de los cuales están formados y su tamaño relativo. Ejemplos de dichas propiedades incluyen los de carácter metálico y no metálico, carácter ácido o básico, la tendencia a la hidrólisis, y la tendencia a formar iones complejos.

3.2.7. Estructura y Relación del poder sobre la atracción al electrón.

Los elementos sobre la izquierda de la tabla periódica no atraen los electrones como con la fuerza que los atraen los elementos al lado derecho, además, los elementos del lado izquierdo de la tabla periódica fácilmente pierden electrones (bajo condiciones apropiadas) para formar cationes y los del lado derecho de la tabla periódica ganan electrones con facilidad (bajo condiciones apropiadas) para formar aniones. Por ejemplo, el átomo del sodio, Na, puede perder un electrón para formar el ión sodio, Na^+ , por el otro lado el átomo del cloro, Cl, tiene una tendencia fuerte a ganar electrones, para formar el ión cloruro, Cl^- . El poder de la atracción del electrón de un átomo, comúnmente llamado electronegatividad, puede ser relacionado con la afinidad del electrón y la energía de ionización del átomo. La energía de ionización del átomo corresponde a la energía que se requiere para remover el electrón con menos fuerza del átomo gaseoso, como:



La afinidad del electrón del átomo corresponde a la energía liberada cuando el electrón se adiciona al átomo gaseoso.



más energía

La electronegatividad del átomo puede definirse como: baja energía de ionización y alta afinidad de electrón.

3.2.8. Electronegatividad Relativa y Tipos de Enlaces Químicos.

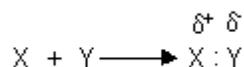
El tipo de enlace químico que existe en un compuesto diatómico es determinado de manera general por las electronegatividades relativas de los átomos que se encuentran enlazados. Consideremos los siguientes casos:

- Enlace Covalente no Polar: Ej. átomos X y X contienen por lo menos un electrón cada uno y ambos tienen la misma electronegatividad. En este caso los átomos reaccionan compartiendo electrones hasta formar una molécula; esto representado como X : X, cuyos enlaces son enlace covalente no polar.



- Enlace Covalente Polar: Ej. átomos X y Y contienen por lo menos un electrón y tienen una ligera diferencia de electronegatividad. Sin embargo, esta diferencia en electronegatividad no es suficientemente

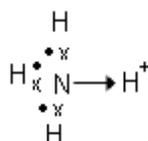
grande para situar una transferencia de electrón desde el átomo menos electronegativo al más electronegativo. Aquí los átomos comparten el par de electrones pero esos son desplazados hacia el átomo más electronegativo, en un extremo existirá una carga ligeramente positiva (δ^+) y en el otro extremo una carga ligeramente negativa (δ^-), como se indica a continuación:



Características del enlace covalente:

- * Es muy fuerte y se rompe con dificultad.
- * Si la diferencia de electronegatividades entre los dos átomos es marcada, tenemos un enlace polar y se favorecerá la solubilidad de la sustancia en solventes polares. Ejemplo: un enlace O-H
- * Si la diferencia de electronegatividades es poca, tenemos un enlace no polar y se favorecerá la solubilidad de la sustancia en solventes no polares. Ejemplo: un enlace C-H y C-C
- Enlace Covalente Coordinado: En este enlace también se combinan los orbitales de las capas de valencia de ambos átomos para formar uno

solo que contiene a los dos electrones; la diferencia es que sólo uno de los átomos aporta los dos electrones y queda con carga positiva. El enlace covalente coordinado se representa con una flecha que sale del átomo que cedió el par de electrones:



Características del enlace covalente coordinado.

- * Una vez formado es idéntico a los demás enlaces covalentes
- Enlace Electrovalente o iónico: Ej. átomos X y Y que poseen por lo menos un electrón balanceado donde cada uno difiere enormemente en sus electronegatividades. En este caso el átomo con la electronegatividad más alta gana un electrón del otro átomo y dos iones serán formados, esto se puede representar de la siguiente manera



Características del enlace iónico.

*Es un enlace muy fuerte, en solución acuosa suele disociarse obteniéndose los iones que lo forman.

*Las sustancias con enlaces iónicos son solubles en solventes polares.

El tipo del enlace químico del compuesto determina en gran sentido las propiedades de los compuestos.

Las fuerzas de enlace que mantienen unidas las moléculas unas con otras en un cristal de una sustancia son bastantes débiles y son conocidos como enlaces de Van der Waals'. Se espera que estos compuestos posean menores puntos de fusión y ebullición que los compuestos electrovalentes de peso molecular similar debido a que los enlaces iónicos son los más fuertes que existen.

3.2.9. Electronegatividades relativas metales y no metales.

Los elementos pueden ser divididos en dos grupos en término de sus electronegatividades. Aquellos elementos que tienen electronegatividades bajas y que reaccionan de tal manera que pierden electrones con mayor facilidad para formar iones positivos, son llamados metales, por otro lado los elementos que tienen alta electronegatividad y que reacciona de tal manera de ganar electrones para formar iones negativos son llamados no metales. En el anexo N° 2 se muestra como varía la electronegatividad en la Tabla Periódica.

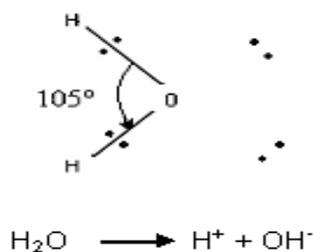
3.2.10 Compuestos Electrovalentes.

Los cristales de sustancias electrovalentes (iónico) están formados por iones enlazados fuertemente por fuerzas electrostáticas.

Ejemplo el Cloruro de sodio: se necesita 180 K cal/mol para pasar de un mol de NaCl sólido a un mol de los iones sodio y cloruro en estado gaseoso. Sin embargo 58.5 g de NaCl se disuelven fácilmente en agua para dar un litro de una solución molar y absorbe aproximadamente una kilocaloría de energía. Obviamente debe haber algún tipo de reacción entre el solvente (agua) y los iones que hacen una gran diferencia de energía en estos dos procesos. Esta reacción, que toma en cuenta la pequeña diferencia de energía entre los dos procesos es llamada hidratación de iones.

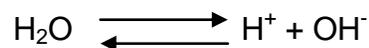
3.2.11 Hidratación de iones.

Para entender de mejor manera el proceso de hidratación es necesario examinar con mayor cercanía la naturaleza de la molécula del agua.

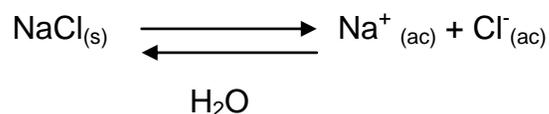


El agua es una sustancia polar y como tal tiene una figura característica (tomando en cuenta que los enlaces covalentes están dirigidos por los espacios). Como se observa en la figura anterior, el ángulo de enlace del H₂O es de 105°. También se debe mencionar la diferencia de electronegatividad entre oxígeno e hidrógeno ya que hay una pequeña carga de separación dando como resultado una molécula polar.

Esta molécula que es eléctricamente neutra, actúa como si el extremo del oxígeno de la molécula estuviera cargado negativamente y el extremo del hidrógeno actúa como si estuviera cargado positivamente.



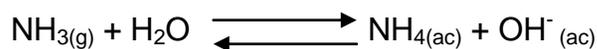
Cuando una sustancia electrovalente como NaCl es colocado en agua, los iones positivos del sodio, van a ser atraídos por el extremo negativo de la molécula del agua y van a ser repelidos por extremo positivo ha repeler el extremo positivo. Esto resulta en la orientación de la molécula del agua, así el oxígeno de la molécula del agua esta rodeando a la superficie positiva del ión sodio. De la misma manera el ión cloruro es atraído por el extremo positivo del hidrógeno en la molécula bipolar del agua. Esta interacción electrostática es un termino frecuente en la interacción ión dipolo.



3.2.12 Disociación de Electrolitos

- Electrolitos fuertes.

Las soluciones acuosas de compuestos electrovalentes (por ejemplo NaCl, NaOH, CaCl₂ y K₂CO₃) se ha observado que conducen electricidad y exhiben propiedades coligativas de acuerdo con el compuesto electrovalente existente en la solución al hidratar iones positivos y negativos. Algunos compuestos covalentes polares reaccionan con ciertos solventes (Agua) para formar soluciones iónicas.



- Electrolito Débiles

Pocas sales como Cloruro de Mercurio, Bromuro de Cadmio y Yoduro de Cadmio, no forman cristales iónicos y, cuando se disuelven, forman soluciones que contienen relativamente pocos iones y son pobres conductores de energía eléctrica. Dichos compuestos corresponden a la clase de electrolitos débiles en adición a compuestos covalentes polares que reaccionan completamente con el solvente, estableciendo un equilibrio entre las moléculas no disociadas y los iones que en solución se encuentran bajo el nombre de electrolitos débiles, por ejemplo, Amonio acuoso y Acido Acético acuoso, son pobres conductores de electricidad.

- No electrolitos

Sustancias cuyas soluciones no conducen electricidad. Estas sustancias incluyen las sustancias covalentes no polares que no reaccionan con el solvente para producir iones, casi todas las sustancias covalentes se encuentran en este grupo.

3.2.13 Propiedades de los Iones.

Los iones tienen propiedades específicas ciertos iones tienen colores característicos en soluciones acuosas y/o van a reaccionar con iones de carga positiva para formar compuestos insolubles. Ocurre una reacción de precipitación, por ejemplo: Cuando cantidades apreciables del ión plata y el ión cloruro son introducidas en una misma solución.

3.2.14. Reacciones Químicas y por qué Ocurren.

La separación de iones en grupos, el aislamiento e identificación de cada ión en el esquema de análisis cualitativo depende de las reacciones químicas. Los factores responsables de que estas reacciones ocurran puede ser relacionadas con la remoción de iones en la solución para formar un precipitado o especies moleculares; estos factores pueden relacionarse en muchas formas para cambiar un ión complejo, para oxidar un elemento a un alto estado de oxidación o reducirlo a un bajo estado de oxidación.

3.2.15 Información acerca de las reacciones químicas

Existen dos tipos de información con los cuales se debe conocer una reacción química.

Estos tipos de información son:

1. La cinética de la Reacción: Es la velocidad de la reacción y que procede bajo ciertas circunstancias y el mecanismo de la reacción o el camino que sigue la reacción.
2. La Energía Termodinámica de la Reacción: La termodinámica de un sistema químico nos dice si una reacción química es o no favorecida, para lo que existen diferentes términos para expresar esta idea. Como consecuencia, se puede llegar a una confusión cuando encontramos estos términos la primera vez, o fases en los cuales su producción es diferente aunque tengan el mismo significado.

3.2.16. Estados equivalentes

- La energía de un sistema será menor por la conversión del reactante a producto.
- La reacción es energéticamente favorecida.
- La reacción es termodinámicamente favorecida.
- La reacción es espontánea.

Si un sistema bajo ciertas circunstancias llega al equilibrio es por que una reacción ocurre, es decir que esta reacción “es espontánea” bajo esas condiciones descuidando la velocidad a la que ocurre y descuidando la extensión en que esta ocurre y en el orden que la condición del equilibrio se establezca.

3.2.17. Métodos del Análisis Cualitativo.

El análisis cualitativo se puede llevar a cabo por cualquiera de un gran número de diferentes métodos. Un método común es el de disolver la sustancia en un solvente común, como el agua, y después determinar la composición de la solución resultante. También hay métodos para el análisis de las sustancias en los que no se requiere una solución.

3.2.18. Análisis de Soluciones Acuosas

Se deben de estudiar los métodos utilizados y los principios involucrados en el análisis de las sustancias bajo el nombre de “método húmedo”, en el que se debe disolver la sustancia en agua u otro solvente y analizar la solución resultante. Tomando en cuenta que las soluciones que se estudiarán son principalmente inorgánicas, sus soluciones en general van a contener iones que

se derivan de dicho compuesto. Los procedimientos en general para ser llevados en el método de análisis es el siguiente:

(1) Agrupar los iones de los elementos de acuerdo a ciertas propiedades en común que tengan.

(2) Separar los iones, si es posible.

(3) Identificar los diferentes iones presentes, ya sea antes o después que se hayan separado de los iones acompañantes, por uno o más de sus propiedades características.

Las propiedades utilizadas con más frecuencia para agruparlos y separarlos o identificar estos iones por el color, solubilidad en soluciones de varios reactivos químicos, reactividad a los agentes Reductores y oxidantes, y reactividad a varios agentes químicos complejos.

3.2.19. Precipitación Fraccionada

Es una técnica analítica en la que dos ó más iones, capaces de ser precipitados, son separados selectivamente por diferencias de solubilidad mediante la adición de un reactivo precipitante. Se puede lograr que un ión específico quede en solución mientras otro forme un compuesto insoluble con el precipitante, o viceversa. El ión que precipitará primero es aquel que necesite la menor cantidad de ión precipitante y la solubilidad sea menor (K_{ps} menor).

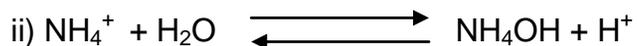
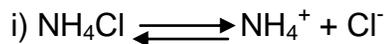
3.2.20. Disolución de Precipitados

Sí se disminuye la concentración de algunos o todos los iones involucrados en un precipitado, hasta el punto que no supere el K_{ps} del compuesto, se disolverá dicho precipitado, o si no se ha formado, se evitará su formación. Existen cuatro maneras de disminuir la concentración de iones: (pH y solubilidad)

a) Por Formación de un Ácido Débil: (Este efecto lo relacionamos con el efecto de iones no comunes a un equilibrio de solubilidad). A mayor fuerza de la base conjugada ($>K_b$) mayor capacidad de aceptación de H^+ por parte del Anión, se forma ácido débil que aumenta la solubilidad del precipitado.

Los oxalatos, boratos, cromatos, etc. se han de disolver en ácidos fuertes, y si el anión procede de un ácido muy débil, son incluso solubles en Acido Acético. Excepción: Los sulfuros a pesar de proceder de un ácido débil H_2S , solo se disuelven en agua regia (HNO_3/HCl).

b) Por Formación de una Base Débil: La disolución de hidróxidos insolubles ($AxOH$) en sales amónicas es un ejemplo. Sea NH_4Cl , el catión NH_4^+ se combina con los OH^- del precipitado y origina una base débil (NH_3). Un aumento en la $[NH_4^+]$, proveniente de una sal amónica, disminuirá la $[OH^-]$ y obliga a disociar mayor cantidad de compuesto $AxOH$, para restablecer el equilibrio favoreciendo la reacción directa de disociación y la posibilidad de su disolución.



c) Por Formación de un Complejo Estable: Los complejos de coordinación son especies químicas lo bastante estables ($K_{eq} = K_{est}$ muy altas) como favorecer su formación antes que su disociación iónica.

Por ej. el AgCl se disuelve en NH_3 .



La formación de este complejo amoniacal reduce la concentración de iones Ag^+ en solución hasta valores menores y por tanto, el nuevo valor es mucho menor que el K_{ps} original del AgCl obligando a disociarse más AgCl y por ende disolverse.

Para restablecer el equilibrio. La solubilidad de un compuesto poco soluble en un reactivo que forme un complejo, dependerá de la estabilidad (K_{est}) del complejo. A mayor K_{est} del complejo formado mayor solubilidad del compuesto.

d) Por una Reacción Redox: La adición de ciertos ácidos con propiedades oxidantes (HNO_3) a ciertas sales poco solubles que contengan un ión que pueda reducirse y convertirse en otra especie que desapareció al cambiar su estado

de oxidación y no formar parte del precipitado inicial obliga a disolver más de él para recuperar esos iones perdidos.

CAPITULO IV
DISEÑO METODOLOGICO

4.0 DISEÑO METODOLÓGICO

4.1 Tipo de Estudio

El estudio realizado fue retrospectivo y prospectivo. Retrospectiva: porque se basa en análisis de estudios realizados y establecidos, tomando como base fundamental el programa de estudio de Química Analítica existente en la Facultad de Química y Farmacia (ver anexo N° 6); Prospectivo: Porque se proponen temas para la actualización en el programa de Química Analítica I para obtener un mejor entendimiento sobre el análisis Químico Cualitativo.

4.2 Investigación Bibliográfica:

Se realizó visitando las siguientes bibliotecas:

- Biblioteca “Benjamín Orozco” de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador.
- Bibliotecas Particulares.
- Internet
- Revisión del Programa de Química Analítica actual de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador (ver anexo N° 6).

4.3 Investigación de Campo:

Se realizó una identificación de los temas que comprenden la Química Analítica Cualitativa por medio de entrevistas a estudiantes que tienen como estado actual de estudio de cuarto y quinto año en la carrera de Licenciatura en Química y Farmacia, como a profesionales (egresados y graduados) trabajando en el área de industria farmacéutica, para incluirlos en el plan de estudio de Química Analítica Cualitativa.

4.3.1 Universo:

El universo de la presente investigación fue de 60 entrevistas realizadas con estudiantes de cuarto y quinto año en la carrera de Licenciatura en Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador y a profesionales (egresados y graduados) laborando en la Industria Farmacéutica.

4.3.2 Muestra:

La estadística se divide en: Estadística Cuantitativa y Estadística Cualitativa. Para fines de esta investigación se utilizó la estadística cualitativa y por lo tanto cabe mencionar que se evita la cuantificación. Debemos tomar en cuenta que los investigadores cualitativos hacen registros narrativos de los fenómenos que

son estudiados mediante técnicas como la observación participante y las entrevistas no estructuradas.

La investigación cualitativa trata de identificar la naturaleza profunda de las realidades, su sistema de relaciones y su estructura dinámica. Tras el estudio de la asociación o correlación pretende, a su vez, hacer inferencia causal que explique por qué las cosas suceden o no de una forma determinada.

Ahora bien, teniendo esto claro podemos decir que la entrevista realizada es una entrevista no estructurada cuya finalidad es la indagación de la opinión de las diferentes personas que de una u otra manera se encuentran beneficiadas con este estudio.

En el estudio realizado no se hizo ningún tipo de muestreo debido al tipo de entrevista realizada no tiene ningún tipo de variable que medir por definirse como un estudio de estadística cualitativa, por lo contrario es una entrevista explorativa de opinión y por lo tanto así como se realizaron sesenta entrevistas en su totalidad, así pudieron haberse realizado la mitad de las entrevistas y de igual manera el estudio estar bien fundamentado, obteniendo resultados veraces.

4.4 Métodos e Instrumentos de Recolección de Datos:

Para la recopilación de la información se utilizó la encuesta como una herramienta, en la que se manifiesta preguntas referentes a los temas relacionados al Análisis Químico Cualitativo. (Ver anexo N°. 3).

CAPITULO V

RESULTADOS

5.0 RESULTADOS

Inicialmente, se revisó detenidamente el programa actual de Química Analítica Cualitativa de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador; para tener un diagnóstico de lo que se está impartiendo en la actualidad, tomando en cuenta que lo que se imparte actualmente es lo mismo que se ha impartido desde el año 1978.

Con la finalidad de fortalecer la información de cuales temas se debían de incluir en el programa, se realizó una encuesta (ver anexo N°3) en la que formularon preguntas abiertas para poder indagar en la opinión de los estudiantes, egresados y graduados en Química y Farmacia, para poder conocer las deficiencias de estos al momento de laborar en la industria relacionadas al Análisis Químico.

Si lo que se pretende medir son los resultados de la propuesta, basándose en la encuesta; es fundamental para el estudio estadístico dejar con suma claridad que esta es una investigación estadística cualitativa y por lo tanto cabe mencionar que se evita la cuantificación. Se debe tomar en cuenta que los investigadores cualitativos hacen registros narrativos de los fenómenos que son estudiados mediante técnicas como la observación participante y las entrevistas no estructuradas.

La investigación cualitativa trata de identificar la naturaleza profunda de las realidades, su sistema de relaciones y su estructura dinámica. Tras el estudio de la asociación o correlación pretende, a su vez, hacer inferencia causal que explique por qué las cosas suceden o no de una forma determinada.

Ahora bien, teniendo esto claro podemos decir que la entrevista realizada es una entrevista no estructurada cuya finalidad es la indagación de la opinión de las diferentes personas que de una u otra manera se encuentran beneficiadas con este estudio como son: estudiantes, profesionales Químicos Farmacéuticos que laboran en la Industria Farmacéutica, y los catedráticos de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador.

En el estudio realizado se hizo un muestreo aleatorio para obtener el universo en el diseño metodológico de este estudio debido a que el tipo de entrevista realizada no tiene ningún tipo de variable que medir; por definirse como un estudio de estadística cualitativa, por lo contrario es una entrevista explorativa de opinión y por lo tanto así como se realizaron sesenta entrevistas en su totalidad, así pudieron haberse realizado la mitad y de igual manera el estudio podría estar bien fundamentado, obteniendo resultados veraces.

Sin embargo para poder interpretar de una mejor manera los resultados de la encuesta y para que se comprenda con mayor facilidad a continuación se resumen en un cuadro; y posteriormente se mostrarán estos por medio de gráficos pasteles por ser una manera sencilla de asimilación.

Cuadro N°1
Resultados de la Encuesta

Tabulación de Resultados de la Encuestas					
	Pregunta	Respuestas totales	Respuestas / Opciones	Cantidad	%
1	Estado actual de estudio	60	Estudiantes de 4o y 5o año	20	33%
			Estudiantes egresados	20	33%
			Graduados	20	33%
2	¿Cuales métodos de separación conoce para analizar la composición química? Menciónelos.	60	EXTRACCIÓN	12	20%
			FILTRACIÓN	15	25%
			CROMATOGRAFÍA	23	38%
			DESTILACIÓN	10	17%
3	¿Tiene usted conocimientos sobre la Separación Sistemática?	60	SI	23	38%
			NO	37	62%
4	¿Tiene usted conocimientos sobre la Precipitación Fraccionada?	60	SI	41	68%
			NO	19	32%
5	¿De los temas que usted recibió en la Química Analítica I, que temas considera que se deben enfatizar?	60	REACCIONES REDOX	23	38%
			REACCIONES ACIDO BASE	5	8%
			INTERCAMBIO IONICO	1	2%
			IDENTIFICACIÓN DE CATIONES Y ANIONES	16	27%
			INTRODUCCIÓN A VALORACIONES	15	25%
6	¿Cuáles cálculos	60	NORMALIDAD	21	35%
			REDOX	16	27%

	considera usted que se deberían de reforzar?		VALORACIONES	16	27%
			CACIONES	1	2%
			EQUILIBRIO	6	10%
7	¿Para usted qué nuevos temas serían necesarios introducir o ampliar en la Química Analítica I?	60	REACCIONES REDOX	12	20%
			REACCIONES ACIDO BASE	2	3%
			TITULACIONES ACIDO BASE	25	42%
			ESPECTROFOTOMETRIA	4	7%
			CROMATOGRAFIA	4	7%
			IDENTIFICACIÓN DE CACIONES Y ANIONES	13	22%
8	¿Considera usted que se debe actualizar el programa de la asignatura de Química Analítica I?	60	SI	58	97%
			NO	2	3%

A continuación se presenta estos mismos resultados en diagramas pasteles para poder apreciar de mejor manera los porcentajes de cada pregunta de la encuesta realizada.

5.1 Gráficas de Resultados Obtenidos de la Encuesta. (Ver anexo 3)

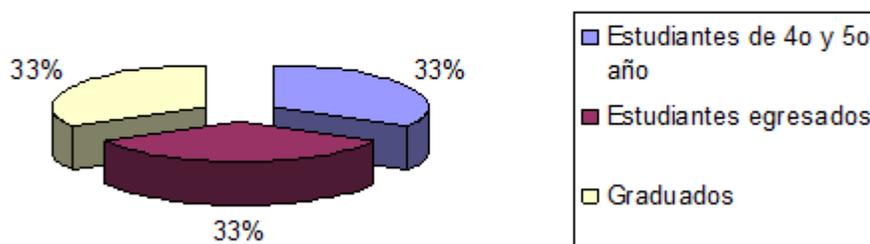


Fig. N° 3 Distribución de Personas Encuestadas

En la figura N°3, el total de encuestas fue distribuida en partes iguales entre:
1.estudiantes de cuarto y quinto año; 2.estudiantes egresados; 3.Graduados;
Obteniendo de esta manera una muestra lo más homogénea posible.

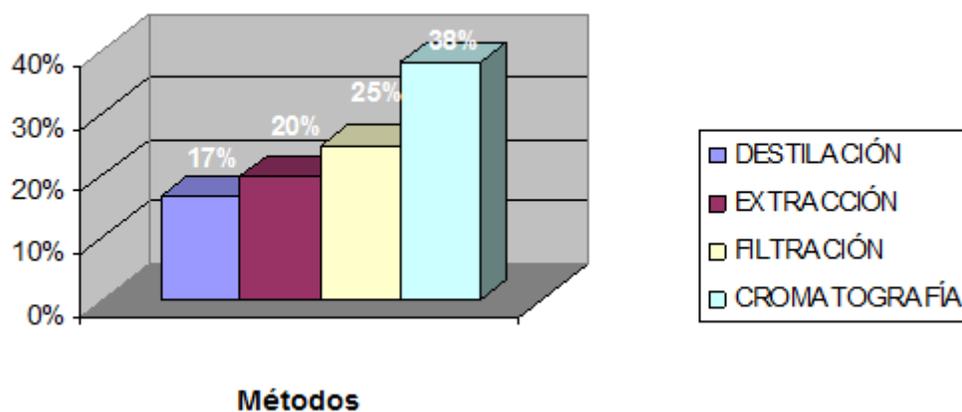


Fig. N° 4 Métodos de separación conocidos para analizar la composición química de una muestra.

En la figura N°4, los métodos de análisis para el estudio de la composición química el más conocido es la cromatografía, seguido de filtración, extracción y el menos mencionado es destilación.

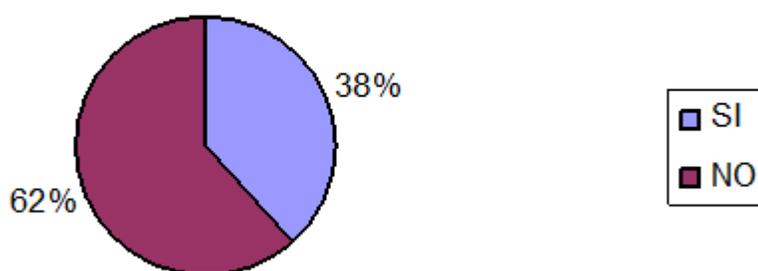


Fig. N°5 Conocimientos sobre la Separación Sistemática

En la figura N°5, se muestra en la gráfica los conocimientos de separación sistemática son desconocidos para la mayoría de los entrevistados.

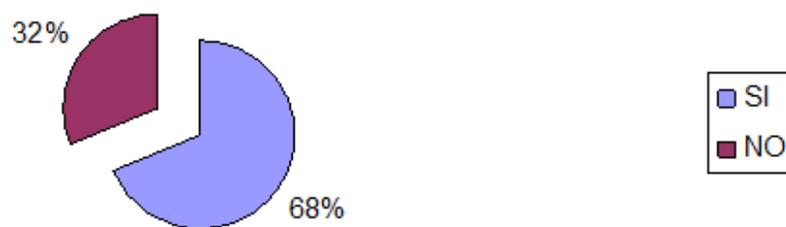


Fig. N° 6 Conocimientos sobre la Precipitación Fraccionada

En la figura N°6, solo el 32% de los encuestados no tienen conocimiento sobre la precipitación fraccionada, lo cual corresponde a la menor porción de los entrevistados comparado con el 68% que si conoce sobre el tema.

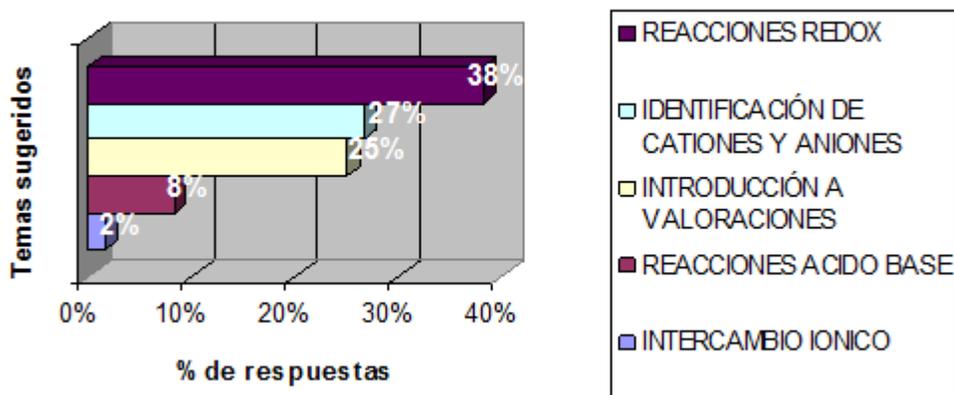


Fig. N° 7 Temas de la Química Analítica I que se deben enfatizar.

En la figura N°7, los temas que son considerados que necesitan refuerzo según la entrevista estructurada el primero a ser enfatizado es oxido reducción, seguido de identificación de iones y por ultimo pero no menos importante Intercambio iónico.

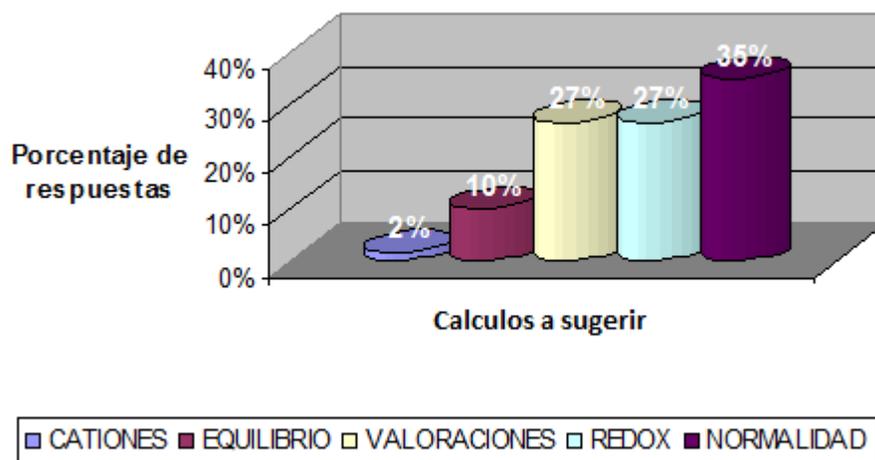


Fig. N° 8 Temas que se consideran ser reforzados

En la figura N° 8, los cálculos que presentan mayor dificultad según los resultados son normalidad, seguido de valoraciones y redox presentan el mismo grado de dificultad y por ultimo cationes.

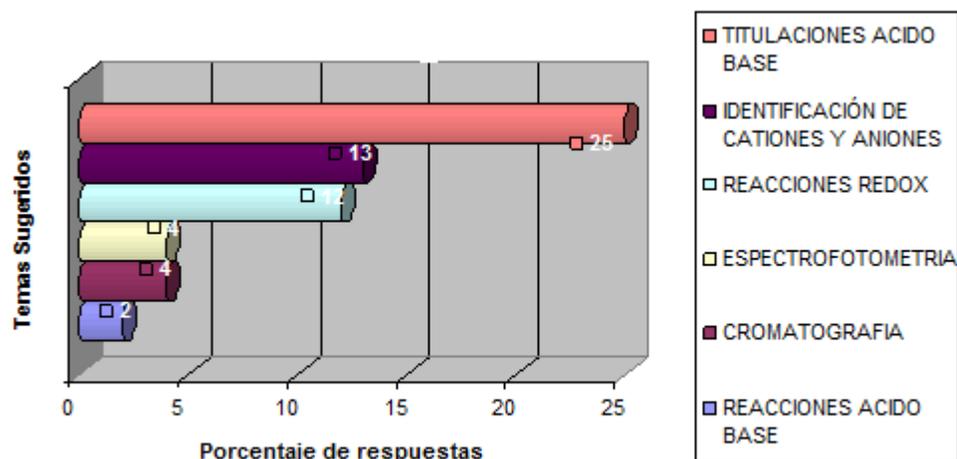


Fig. N° 9 Cálculos que se consideran ser reforzados

En la figura N°9, las titulaciones ácido base es el tema más señalado para poder ser introducido en Química Analítica Cualitativa en contraste a reacciones ácido- base el cual obtuvo el menos porcentaje de respuestas.

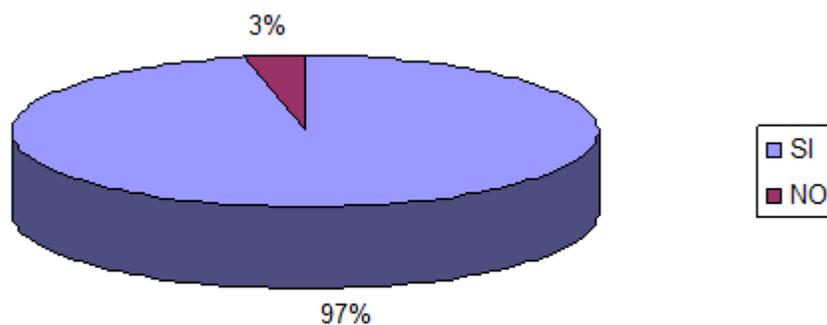


Fig. N° 10 Consideración de actualizar el programa de Química Analítica I

En la figura N°10, un 97% sugiere una actualización del programa actual de Química Analítica mientras que solo un 3% considera que se debe mantener igual.

5.2 Necesidades de Acuerdo al Diagnóstico Realizado

Por medio de los resultados obtenidos en la encuesta, se puede observar que las necesidades de la industria farmacéutica van aumentando y para poder obtener un nivel competitivo con otros países, se necesita que el programa actual del Análisis Químico sea reforzado; tomando en cuenta que es el mismo desde el año 1978.

A continuación se describe los temas que se deben de reforzar en el programa de Química Analítica Cualitativa, según el diagnóstico realizado.

Unidad I: Introducción a la Química Analítica Cualitativa:

- Clasificación de los métodos Cualitativos de Análisis.
- Etapas de un Análisis Químico Típico.
- Selección de un Método de Análisis
- Reglas para el Manejo de Reactivos y Soluciones
- Los Pictogramas y Símbolos
- Clasificación de los Métodos Analíticos
- Significados de los Pictogramas
- Hoja de Datos de Seguridad

Unidad II: Soluciones Tampón

- Definición de Disolución tampón
- Mezcla de un ácido débil y su base conjugada
- Reacción de Henderson-Hasselbalch
- Propiedades de la ecuación Henderson-Hasselbalch

Unidad III: Hidrólisis

- Ionización del Agua
- Hidrólisis de los iones
- Hidrólisis de aniones
- Hidrólisis de los Aniones de Acido Débil-Base Fuerte
- Hidrólisis de Cationes
- Hidrólisis de Acido fuerte-Base Débil (cloruro de amonio)
- Hidrólisis de Acido Débil y Base Débil
- Hidrólisis de cationes con una sal férrica
- Hidrólisis de los Aniones Polibásicos
- Aplicaciones de la hidrólisis en las reacciones analíticas

Unidad IV: Equilibrio de Formación de Complejos:

- Formación de Iones Complejos
- Formación de iones complejos en el Análisis Cualitativo
- Efecto de la Hidrólisis

- Reacción entre dos pares Donador-Aceptor. Dismutación
- Enmascaramiento de Iones

Unidad V: Equilibrio de los precipitados

- Producto de Solubilidad
- Mecanismo de Formación de precipitados
- Crecimiento de las partículas
- Proceso de precipitación
- Envejecimiento de los precipitados
- Contaminación de los precipitados
- Principio de solubilidad
- Factores que afectan el equilibrio
- Aplicación del Producto De Solubilidad
- Efecto del ion común en la solubilidad
- El uso del H_2S como agente precipitante
- La Precipitación de Sulfuros en los grupos II y III
- Disolución con sulfuros metálicos
- Equilibrio simultáneo que involucran dos ácidos débiles

Unidad VI: Equilibrios de Oxido- Reducción

- Definiciones y conceptos
- Celdas Electroquímicas
- Pesos Equivalentes Oxidantes y Reductores
- Oxidantes y Reductores Propios
- Reacciones de Oxido- Reducción por cambios de pH
- Reglas para el uso de las Tablas de Potencial de Reducción
- Semi-reacciones
- Aplicación

Unidad VII: Anfoterismo

- Introducción
- Los anfotitos
- Propiedades de los semi-metales
- Ejemplos de elementos anfotéricos
- Propiedades de los ácidos
- Propiedades de las bases
- Propiedades anfotéricas
- Oxidos e Hidróxidos
- Sustancias miceláneas
- Relación por la formación de iones complejos
- Equilibrio de sustancias anfotéricas

- Hidróxidos y bases anfotéricos
- Hidróxido anfotéricos en ácidos y bases
- Sustancias anfotéricas con la segunda ionización importante
- Anfoterismo y la electronegatividad
- Variación de acidez o basicidad en el estado de oxidación
- Deshidratación de hidróxidos anfotéricos
- Aplicaciones para el Análisis Cualitativos

5.3 Desarrollo de la Propuesta de Actualización Didáctica del Programa de Análisis Químico Cualitativo

5.3 UNIDAD I: INTRODUCCIÓN AL ANÁLISIS QUÍMICO CUALITATIVO

Objetivo General:

Conocer y detallar los conceptos básicos sobre el análisis y la identificación la identificación de iones con sus respectivas marchas analíticas de cada grupo químico correspondiente.

Objetivos Específicos:

- Definir que es un método analítico y una marcha analítica de identificación de iones para facilitar su posterior aplicación
- Conocer los conceptos básicos para el entendimiento de los métodos de identificación de iones.
- Determinar las distintas etapas para la realización de un Análisis Químico cualitativo

5.3.1 Clasificación de los métodos Cualitativos de Análisis.

Los Resultados de un análisis cualitativo típico se calculan partiendo de dos mediciones.

Una de ellas es la masa o el volumen de la muestra que se va a analizar. En el otro tipo de medición se determina una cierta cantidad que es proporcional a la cantidad de analito en dicha muestra, tal como la masa, el volumen, la

intensidad o la carga eléctrica. Esta segunda medición suele completar el análisis, dependiendo de la naturaleza, se clasifica en los métodos analíticos. Así los métodos gravimétricos determinan la masa del analito o de algún compuesto que se relaciona químicamente con él. En un método volumétrico, se mide el volumen de una solución que contiene suficiente reactivo para reaccionar completamente con el analito.

En los métodos electro-analíticos se miden propiedades eléctricas como el voltaje, corriente, resistencia y cantidad de carga eléctrica. A su vez, los métodos espectroscópicos se basan en la medición de la interacción entre un tipo de radiación electromagnética y los átomos o moléculas de la carga de las moléculas por espectrometría de masas, la velocidad de desintegración radiactiva, el calor de la reacción, la conductividad térmica de la muestra, la actividad óptica y el índice de refracción.

5.3.2 Etapas de un Análisis Químico Típico.

Un Análisis Químico típico comprende una secuencia de etapas que se muestran en un diagrama de flujo. En ciertos casos, se pueden omitir una o varias de estas etapas. Por ejemplo si la muestra es líquida, se puede suprimir la etapa de disolución, en la etapa de medición, se determinan las propiedades físicas, en la etapa de cálculos se averigua la cantidad relativa de analitos presente en la muestra y finalmente, se evalúan la cantidad y confiabilidad de los resultados.

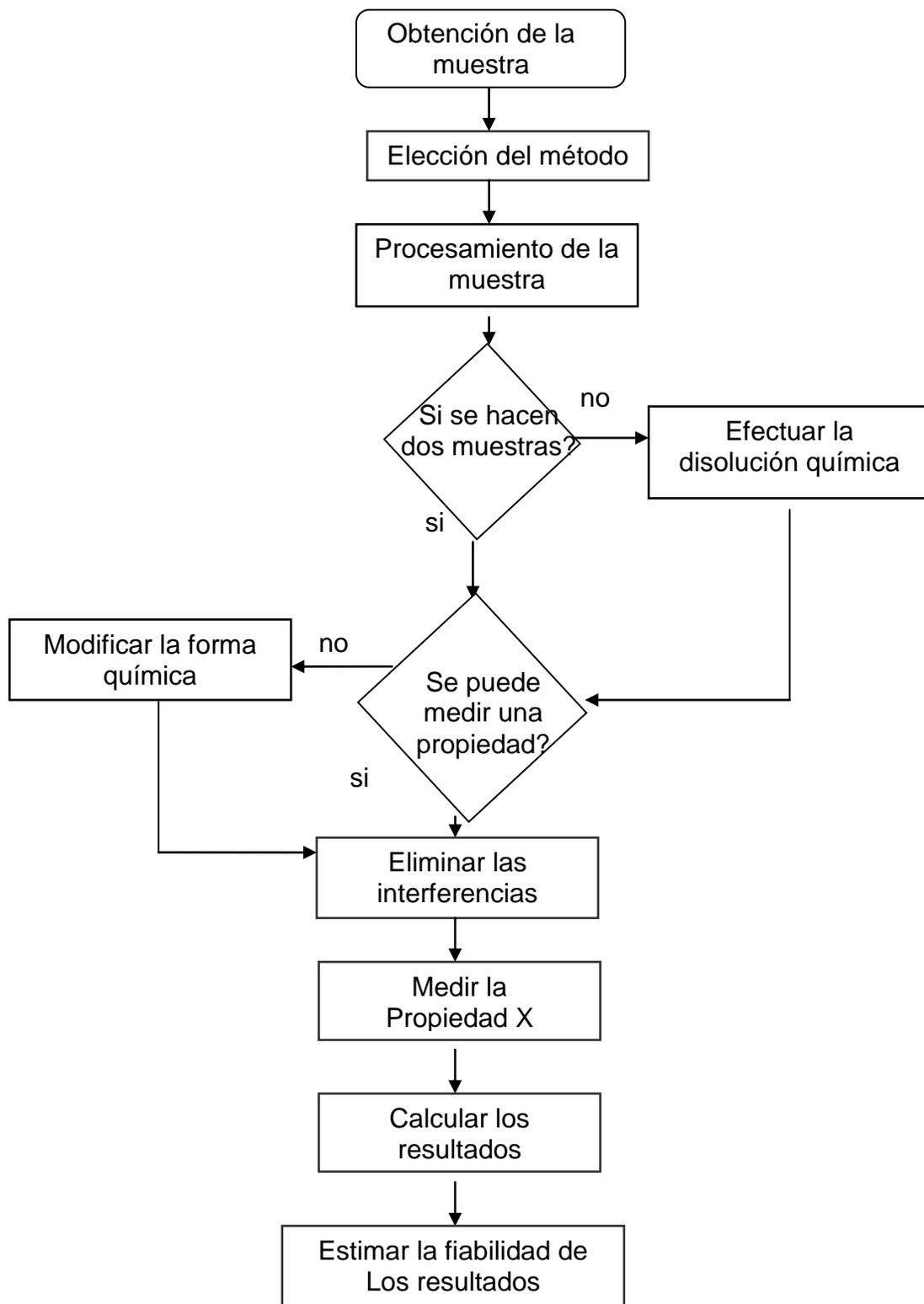


Fig. N° 11. Proceso de Análisi

5.3.3 Selección de un Método de Análisis

La elección de un método es el primer paso fundamental en cualquier Análisis Cualitativo.

Uno de los primeros factores que hay que tener en cuenta al elegir un método es el nivel de exactitud requerido.

Otro elemento que se debe considerar es el número de muestras que se quiere analizar. Si se tiene que procesar muchas muestras se empleará una buena parte del tiempo en efectuar operaciones preliminares como ensamblar y calibrar instrumentos y equipo, así como para preparar soluciones.

También cabe mencionar que en la elección del método siempre debe tomarse en cuenta la complejidad de la muestra y la cantidad de sus componentes.

a) Muestreo:

Muchas veces la operación más importante en el análisis de una muestra es la forma en que esta se obtiene. El que se inicia en el análisis es la persona más inadecuada para que realice el muestreo. Al estudiante se le entrega una muestra homogénea, ya disuelta, lista para el análisis. Ya que el estudiante se inicia en el análisis cualitativo no sabe como obtener una muestra ni como prepararla, por lo que al estudiante se le debe dar una pequeña historia de la muestra y como se “muestra”.

En toda empresa, Laboratorio, el Químico Analítico debe saber como se va a muestrear y dependiendo del tipo de análisis que se va a realizar, por lo que “La

forma de toma de muestra” o “Muestreo” es de gran importancia para que los resultados del análisis sean confiables.

El muestreo o toma de muestra requiere de mucho conocimiento y experiencia para que al final el químico analista demuestre sus habilidades y destrezas.

Existen muchos conceptos de relacionados con muestro:

- Muestra: Es una porción representativa del universo total de la materia.
- Tamaño de la muestra: Este varia dependiendo de la cantidad de materia con que se cuenta y va desde una gota de líquido completamente homogéneo o unos cuantos gramos pulverizados.
- Muestra Bruta: Es la réplica exacta de una cantidad de materia sin tratamiento previo al análisis.
- Muestra para el análisis: Es la muestra tomada para la determinación o ensayo. La muestra debe ser homogénea y representativa de todo el material de donde se tomo la muestra.
- Muestra tomada al azar: Es una muestra tomada en forma sistemática por la persona que realiza el muestreo. Este muestreo sirve para realizar un análisis de cada muestra y luego sacar promedio del resultado o numerar las muestras y sacar una muestra representativa.
- Proceso de muestreo: Es la serie de etapas específicas para tomar una muestra de tal forma que la muestra final tendrá todas las características esenciales de un todo (De un Universo).
- Diferente Lote: Diferente resultado cada conjunto.

b) Método de muestreo:

Esto depende del estado físico del material a analizar y no existe un método general que puede ser llamado como tal.

- Sólidos: para los sólidos depende el tipo de material y las condiciones de muestra. Una muestra tomada al azar, no es muy exacta. Se necesita una supervisión constante y un control riguroso para que la muestra sea representativa. Las personas que muestrea puede perjudicar el proceso de muestreo, en forma conciente o inconciente. El método que se utiliza para que unas muestras tomadas al azar, sean representativas se recure al "Cuarteado" el cual dará una muestra representativa. Se debe tener en cuenta el tamaño de las partículas que se van ha muestrear, características bien importante en el muestreo ya que es necesario disminuir su tamaño o disolver la muestra para homogenizarla.
- Líquidos: Este es más simple, es de tomar una muestra del material líquido a analizar tiene a separarse, se puede muestrear diversas capas del liquido y analizarlos por separado, cuando son líquidos inmiscibles es necesario tomar en cuenta el tamaño del recipiente y el volumen de cada capa para esto hay equipo especial, para llevar, para llevar a cabo el muestreo. Pero si se quiere una muestra representativa del contenido, es necesario mezclarlo y luego tomar la muestra de la mezcla. Si

del líquido y analizarlos por separado, cuando son líquidos inmiscibles es necesario tomar en cuenta el tamaño del recipiente y el volumen de cada capa para esto hay equipo especial, para llevar, para llevar a cabo el muestreo. Pero si se quiere una muestra de la mezcla. Si persiste la separación de las capas, colocándolo en una probeta dejar que las capas se separen y medir el volumen de cada capa y proceder a analizar cada capa.

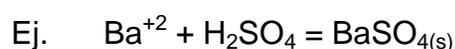
- Tratamiento de la muestra para el análisis: Cuando se recibe una muestra para análisis en el laboratorio, muchas veces no es la adecuada y necesita un tratamiento adicional antes de proceder al análisis. Este Procedimiento sirve para homogenizar la muestra, donde cualquier porción de la muestra es representativa de todas las porciones. Otro fin del pre-tratamiento es preparar la muestra de una forma tal que reaccione fácilmente con los reactivos en el análisis.
- Homogenización de la muestra: Ciertas muestras presentan tamaño irregular, por lo que se necesita homogenizarla, o sea pulverizarla con el fin de que los reactivos les ataquen fácilmente. El problema que da con la pulverización es la generalización de calor y esta tiende a volatilizar los componentes volátiles de la muestra por lo que las partículas

deberán ser reducidas no más de lo esencial para homogenizarlas y facilitar el ataque de los reactivos. Cuando se homogeniza una muestra puede ser afectada por varios factores entre ellos esta, la pulverización, como se expreso antes elimina componentes volátiles y al pulverizarlo aumenta la superficie de contacto, donde llega a que reaccione con los componentes del aire por ejemplo: El Fe^{+2} puede pasar a Fe^{+3} , con la humedad altera la composición química de la muestra. El contenido de humedad cambia del 2% al 5%. Se recomienda que se determine el contenido de humedad antes de pulverizarla. Una fuente de error en la pulverizada es que hay veces sustancias más duras que otras y en este caso las más pequeñas son las que reaccionan más fácilmente ya que su superficie de contacto es mejor. Para pulverizar las muestras están: molino de bola, mortero y pistilo; para tener una muestra homogénea se tamiza a través de zarandas.

- Secado de la muestra: Es necesario secar la muestra para remover la humedad después del muestreo. Es necesario tener cuidado en el secado y luego almacenado de la muestra en un desecador ya que existe la posibilidad de que la muestra absorba la humedad del ambiente, si no se tiene cuidado hay posibilidad de que la muestra reaccione.

El método de secado es colocar la muestra en un papel filtro y ponerla en la estufa por espacio de 1 – 2 horas entre 100- 105 °C. Este tratamiento remueve el agua absorbida (superficie) permitiendo un estado reproducible para muestras. A esta temperatura no se elimina el agua “no esencial” si no que se necesita temperatura más alta y suceden cambios en la composición, de origen a las reacciones secundarias. Después de calentado el pesa filtro se coloca en el desecador y se enfría y luego se procede a pesar la muestra.

- Descomposición y disolución de la muestra: Después de pesada la muestra se procede a disolver la muestra, si el análisis es por vía húmeda. Este proceso es de sumo cuidado hay que evitar introducir cualquier sustancia que complique el análisis.



Si se introduce una sustancia interferente, se recurre a un proceso de eliminar interferencia, Si la muestra no es soluble en ácidos se recurre a fundentes ácidos o básicos. Este proceso ayuda a disolver la muestra. (El problema de este proceso es el mover la materia, que en algunos casos es indeseable). Cuando se trata de materias inorgánicas se pueden utilizar ácidos o agentes adecuados, son fácilmente solubles los nitratos NO_3^- .

Entre los ácidos fuertes y oxidantes están HNO_3 – H_2SO_4 – HClO_4 – HCl que disuelva los metales ubicados arriba de H_2 en la serie de potenciales. Ag-Fe son solubles y el Pb-Ni-Co-Cd es lenta su reacción.

Entre los fundentes esta Na_2CO_3 – Bórax – Piro sulfato de sodio – Peróxido de sodio (Na_2O_2) – Peróxido de bario (BaO_2).

- Pesada: Los sólidos y algunas muestras líquidas usualmente se miden por pesada en una balanza analítica, con el fin de obtener una cantidad conocida para el análisis, casi todos pesan 3 ò 4 muestras de peso aproximadamente, igual de tal forma, que se pueden obtener de 3 a 4 resultados, bastante semejantes a la medición aritmética, los resultados se realizan por porcentajes de peso:

Para realizar una pesada se necesita hacer el cálculo de cuanto se va ha pesar y que solución se va ha preparar, su concentración se conoce si es Molar o Normal, luego se hace el cálculo para que no existen error.

$N = \text{No. equivalente} / \text{litro.}$

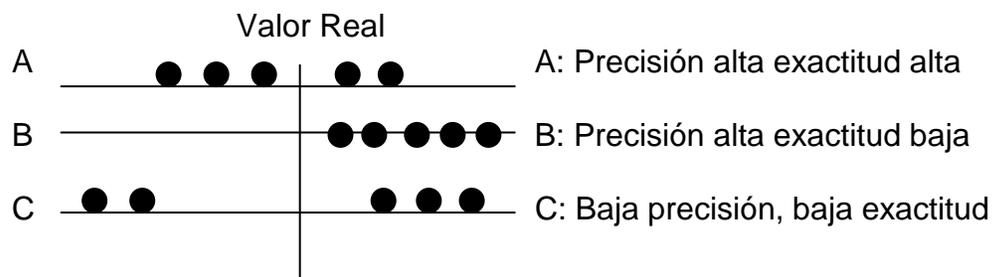
$M = \text{No. de moles} / \text{litro.}$

$\text{Peso equivalente} = \text{Peso molecular} / \text{No. (H}^+, \text{OH}^-).$

Luego que se ha preparado la muestra se procede a disolver en el solvente adecuado.

Cuando se procede en la pesada puede suceder que se cometa error que cada pesada debe ser exacta y rápida evitando que la muestra obtenga humedad.

- Tratamiento de datos analítico: En todo análisis se está sujeto a los errores, si una misma muestra es analizada por varios técnicos, es posible que se tengan diferentes resultados utilizando el mismo método, todo depende de los instrumentos utilizados. Se tiene que analizar una solución con exactitud, hay muchos analistas que no confían en los datos o resultados obtenidos por otros, por lo que cada uno debe ser capaz de analizarlos y saber expresar los resultados y si no dan, reconocer las fuentes del error y estimar la magnitud del error y estimar la magnitud del error en el resultado final.
- Exactitud y precisión: La exactitud de una medición describe la diferencia entre un valor obtenido y un valor verdadero. Se dice que una medición alta o baja exactitud, dependiendo del valor obtenido, es cercano o separado del valor verdadero, si los resultados son esparcidos y no se diferencian mucho entre si, los datos tienen una alta precisión y si están expandidos la precisión es baja.



Tipos de errores.

- Error determinado, los cuales son fáciles de detectar y que pueden corregirse.
- Error indeterminado, Errores los casuales surgen en cualquier grupo de mediciones y se presentan expandidas, estos errores nunca pueden eliminarse.
- Errores instrumentales, todos los equipo tienen límite de exactitud, esto se debe a imperfecciones en equipos que se usan en el análisis, por ejemplo: balanzas analíticas mal calibradas, reactivo contaminados, etc. Estos errores se pueden corregir.
- Errores personales, estos los causa el mismo analista, esto los hace un principiante, que no sabe utilizar bien los instrumentos, que practica cuando está en el análisis. Lo importante es reconocer cuando se ha cometido un error. Estos se evitan con la experiencia y haciendo un recuento histórico sucedido en el análisis durante el procedimiento o proceso.

- Errores de los reactivos, primero el reactivo en su viñeta, debe contener datos como: nombre del reactivo, peso molecular, porcentaje de pureza, densidad, porcentaje de impurezas. Si no los contiene, buscar uno que los contenga, se recomienda utilizar “reactivo analítico”.(AR)

Error del método: los procedimientos analíticos están sujetos a limitaciones, las que dan origen a los errores que se pueden trazar en el método. En el análisis, el químico tiene el problema de aislar el elemento deseado en forma de precipitado, con una alta pureza. Si no se lava lo suficiente el precipitado estará contaminado y si se lava bastante, habrá pérdida de cantidades apreciables del precipitado, esto tendrá efectos sobre el resultado porque será más incierta su identificación.

5.3.4 Reglas para el Manejo de Reactivos y Soluciones

La alta calidad de un análisis químico requiere de reactivos y soluciones de una pureza establecida, para evitar la contaminación accidental de los reactivos y las soluciones deben seguir las siguientes reglas:

1. Seleccionar el mejor grado de purzas de las sustancias disponibles para el trabajo analítico, es decir siempre utilizar el frasco con menor tamaño que proporcione la cantidad deseada.

2. Volver a colocar la tapa de los frascos inmediatamente después de tomar el reactivo.
3. Tomar los tapones de los frascos de los reactivos entre los dedos, nunca dejarlos sobre la mesa.
4. A menos que se indique lo contrario, nunca regresar a un frasco, un exceso de reactivo no utilizado.
5. A menos que se indique otra cosa, jamás introducir espátulas, cucharillas o cuchillos dentro de un frasco que contenga una sustancia sólida.
6. Mantener limpio el anaquel y balanza de laboratorio.
7. Respetar los reglamentos locales referentes a disposición de excesos de reactivos y soluciones.

Antes de realizar análisis químicos es necesario conocer las propiedades de los reactivos, y esto se obtiene por medio de información que presenta en cada frasco, llamadas: Etiquetas de Seguridad

Etiqueta de seguridad: En cada envase debe aparecer una etiqueta de este formato (obviamente el tamaño suele ser mucho más pequeño):

Información contenida en cada etiqueta:

Tiene que estar legible, y en resumen es la siguiente:

- a. Nombre de la sustancia (puede utilizarse nomenclatura internacional).

- b. Pictogramas de peligro reglamentarios, de color negro sobre un fondo amarillo anaranjado.
- c. Símbolos que indican que tipo de propiedad peligrosa predomina en la sustancia.
- d. Las frases tipo que indican los riesgos específicos derivados de los peligros de la sustancia (frases R).
- e. Las frases tipo que indican los consejos de prudencia en relación con el uso de la sustancia (frases S).
- f. El número CEE (este número se obtiene a partir del inventario europeo)
- g. El número CAS o Número Internacional del Producto.

5.3.4.1 Los Pictogramas y Símbolos

Tal y como se ha expuesto en la instrucción relativa al etiquetado de envases que contienen sustancias químicas, en cada etiqueta debe constar una serie de indicaciones, entre las cuales están los pictogramas y los símbolos. Es necesario que figuren, ya que, es un requisito para poder comercializar una sustancia química.

5.3.4.2 Significados de los Pictogramas

Los pictogramas presentes en las etiquetas tienen el siguiente significado:

Símbolo de riesgo y nombre	Significado (Definición y Precaución)	Ejemplos
 <p>C Corrosivo</p>	<p>Clasificación: Estos productos químicos causan destrucción de tejidos vivos y/o materiales inertes.</p> <p>Precaución: No inhalar y evitar el contacto con la piel, ojos y ropas.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Ácido clorhídrico ▪ Ácido fluorhídrico
 <p>E Explosivo</p>	<p>Clasificación: Sustancias y preparaciones que pueden explotar bajo efecto de una llama o que son más sensibles a los choques o fricciones.</p> <p>Precaución: evitar golpes, sacudidas, fricción, flamas o fuentes de calor.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Nitroglicerina
 <p>O Comburente</p>	<p>Clasificación: Sustancias que tienen la capacidad de incendiar otras sustancias, facilitando la combustión e impidiendo el combate del fuego.</p> <p>Precaución: evitar su contacto con materiales combustibles.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Oxígeno ▪ Nitrato de potasio ▪ Peróxido de hidrógeno

 <p>F Inflamable</p>	<p>Clasificación: Sustancias y preparaciones:</p> <ul style="list-style-type: none">▪ Que pueden calentarse y finalmente inflamarse en contacto con el aire a una temperatura normal sin empleo de energía,▪ Sólidas, que pueden inflamarse fácilmente por una breve acción de una fuente de inflamación y que continúan ardiendo o consumiéndose después de haber apartado la fuente de inflamación, o▪ líquidas que tiene un punto de inflamación inferior a 21 °C, o▪ gaseosas, inflamables en contacto con el aire a presión normal.▪ que, en contacto con el agua o el aire húmedo, desenvuelven gases fácilmente inflamables en cantidades peligrosas; <p>Precaución: evitar contacto con materiales ignitivos (aire, agua).</p>	<ul style="list-style-type: none">▪ Benceno▪ Etanol▪ Acetona▪ Eter Etilico
 <p>F+Extremadamente inflamable</p>	<p>Clasificación: Sustancias y preparaciones líquidas, cuyo punto de inflamación se sitúa entre los 21 °C y los 55 °C;</p> <p>Precaución: evitar contacto con materiales ignitivos (aire, agua).</p>	<ul style="list-style-type: none">▪ Hidrógeno▪ Etino▪ Éter etílico

 <p>T Tóxico</p>	<p>Clasificación: Sustancias y preparaciones que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, pueden implicar riesgos graves, agudos o crónicos a la salud.</p> <p>Precaución: todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Cloruro de bario ▪ Monóxido de carbono ▪ Metanol
 <p>T+ Muy tóxico</p>	<p>Clasificación: Por inhalación, ingesta o absorción a través de la piel, provoca graves problemas de salud e inclusive la muerte.</p> <p>Precaución: todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Cianuro ▪ Trióxido de arsénico ▪ Nicotina
 <p>Xi Irritante</p>	<p>Clasificación: Sustancias y preparaciones no corrosivas que, por contacto inmediato, prolongado o repetido con la piel o las mucosas, pueden provocar una reacción inflamatoria.</p> <p>Precaución: los gases no deben ser inhalados y el contacto con la piel y ojos debe ser evitado.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Cloruro de calcio ▪ Carbonato de sodio
 <p>Xn Nocivo</p>	<p>Clasificación: Sustancias y preparaciones que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, pueden implicar riesgos a la salud de forma temporal o alérgica;</p> <p>Precaución: debe ser evitado el contacto con el cuerpo humano, así como la inhalación de los vapores.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Etanal ▪ Diclorometano ▪ Cloruro de potasio ▪ Lavandina

 <p>N Peligroso para el medio ambiente</p>	<p>Definición: El contacto de esa sustancia con el medio ambiente puede provocar daños al ecosistema a corto o largo plazo</p> <p>Manipulación: debido a su riesgo potencial, no debe ser liberado en las cañerías, en el suelo o el medio ambiente.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Benceno ▪ Cianuro de potasio ▪ Lindan
--	--	---

5.3.4.3 Hoja de Datos de Seguridad:

La hoja de datos de seguridad de una sustancia es una fuente de información extremadamente útil para prevenir riesgos laborales, accidentes y posibles enfermedades.

Conservar siempre la hoja de datos de seguridad:

- Disponer de un archivo de su laboratorio, o en su lugar de trabajo habitual, conteniendo todas las hojas de datos de seguridad de las sustancias que maneje.
- Siempre al trabajar con una sustancia química, se recomienda que lea su hoja de datos de seguridad, Se puede llegar a ahorrar muchos accidentes simplemente con esta acción.
- Elaboración de los procedimientos de trabajo donde se tengan en cuenta precauciones y medidas de seguridad a la hora de trabajar con éstas sustancias.

- Facilitar la selección de equipos y dispositivos de protección adecuados a la manipulación y trabajo con sustancias específicas.
- Debe incluirse información sobre los riesgos asociados al manejo de sustancias químicas en los guiones de las prácticas con alumnos.

Un método analítico es un conjunto de procesos y operaciones, de naturaleza química y física, que conducen al objetivo propuesto de identificación de una especie o de una función química, o a su determinación cuantitativa.

Teniendo en cuenta la versatilidad de aplicaciones de un método analítico, es aconsejable su normalización, en función de los productos que se analizan, de las especies objeto de determinación, y de los fines pretendidos con el análisis. La normalización está basada en el hecho de que las mismas causas producen los mismos efectos, y aunque hay causas difíciles de unificar como pueden ser el lugar de trabajo o el operador, el empleo de un método normalizado disminuye los riesgos de discrepancias. Así mismo el tratamiento estadístico de los resultados permite obtener un valor de mayor fiabilidad.

La peculiaridades de muchos problemas analíticos actuales requieren procedimientos cada vez mas sensibles, lo que en si mismo implica mayor complejidad en las técnicas operativas, disminución de la exactitud y la precisión, riesgos de la contaminación en las muestras, preparación de patrones, etc.; todo lo cual exige especialización y la elección adecuada de las escalas de trabajo.

Los constituyentes a analizar en una muestra de tamaño determinado se clasifican en dos grandes grupos según el porcentaje en que se están presentes en la misma: macro y micro o trazas.

A su vez, se pueden subsidiar en macro, meso, micro y submicro, según pueden observarse en el cuadro siguiente.

ESCALAS DE TRABAJO				
% en peso de constituyente en la muestra				
Peso total de la muestra en gramos	1	MACRO		MICRO
	10^{-1}	100 a 10	1 a 10^{-2}	10^{-3} a 10^{-5}
	10^{-2}	Mayor	Menor	Trazas
	10^{-3}	Macro mayor	Macro menor	Macro trazas
	10^{-4}	Meso mayor	Meso menor	Meso trazas
	10^{-5}	Micro mayor	Micro menor	Micro trazas
		Submicro mayor	Submicro menor	Submicro trazas

Cuadro N° 3 Escalas de Trabajo

Esta clasificación no posee límites rigurosos y las técnicas empleadas pueden ser muy elásticas; el ejemplo de una u otra depende del tipo de problemas y la práctica es la que aconseja en cada momento la aplicación de una determinada escala de trabajo.

5.3.5 Clasificación de los Métodos Analíticos

En ocasiones la técnica de medidas utilizadas en el análisis puede condicionar la nomenclatura, de manera que los métodos se pueden considerar divididos en dos grandes grupos: Químicos y Físicos; estos a su vez se subdividen en: eléctrico, ópticos y otros. A continuación ligera enumeración de los más significativos:

Métodos Químicos:**Análisis Cualitativo Inorgánico:**

- Separación sistemática
- Análisis a la gota

Análisis Gravimétrico:

- Precipitación
- Separación electrolítica
- Volatilización

5.3.6 Marchas de Identificación de Química Analítica Cualitativa

La separación sistemática es la base de la Química Analítica Cualitativa, aprovechando las propiedades químicas de los compuestos como: su solubilidad, estabilidad, volatilidad, precipitación; entre otros. Tomando en cuenta dichas propiedades que poseen en común se planifica la práctica de laboratorio que se basa en la identificación de iones de acuerdo al color que presenta el precipitado; Iniciando de una solución desconocida con los iones en forma de compuestos, siguiendo una marcha analítica se puede ir solubilizando y precipitando con los solventes adecuados, incorporar calor, enfriar la muestra, etc., al continuar de esta manera se puede determinar hasta el último ión.

Marchas analíticas para Química Analítica Cualitativa.

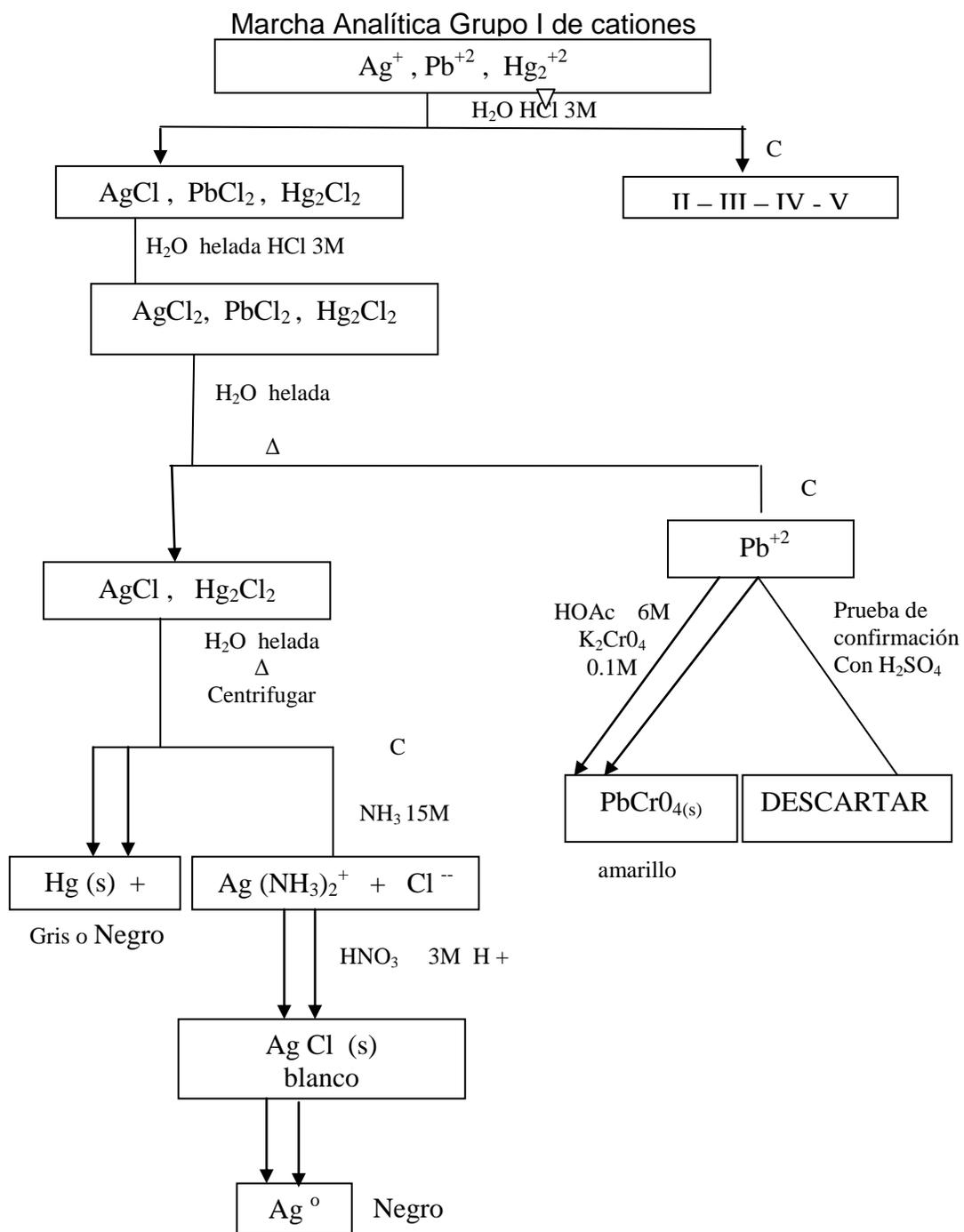


Figura N° 12 Marcha Analítica Grupo I de Cationes

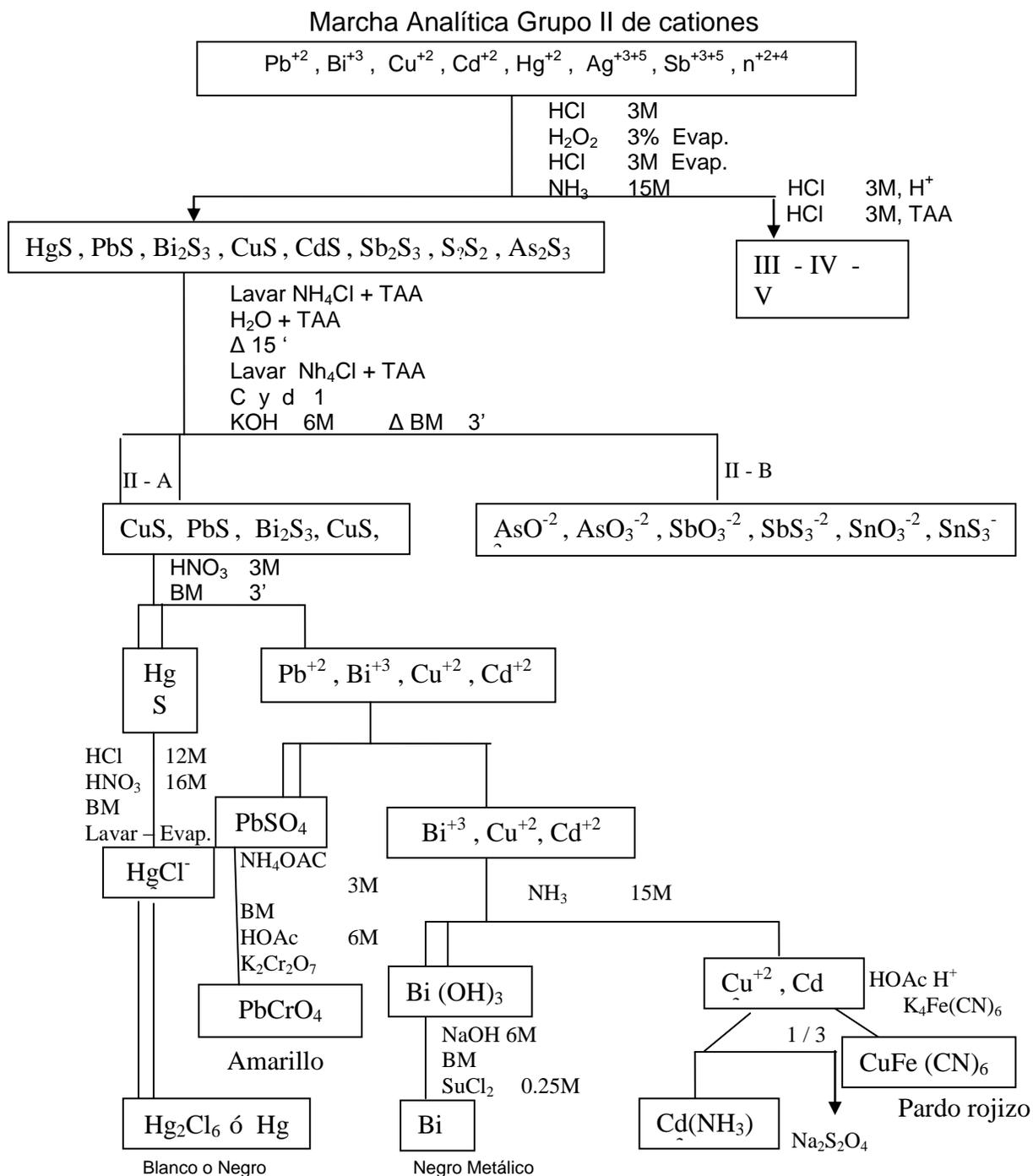


Figura N° 13 Marcha Analítica Grupo II de Cationes

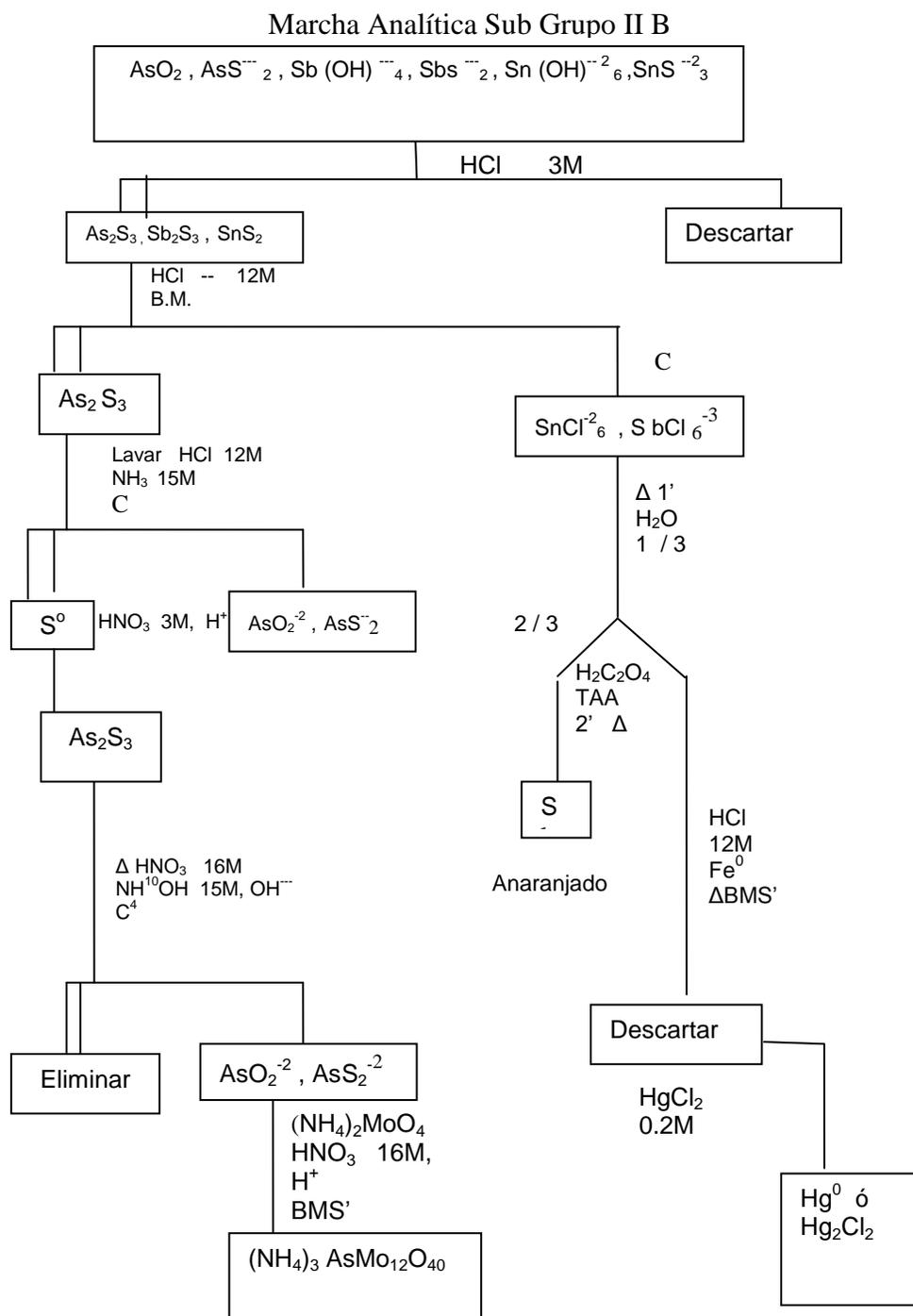


Figura N° 14 Marcha Analítica Sub Grupo II B

Marcha Analítica Sub Grupo III A

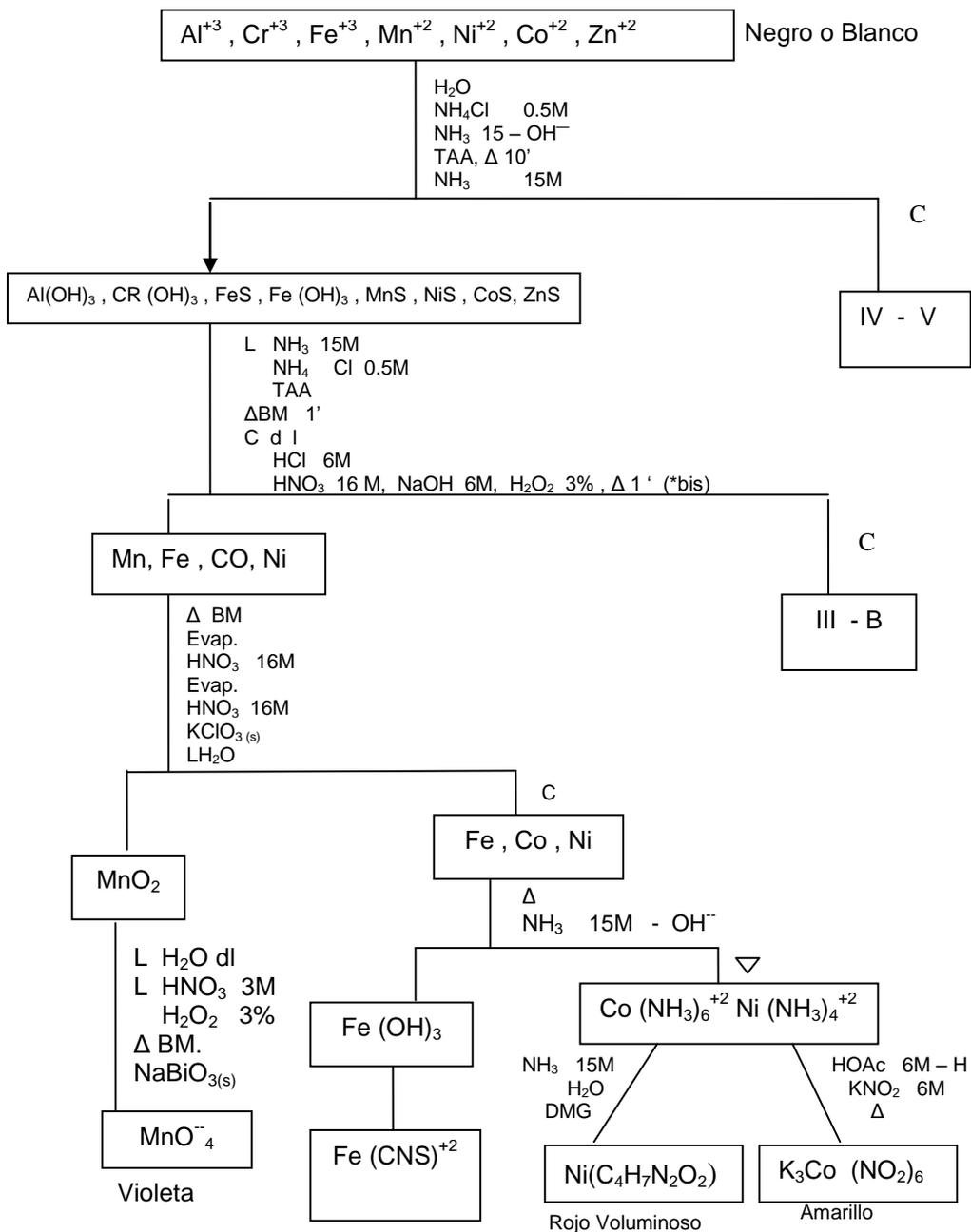


Figura N° 15 Marcha Analítica Sub Grupo III A

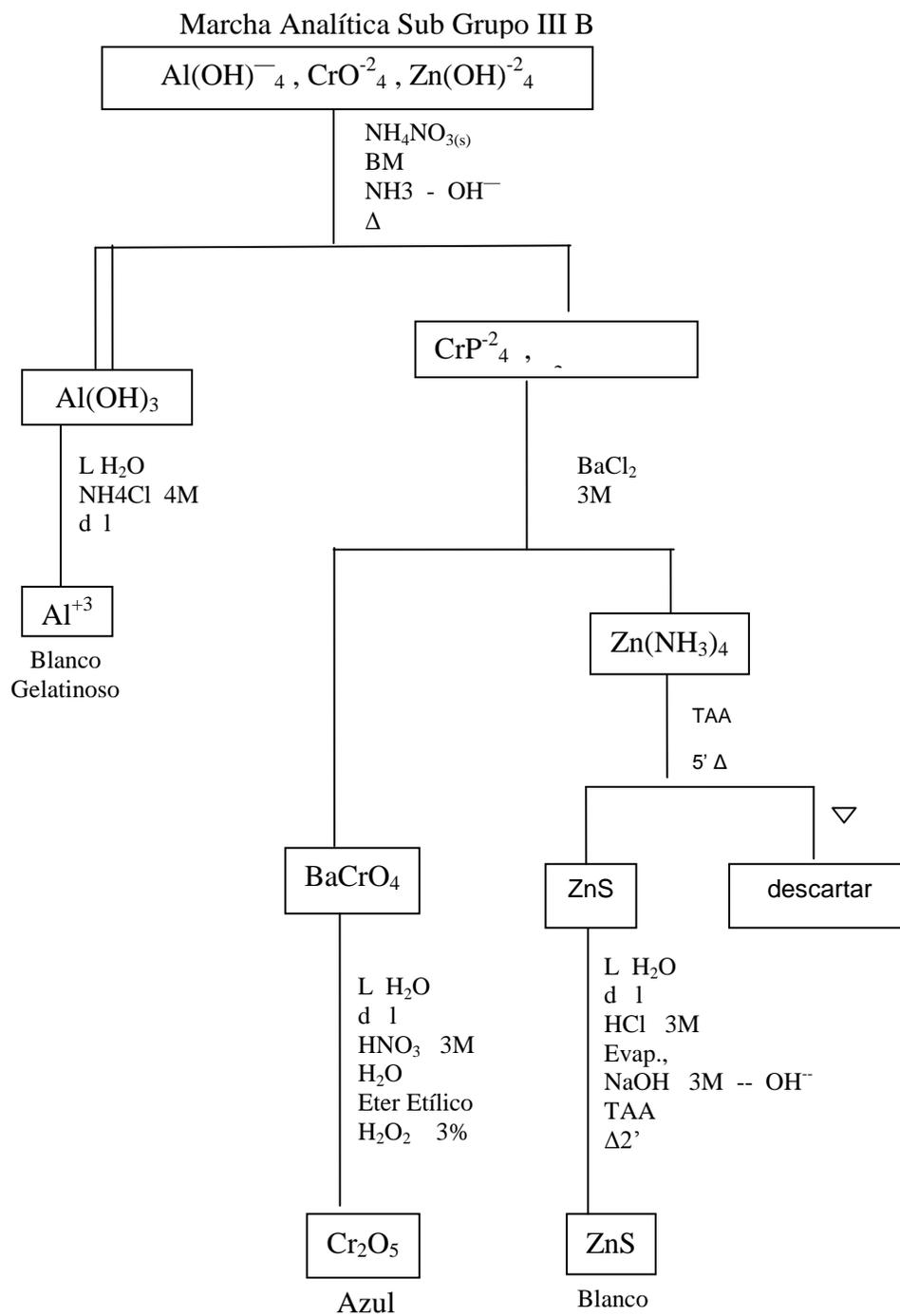


Figura N° 16 Marcha Analítica Sub Grupo III

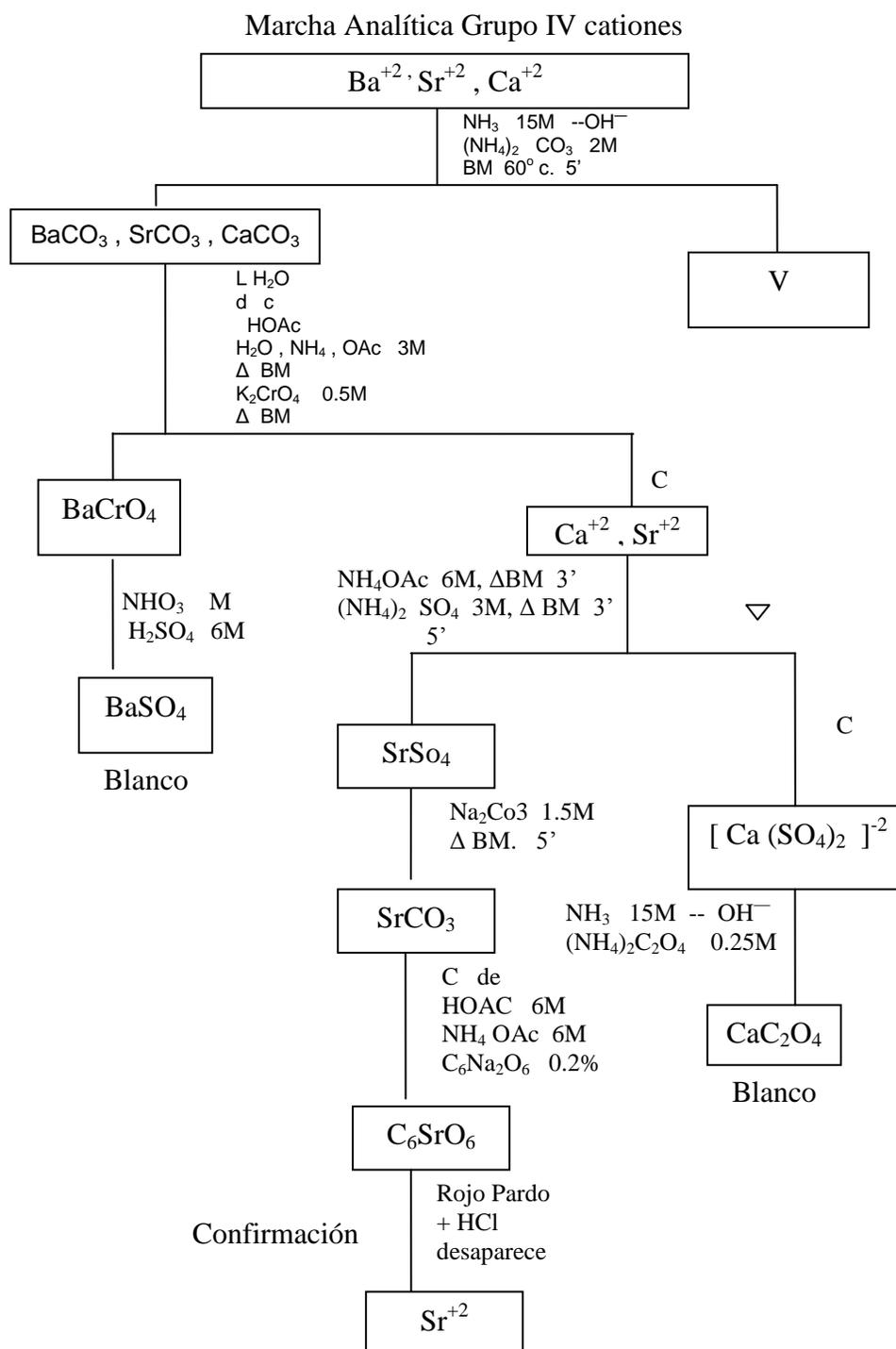


Figura N° 17 Marcha Analítica Grupo IV Cationes

5.4 SOLUCIONES TAMPON

Objetivo General:

Determinar que es una solución tampón y como es funcionamiento.

Objetivos Específicos:

- a) Conocer que es una solución tampón
- b) Desarrollar como se forma una solución tampón
- c) Detallar la capacidad tampón
- d) Aplicar en ejercicios teoría

5.4.1 Introducción

Una disolución tamponada se opone a cambios de pH cuando se le añaden ácidos- bases, o cuando se diluye. El tampón es una mezcla de un ácido y su base conjugada, es decir una mezcla de un ácido débil y su sal o una base débil y su sal. Debe haber cantidades comparables de ácido y base conjugados, para que haya un efecto tampón significativo.

El mecanismo de amortiguamiento para una mezcla de ácido débil y su sal puede explicarse como el siguiente. El pH depende del logaritmo de la relación de la sal y el ácido:

$$pH = Ka + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pH = Ka + \log \frac{[sal]}{[ácido]} \quad \text{o} \quad pOH = Kb + \log \frac{[sal]}{[base]}$$

Si la solución es diluida, la relación permanece constante y por tanto el pH de la solución no varía. Cuando se añade una pequeña cantidad de ácido fuerte, se combinará con una cantidad igual de A^- para convertirla en HA. El ámbito de la relación $[A^-]/[HA]$, es pequeña y por tanto el pH variará muy poco. Si el ácido se hubiera añadido a una solución sin amortiguador (por ejemplo, una solución de NaCl), el pH hubiera aumentado notablemente. Cuando se añade una cantidad pequeña de base fuerte, ésta se combina con parte del HA para formar una cantidad equivalente de A^- y nuevamente, la proporción varía muy poco.

La importancia de los tampones en todas las áreas de la ciencia es inmensa, es de gran utilidad para preservar el pH de una reacción a su valor óptimo. Los químicos están particularmente interesados en los tampones, porque la función adecuada de cualquier sistema biológico depende del pH. Para que un

organismo sobreviva, debe controlar el pH de todos los componentes y miembros sub-celulares, de manera que todas las reacciones catalizadas por enzimas dan a una velocidad adecuada.

Considerando el amortiguador ácido acético-acetato, en la siguiente ecuación, la concentración de iones hidrógeno es:

$$[H^+] = K_a \frac{[HOAc]}{[OAc^-]}$$

Tomando el logaritmo negativo da cada lado de esta ecuación, se tiene

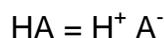
$$-\log[H^+] = -\log K_n - \log \frac{[HOAc]}{[OAc^-]}$$

$$pH = pK_n - \log \frac{[HOAc]}{[OAc^-]}$$

Al invertir el último término logarítmico, éste se hace positivo y la ecuación se invierte:

$$pH = pK_n + \log \frac{[OAc^-]}{[HOAc]}$$

Esta forma de la ecuación para la constante de la ionización es la ecuación Henderson-Hasselbach. Es de utilidad para calcular el pH de solución de ácido débil que contenga su sal. Puede escribirse una forma general para ácido débil, HA, que se ioniza en su sal A⁻ y H⁺ :



$$pH = pK_n + \log \frac{[sal]}{[ácido]}$$

$$pOH = pK_b + \log \frac{[Sal]}{[Base]}$$

5.4.2 Mezcla de un Ácido débil y su base conjugada

Mezclar A moles de un ácido débil con B moles de su base conjugada, los moles de B continúan siendo aproximadamente igual a A y los moles de base aproximadamente igual a B. La reacción transcurre muy poco, *de manera que* no hay cambio de concentraciones.

Basta mirar las K_a y K_b de las reacciones en términos del principio de Le Chatelier. Considerando un ácido de $pK_a = 4,00$ y su base conjugada $pK_b =$

10,00. Se calcula la fracción de ácido que se disocia en una disolución de 0,10M.



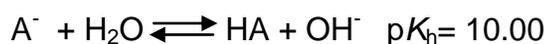
$$0,10 = x \quad x \quad x$$

$$\frac{x^2}{F-x} = K_x \Rightarrow x = 3,1 \times 10^{-3}$$

$$\text{Fracción de disociación} = \alpha = \frac{x}{F} = 0,031$$

$$\% = 0.031 \times 100 = 3.1\%$$

Está solo disociado en un 3.1%, en estas condiciones, una disolución que contiene 0.10 de A⁻ disueltos en 1,00 l, el grado en que ocurre la reacción de A⁻, con agua es incluso más pequeño:



$$0,10 - x$$

$$\frac{x^2}{F-x} = K_b \Rightarrow x = 3,2 \times 10^{-5}$$

$$\% = 3.2 \times 10^{-5} \times 100 = 3.2 \times 10^{-3}\%$$

A se disocia muy poco y al añadir A^- a la disolución, HA, se disocia aun menos.

A^+ no reacciona mucho con agua, y al añadir HA, aún reacciona menos, disuelven en agua 0,050 moles de A^- y 0,036 moles de HA, en el equilibrio seguirá dando aproximadamente 0,050 moles de A^- y 0,036 moles de HA.

La cantidad de ácido o base que puede añadirse sin provocar una variación notable de pH depende de la *capacidad amortiguadora* de la solución. Esta se determina según las concentraciones de HA y A^- . Mientras mayores sean estas concentraciones, podrá tolerar más cantidades de ácido o base la solución. La capacidad amortiguadora también depende de la relación de HA, con respecto a A^- y tiene el valor máximo cuando la relación es igual a la unidad, es decir cuando $pH = pK_a$:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = pK_a \quad \text{si } \log 1 = 0.$$

$$pH = pK_a$$

En general, la capacidad amortiguadora suele ser satisfactoria en un rango de pH de $pK_a \pm 1$.

Se observará que una solución amortiguadora para un pH determinado prepara eligiendo un ácido débil (o una base débil) y su sal, de modo que valor de pK sea *cercano al pH (o al pOH)* deseado. Existen varios ácidos y es de este tipo y es posible amortiguar cualquier región de pH efectuando elección correcta. Un

ácido débil y su sal tienen una mejor acción amortiguadora en solución ácida, y una base débil y su sal tienen mejor acción amortiguadora en solución alcalina.

5.4.3 Reacción de Henderson-Hasselbalch

Una ecuación fundamental de tampones es la que simplemente es una forma transformada de la expresión de la constante de equilibrio K_e .



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\log K_a = \log \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \log[\text{H}^+] + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\underbrace{-\log[\text{H}^+]}_{\text{pH}} = \underbrace{-\log K_a}_{\text{pK}_a} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{Ecuación de Henderson-Hasselbalch } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Base}]}$$

La aproximación de que las concentraciones de HA y A⁻ permanecen sin cambio deja de ser cierta en disoluciones diluidas y a valores extremos de pH.

Los nombres de Henderson y Hassel-balch han quedado asociados a la ecuación, porque cayeron en la cuenta de que las concentraciones A⁻ y HA pueden igualarse a sus concentraciones formales, y fueron de los primeros que aplicaron la ecuación a problemas prácticos.

Propiedades de la ecuación Henderson-Hasselbalch

En la siguiente ecuación se ve que si [A⁻] = [HA], pH = pK_a

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = pK_a + \log 1 = pK_a$$

Independientemente de lo compleja que sea una disolución, siempre que pH=pK_a. Esta relación es cierta, porque todos los equilibrios que coexisten en cualquier disolución en equilibrio se deben satisfacer simultáneamente.

5.4.4 Preparación Práctica de un Tampón

Cuando se desea preparar realmente un tampón de pH 7,60, *no* se hace calculando lo que hay que mezclar. Supongamos que se desea preparar 1 litro de tampón de una concentración 0,100 M a pH 7,60, y se dispone del sólido

hidrocloruro de hidroxilaminometano, y NaOH aproximadamente 0,1 M. He aquí cómo se debe proceder:

- Pesar 0,100 moles de hidrocloruro de hidroxilaminometano y disolverlos en un vaso que contenga aproximadamente 800 ml de agua.
- Colocar un electrodo de pH en la disolución y medir el pH.
- Disolver el Hidróxido de sodio y tomar el pH.
- Mezclar las dos soluciones y medir el pH con el pHmetro
- Hasta llegar al pH deseado

5.4.5 Capacidad de un tampón

La capacidad de un tampón (β), es una medida de la resistencia de la disolución a cambios de pH, cuando se le añade un ácido o una base fuerte que se rompe al momento de alterarse el pH.

La capacidad del tampón continúa hacia a pH altos (y a pH bajos), simplemente porque hay una gran concentración de OH^- a pH alto (o de H^+ a pH bajo). La adición de una pequeña cantidad o base a una gran cantidad de OH^- (o H^+) no tendrá una gran influencia en el pH. Disolución de pH alto está tamponada por el par ácido-base conjugado $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$. La evolución de pH bajo está tamponada por el par ácido-base conjugado $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$.

5.4.6 La fuerza de un Tampón depende de la fuerza iónica y la temperatura.

La ecuación correcta de Henderson-Hasselbalch, incluye coeficientes de actividad, poner coeficientes de actividad es la principal razón por la que los valores de pH dados no concuerdan perfectamente con los valores medidos de pH. Los coeficientes de actividad también predicen que el pH de un tampón variará con la fuerza iónica.

Un tampón consiste en una mezcla de un ácido y su base conjugada. El tampón es útil sobre todo cuando $\text{pH} = pK_a$. En un intervalo razonable de concentración el pH de un tampón es casi independiente de la concentración. Un tampón resiste a cambios de pH, porque reacciona con los ácidos o bases que se le añadan. Si se le añade demasiado ácido o base, se consumirá y ya no resistirá a cambios de pH.

5.5 UNIDAD III: HIDRÓLISIS

Objetivo General: Conocer cómo actúa la Hidrólisis en el análisis Químico Cualitativo.

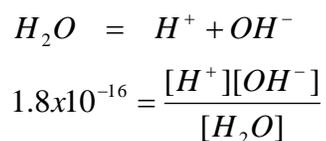
Objetivos específicos:

- a) Determinar las bases de Hidrólisis.
- b) Establecer la aplicación de Hidrólisis en diferentes tipos de iones.
- c) Definir la aplicación de Hidrólisis en reacciones analíticas.

5.5.1 Ionización del Agua.

Etimológicamente, la palabra hidrólisis significa descomposición por medio del agua. Este término se utilizó desde las primeras definiciones de lo que era un ácido y una base, para indicar que se trataba de un proceso contrario a la neutralización.

El agua sufre una auto-ionización en un ligero grado y es pues un típico anfótero, actuando como ácido y como base.



Puesto que un litro de agua pura a 25°C, contiene 55.35 moles de agua, es fácil observar que la concentración del agua sin ionización, no es significativamente cambiado (menos del 2%) cada ión H⁺ u OH⁻ en sus concentraciones es tan grande como 1 mol.

Se sabe que el agua sufre una auto-ionización en un ligero grado, por lo que se conoce como “anfólito”, esto quiere decir que puede actuar como un ácido o una base. La ecuación de ionización del agua es la siguiente:



$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1.8 \times 10^{-16}$$

Además se sabe que un litro de agua pesa 1 Kilo = 1000 gramos y si se saca su molaridad tenemos peso molecular del agua es 18 entonces:

$$\frac{1000}{18} = 55.35 \text{ moles de agua.}$$

Es fácil observar que la concentración del agua sin ionizar no es significativa (menos del 2%) de cada ión H^+ y OH^- en sus concentraciones ya que es aproximadamente 1 Molar. Por lo que se hace necesario considerar que el H_2O sin ionizar es constante y se le conoce como “Constante del Producto Iónico”, o la “Constante del Agua”, sea K_w .

$$K_w = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{55.35} = 1.81 \times 10^{-16} \quad \text{de donde}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.81 \times 10^{-16} \times 55.35 = 1 \times 10^{-14} = K_w$$

A partir de lo anterior es posible observar que el agua pura, donde:

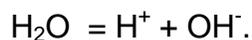
$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = X^2 = 1 \times 10^{-14}$$

$$X = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{si } X = [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M.}$$

Consecuentemente al agua pura o soluciones acuosas neutras, conservan un $\text{pH} = 7$; cualquier cambio que sufre esta igualdad el producto iónico se mantiene en soluciones diluidas: $[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$.

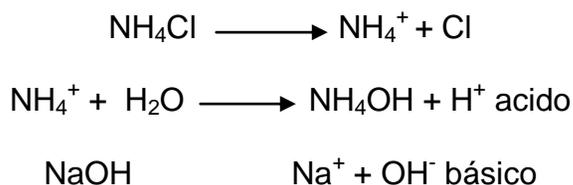
Cuando se disuelve una sal de un ácido fuerte y una base fuerte como por ejemplo las sales : NaCl y KNO_3 , se disuelven totalmente en el solvente agua produciéndose una disolución en la cual los iones Na^+ y Cl^- se separan, así como los iones K^+ y NO_3^- . Esta disociación no afecta en lo absoluto el equilibrio entre el H_2O y los iones H^+ y OH^- ya que no hay reacción entre ellos y el pH del agua no se va afectado. Los iones disueltos no afectan el equilibrio iónico que existe en la reacción.



Si se añade una sal al agua, esta puede tener tres opciones: puede permanecer neutra, hacerse “ácida” o “básica” dependiendo de la clase de sal agregada, ya que esta reaccionará con cualquiera de los iones del agua. Esta igualdad se puede destruir y la solución se hará ácida o básica.

En este caso sería: si se agregan compuestos como el NaOH y NH_4Cl , sales que contienen aniones de ácidos y bases débiles en forma de cationes, se encuentra que las soluciones resultantes no son neutras, pero si serán ácidas en el caso del NH_4Cl y básicas en el de NaOH . Se puede decir que los procesos de disociación de las sales no es la única reacción que sucede,

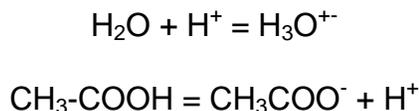
ocurren otros procesos que si afectan las concentraciones de H^+ y OH^- en la solución. Esto quiere decir que se rompe el equilibrio que existe entre el agua y sus iones. Este efecto se llama: "Hidrólisis", y que ocurre cuando hay una reacción entre uno de los iones de la sal y el solvente.



En el agua pura las $[H^+]$ y $[OH^-]$ y el agua en equilibrio, como se vio antes se tiene que $K_w = [H^+][OH^-]$ de donde $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ en $25^\circ C$.

La sal NaOAc se disocia totalmente ya que hay Na que proviene de la base fuerte NaOH, la reacción es: $NaOAc = Na^+ + OAc^-$

El OAc^- es el radical COO^- que proviene del ácido débil CH_3-COOH , el cual reacciona con el agua dando:



Debido a que el ácido acético débil tiende a permanecer unido.

$$\text{Su } K_a = \frac{[CH_3-COO^-][H^+]}{[CH_3-COOH]}$$

Este proceso continua hasta que se alcanza un nuevo equilibrio entre HOAc y sus iones :

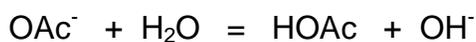


$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}]}$$

El resultado de este proceso es que el equilibrio está cambiando constantemente y lo que ha sucedido es un desequilibrio de los iones H^+ y OH^- del agua; y es que $[\text{H}^+]$ es menor que $[\text{OH}^-]$, todo lo anterior basado en el equilibrio iónico del agua $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14}$. En el caso de que se disuelve el NaOAc en agua, primero se disuelve o disocia la sal:



Al cambiarse el anión OAc^- con los iones H^+ de la concentración del agua debido a que el agua también se disocia:



Y el equilibrio que sucede es el siguiente:

$$K_{eq} = \frac{[\text{HOAc}][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{OAc}^-]}$$

Despejando:

$$K_{eq}[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{HOAc}][\text{OH}^-]}{[\text{OAc}^-]} = K_h$$

Y esto sucede porque la $[\text{H}_2\text{O}]$ es constante y proporciona:

K_h = constante de Hidrólisis.

Las sales que reaccionan con el agua se pueden clasificar en cuatro tipos:

- 1) Sales de Acidos Fuertes y Base Fuerte (HCl)
- 2) Sales de Acidos Fuertes y Bases Débiles (NH_4Cl)
- 3) Sales de Acido Débil y Base Fuerte (NaOAc)
- 4) Sales de Acido Débil y Base Débil (NH_4OAc)

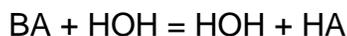
5.5.2 Hidrólisis de los Iones

Las reacciones que se verifican entre las moléculas débilmente electrovalentes y el agua, siendo todas ellas reversibles y en las que existe un equilibrio entre un ácido y una base. Al interpretar aquellas reacciones reversibles que se suceden cuando se tiene en solución, compuestos fuertemente electrovalentes (electrólitos fuertes), como las sales considerando que éstas, se ionizan totalmente en solución acuosa y producen tanto cationes como aniones.

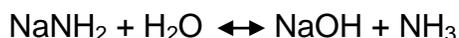
Hidrólisis De Aniones

Un efecto extremadamente importante del agua sobre reacciones químicas es a través de la Hidrólisis. Hidrólisis significativa tan sólo una brecha o separación

de un compuesto en dos diferentes productos por la reacción del agua, de acuerdo a la ecuación molecular:



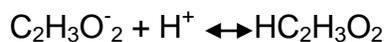
Como por ejemplo:



También:



La reacción de Hidrólisis puede ser considerada, para proceder a través de la primera ionización del agua y la reacción subsecuente de los iones producidos con la sustancia hidrolizada. Por ejemplo en la Hidrólisis del Acetato de Sodio (o mejor del ión acetato), el siguiente esquema puede ser visualizado.



Seguidamente en ausencia de ácido acético libre, agregado intencionalmente hasta tanto, un equilibrio sea establecido en la solución del agua entre el ión acetato y el ácido acético libre.

Debería ser bastante fácil observar que la fuerza de un ácido del cual un anión dado es derivado y cómo afectaría el grado de Hidrólisis, puesto que la debilidad del ácido, con la mayor fuerza sostendrá sus protones y por lo tanto la fuerza con que captura el protón del agua será mayor. De las consideraciones anteriores, del hecho que el equilibrio para ambos la ionización del ácido débil y

la ionización del agua puede ser simultáneo, podría ser posible derivar una expresión de equilibrio para la reacción de Hidrólisis.

Cuando el acetato de sodio es disuelto en agua puesto que la sustancia es una sal, podemos considerar dando inicialmente sólo Na^+ y OH^- . El Na^+ no viene de una base fuerte, manteniéndose como tal. El OH^- sin embargo deriva de un ácido débil, este sobre una reacción de Hidrólisis.



Esta ocupación puede ser obtenida por sustracción de la ecuación para la ionización del ácido de la ecuación de ionización del agua.

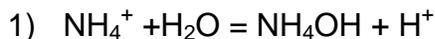


Rearreglando términos:

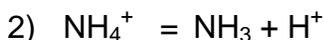


Hidrólisis de Cationes:

La Hidrólisis del ión NH_4^+ puede ser considerada en la misma forma como la Hidrólisis de Aniones.



Puede también ser considerado como la ionización de NH_4^+ como un ácido.



Justamente como el tratamiento de la ionización del amoniaco como una base, no cambia con este punto de vista, tanto que es el mismo para la hidrólisis del ión amonio, descuidando el punto de vista que sea observado.

Así pues la ecuación 1 se puede obtener de la combinación de las ecuaciones pasan la ionización del NH_4OH y H_2O

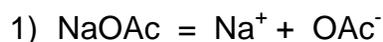
5.5.3 Sales de Acidos Fuertes y Bases Fuertes

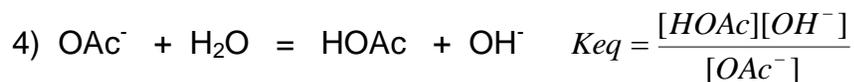
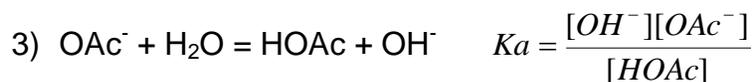
El primer tipo de sales no se hidroliza, ya que ninguno de los iones es capaz de reaccionar con el ión H^+ y el ión OH^- del agua, de esta forma la sal NaCl permanece inalterable. Pero si a esta solución le agregamos HCl , el ácido se disocia en H^+ y Cl^- , se aumenta la $[\text{H}^+]$ rompiendo el balance, volviendo “ácida” la solución. Pero en cambio si agregamos NaOH se altera, rompe el balance, aumentando la $[\text{OH}^-]$ y la solución se vuelve “alcalina”.

Todo lo anterior esta en una forma limitante, ya sea en el grado de acidez o basicidad manteniendo la $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$. Todo esto es para soluciones diluidas.

5.5.4 Hidrólisis de Acido Débil –Base Fuerte NaOAc

Al disolverse en agua la sal NaOAc esta produce tres reacciones, dando origen a tres constantes:





$$K_{eq} = K_h$$

Si $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ se despeja $[\text{OH}^-]$ y se tiene $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]}$

se reemplaza en la ecuación:

$$K_h = \frac{[\text{HOAc}][\text{OH}^-]}{[\text{OAc}^-]} = \frac{\frac{K_w}{[\text{H}^+]}}{[\text{OAc}^-]}$$

Esto dará:

$$K_h = \frac{[\text{HOAc}]K_w}{[\text{H}^+][\text{OAc}^-]}$$

pero:

$$\frac{[\text{HOAc}]}{[\text{H}^+][\text{OAc}^-]} = \frac{1}{K_a}$$

quedando

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HOAc}][\text{OH}^-]}{[\text{OAc}^-]}$$

En esta última sucede que $[\text{HOAc}] = [\text{OH}^-]$ obteniéndose:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{OAc}^-]}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = \sqrt{\frac{K_w}{K_a[\text{OAc}^-]}}$$

Aplicando raíz cuadrada se tendrá :

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w[OH^-]}{K_a}} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a C_{sal}}}$$

$$K_h = \frac{[HOAc]K_w}{[H^+][OAc^-]}$$

Aplicando raíz se tiene

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w[OAc^-]}{K_a}} = \sqrt{\frac{K_w C_{sal}}{K_a}}$$

En caso de necesitar $[H^+]$ se procede de la siguiente forma



$$[OH^-] = \frac{[H^+]}{K_w}$$

Aplicando a:

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w C_{sal}}{K_a}}$$

$$\frac{K_w}{[H^+]} = \sqrt{\frac{K_w C_{sal}}{K_a}} = \frac{K_w^{\frac{1}{2}} C_{sal}^{\frac{1}{2}}}{K_a^{\frac{1}{2}}}$$

$$\frac{1}{H^+} = \frac{K_w^{\frac{1}{2}} C_{sal}^{\frac{1}{2}}}{K_a^{\frac{1}{2}} K_w} = \frac{C_{sal}^{\frac{1}{2}}}{K_a^{\frac{1}{2}} K_w}$$

invirtiendo

$$[H^+] = \frac{Ka^{\frac{1}{2}} Kw^{\frac{1}{2}}}{Csal^{\frac{1}{2}}}$$

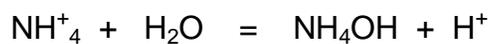
$$[H^+] = \sqrt{\frac{KwKa}{Csal}}$$

Fracción Hidrolizada $\beta = \frac{[OH^-]}{Csal}$

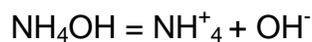
$$\% \beta = \beta \times 100$$

5.5.5 Hidrólisis de Acido Fuerte–Base Débil Cloruro de amonio (NH₄Cl)

NH₄Cl = NH₄⁺ + Cl⁻ el ión amonio (NH₄⁺) reacciona con el agua



La reacción de hidrólisis es la siguiente



$$Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$$

$$\frac{1}{Kb} = \frac{[NH_4OH]}{[NH_4^+][OH^-]}$$

de donde:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$$

$$\frac{1}{K_b} = \frac{[NH_4OH]}{[NH_4^+]} \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]K_w}$$

Sustituyendo $[H^+]$ y así obtener pH, despejando

$$[H^+] = \frac{[NH_4^+]K_w}{NH_4OH} \quad \text{invirtiendo}$$

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]}$$

Si $[NH_4OH] = [H^+]$ por lo tanto $[H^+]^2$

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[H^+]^2}{[NH_4^+]}$$

$$\frac{K_w[NH_4^+]}{K_b} = [H^+]^2$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w[NH_4^+]}{K_b}} = \sqrt{\frac{K_w C_{sal}}{K_b}}$$

$$\text{Fracción Hidrolizada: } \beta = \frac{[H^+]}{C_{sal}}$$

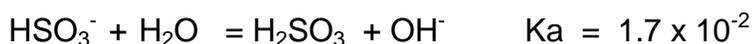
$$\% \text{ Hidrólisis} = \beta \times 100$$

5.5.6 Hidrólisis de Acido Débil – Base Débil

Cuando el K_b es diferente se tiene la sal NH_4HSO_3 la cual se disocia así:



Luego pasa:



Se obtiene Kh_1 y Kh_2 para ambos:

$$Kh_1 = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.55 \times 10^{-10}$$

$$Kh_2 = \frac{[H_2SO_3][OH^-]}{[HSO_3^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-2}} = 4.88 \times 10^{-13}$$

Se toma la primera hidrólisis que será ácida ya que el valor de Kh_1 es mayor que Kh_2 ; la $[H^+]$ será:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{(1 \times 10^{-14})(C_i)}{1.8 \times 10^{-5}}}$$

$$\beta = \frac{[H^+]}{C_i}$$

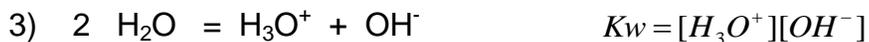
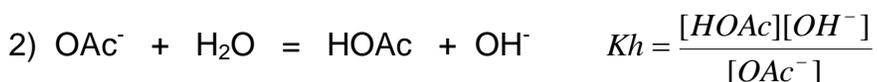
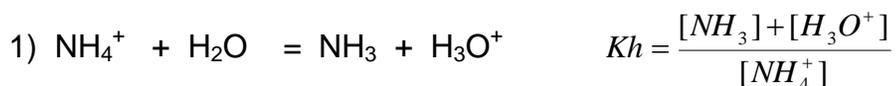
$$\% \beta = \frac{[H^+]}{C_i} \times 100$$

5.5.7 Hidrólisis de Acido Débil - Base Débil

Se tiene la sal NH_4OAc , y su respectiva disociación:



Y así se obtiene la hidrólisis de cada uno de los productos de los productos de la reacción.



si se procede a dividir:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{HOAc}][\text{OH}^-]} = K_a K_b / K_w = K_h$$

$$\frac{1}{\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}} \frac{1}{\frac{[\text{OAc}^-]}{[\text{HOAc}][\text{OH}^-]}}$$

si son electrolitos débiles se tiene:

$$C_{\text{sal}} = [\text{NH}_4^+] = [\text{OAc}^-] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_3] = [\text{HOAc}]$$

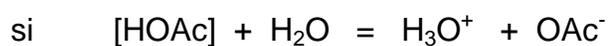
De donde:

$$K_h = \frac{C_{\text{sal}}^2}{[\text{HOAc}]} = \frac{K_a K_b}{K_w}$$

Despejando:

$$[HOAc]^2 = \frac{K_w C^2 sal}{K_a K_b}$$

$$[HOAc] = \sqrt{\frac{(K_w C^2 sal)}{K_a K_b}} = C sal$$



$$K_a = \frac{[H_3O^+][OAc^-]}{[HOAc]}$$

se despeja:

$$[HOAc] = \frac{[H_3O^+][OAc^-]}{K_a}$$

igualando con:

$$\frac{[H_3O^+][OAc^-]}{K_a} = C sal \sqrt{\frac{K_w}{K_a K_b}}$$

y $[OAc^-] = C sal$

$$\frac{[H_3O^+]}{K_a(C sal)} = C sal \sqrt{\frac{K_w}{K_a K_b}}$$

$$\frac{[H_3O^+]}{Ka} = \sqrt{\frac{Kw}{KaKb}} \quad \text{si} \quad \frac{[H_3O^+]}{Ka} = \frac{Kw^{\frac{1}{2}}}{Ka^{\frac{1}{2}}Kb^{\frac{1}{2}}}$$

despejando:

$$[H_3O^+] = \frac{Kw^{\frac{1}{2}}Ka}{Ka^{\frac{1}{2}}Kb^{\frac{1}{2}}}$$

$$[H_3O^+] = \frac{KwKa}{Kb}$$

Se sabe que:

$$Kw = [H^+] [OH^-]$$

y

$$[H^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$$

sustituyendo en la ecuación:

$$\frac{Kw}{[OH^-]} = \sqrt{\frac{KwKa}{Kb}} = \frac{Kw^{\frac{1}{2}}Ka^{\frac{1}{2}}}{Kb^{\frac{1}{2}}}$$

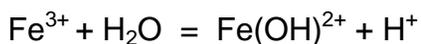
$$\frac{1}{[OH^-]^2} = \frac{Kw^{\frac{1}{2}}Ka^{\frac{1}{2}}}{Kb^{\frac{1}{2}}Kw} = \frac{Ka^{\frac{1}{2}}}{Kb^{\frac{1}{2}}Kw^{\frac{1}{2}}}$$

Invirtiendo

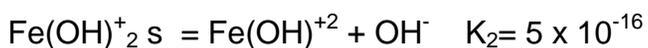
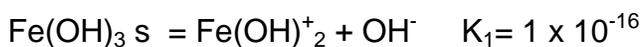
$$[OH^-]^2 = \frac{Kb^{\frac{1}{2}}Kw^{\frac{1}{2}}}{Ka^{\frac{1}{2}}}$$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{KbKw}{Ka}}$$

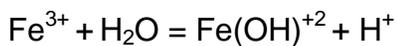
5.5.8 Hidrólisis de Cationes con una Sal Férrica.



Con lo que se puede involucrar la tercera ionización de la base triácida del $Fe(OH)_3$ dándose las siguientes reacciones:



La primera hidrólisis tendrá la siguiente reacción, (la tercera disociación es la primera hidrólisis)



$$Kh_1 = \frac{|Fe(OH)^{+2}| |H^+|}{|Fe^{+3}|} = \frac{Kw}{K_3} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.3 \times 10^{-12}} = 7.7 \times 10^{-3}$$

$$\% \beta = \frac{7.7 \times 10^{-3} \times 100}{0.1} = 7.7\%$$

Si se tiene una solución 0.1 M de la sal férrica es tanto que:

$$[\text{Fe}(\text{OH})^{+2}] = [\text{H}^+] \text{ y } |\text{Fe}^{+3}| = 0.1 - x$$

De donde se obtiene:

$$\frac{x^2}{0.1 - x} = 7.7 \times 10^{-3}$$

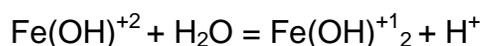
$$7.7 \times 10^{-3} \times 0.1 = x^2$$

$$x = \sqrt{7.7 \times 10^{-4}} = [\text{Fe}(\text{OH})^{+2}] = [\text{H}^+] = 2.4 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 1.6 \text{ y el grado de hidrólisis} = \frac{2.4 \times 10^{-2} \times 100}{0.1} = 24\%$$

En base al valor del pH la solución es bien ácida y la hidrólisis puede ocurrir más lejos de esta parte.

Si consideramos la segunda etapa de hidrólisis se tiene:



$$K_{h_2} = \frac{|\text{Fe}(\text{OH})^+| |\text{H}^+|}{|\text{Fe}(\text{OH})^{+2}|} = \frac{K_w}{K_2} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{-5}$$

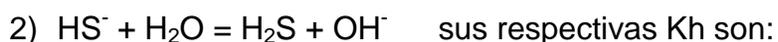
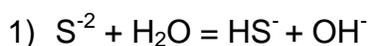
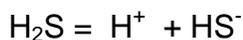
$$\text{El } \% \text{Fe}^{+3} = \frac{2 \times 10^{-5} \times 100}{0.1} = 2 \times 10^{-2} \%$$

Se nota que la primera hidrólisis es la más importante en una solución férrica 0.1 M y es $[\text{Fe}^{+3}]$ y $\text{Fe}(\text{OH})^{+2}$.

La constante de hidrólisis de un catión se puede ver como el equivalente de una constante de ionización como ácido. Cada catión involucrado es una solución acuosa y tiene una constante de ionización ácida la cual es la misma constante de hidrólisis.

5.5.9 Hidrólisis de los Aniones de Ácidos Polibásicos

Los aniones de ácidos polibásicos se hidrolizan en dos o más etapas por ejemplo la del H_2S . Este tiene dos ionizaciones.



$$Kh_1 = \frac{K_w}{K_2} = \frac{[HS^-][OH^-]}{[S^{2-}]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-13}} = 0.077$$

$$Kh_2 = \frac{K_w}{K_1} = \frac{[H_2S][OH^-]}{[HS^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-7}} = 1 \times 10^{-7}$$

Se nota que Kh_1 es mucho más grande que Kh_2 es despreciable, tomándose solo Kh_1 y se debe considerar que $[HS^-] = [OH^-] = x$

De esta forma se calcula la HS^- en un equilibrio con una solución 0.01M del Na_2S y $X = [OH^-] = [HS^-]$ se sabe que $[S^{2-}] = 0.01 - x$ de donde sacamos

$$\frac{x^2}{0.01 - x} = 0.077 = [HS^-] = [OH^-] = 9 \times 10^{-3} M$$

Sin embargo, puesto que la constante de hidrólisis, de la primera etapa es bastante grande más que la segunda por lo que la segunda etapa, será despreciable en comparación con la primera etapa por lo que se tomará en cuenta únicamente la primera etapa.

Por ejemplo si se pidiera el cálculo de la concentración del H_2S (en el equilibrio en una solución 0.01 M de Na_2S).

Si se parte de la primera K_h obtenemos lo siguiente $0.077 = K_h = \frac{[HS^-][OH^-]}{[S^{2-}]}$

y que $[HS^-] = [OH^-] = X$ y que $[S^{2-}] = 0.01 - X$

Obtendremos que $\frac{X \cdot X}{0.01 - X} = \frac{X^2}{0.01 - X} = 0.077$

es necesario aplicar la ecuación de segundo grado se obtiene:

$$X^2 + 0.077 = 7.7 \times 10^{-4}$$

$$X = \frac{-0.077 \pm \sqrt{5.9 \times 10^{-3} + 3.08 \times 10^{-3}}}{2} = 8.95 \times 10^{-2} = 1 \times 10^{-2}$$

y para la segunda etapa se obtiene

$$\frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{OH}^-]}{[\text{HS}^-]} = 1 \times 10^{-7} \text{ y de la anterior ecuación}$$

$$[\text{HS}^-]$$

$$\frac{[\text{H}_2\text{S}] \times 9 \times 10^{-2}}{9 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-7} \text{ M} = [\text{H}_2\text{S}]$$

De todo esto se puede observar que en la segunda etapa de hidrólisis se puede tratar exactamente, de la misma forma que la segunda etapa de ionización de cualquier ácido polibásico.

Hidrólisis de las Sales de Acidos Débiles y Bases Débiles

Sales derivadas de ambas, un ácido débil y una base débil, sufren hidrólisis en sus partes. Así, con la sal $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$.

- a) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
- b) $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{OH}^-$ o Totalmente:
- c) $\text{NH}_4^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HC}_2\text{H}_5\text{O}_2$

Para la reacción tenemos la constante de Hidrólisis.

$$\text{d) } K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{HOAc}]}{[\text{NH}_4^+][\text{OAc}^-]}$$

Esto es obtenido de las expresiones hidrólisis individuales multiplicando ambos:

$$e) \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]} \times \frac{[HOAc][OH^-]}{[OAc^-]} = \frac{k_w^2}{k_a k_b}$$

Y observar que ambos lados los podemos dividir por $k_w = [H^+][OH^-]$

Para dar:

$$f) \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]} \times \frac{[HOAc][OH^-]}{[OAc^-]} = \frac{k_w^2}{k_a k_b}$$

$$g) \frac{[NH_4OH][HOAc]}{[NH_4^+][OAc^-]} = \frac{k_w^2}{k_a k_b} = K_h = 3 \times 10^{-5}$$

Proporcionando la concentración de la sal ninguna es tan alta ni tan baja, puede decirse que en general que la concentración de una base débil libre y que ácido débil libre producen una hidrólisis igual. O, de la otra forma si k_A y k_B están cerca de ser semejantes (para el tipo NH_4OAc), las concentraciones de ácido y base libres, sus concentraciones de sales serán iguales.

5.5.10 Aplicaciones De La Hidrólisis En Las Reacciones Analíticas:

Las reacciones de hidrólisis se utilizan en la química analítica, para la identificación de cationes. Por ejemplo, en el caso de las sales de bismuto y antimonio en solución acuosa que precipitan al diluirse ésta, se forma un hidróxido, o una sal básica (ver el tema que comprende el grupo 2 de este capítulo). El ión cromo Cr^{+3} con el $NaOH$, da lugar a las reacciones siguientes:

$\text{Cr}^{+3} + 3\text{OH}^{-1} \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_3$; pero en un exceso de iones OH^{-1} (mayor cantidad de NaOH), se redisuelve el hidróxido formándose el ión, $\text{CrO}_2^{-1} + \text{H}_2\text{O}$.

Es decir, en un exceso de NaOH, el ión cromo precipita como el hidróxido de cromo pero éste se redisuelve dando lugar al ión cromito. Si se deseara obtener el ión cromo en forma de hidróxido, se tendrá que calentar y diluir la solución en la que se ha disuelto el ión cromo originalmente. En esta forma, se favorecerá la reacción de hidrólisis del ión cromito por desplazarse la reacción de derecha a izquierda; volviendo a precipitar el hidróxido de cromo.

Por medio de la hidrólisis, nos explicamos el porqué al preparar soluciones que se van a emplear como reactivos, tales como: El cloruro estanoso, SnCl_2 ; tricloruro de antimonio, SbCl_3 ; nitrato mercurioso, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$; etc., es conveniente que se adicione previamente al agua, un poco del ácido respectivo, con lo cual se evitará la hidrólisis de estas sales.

El hecho de que los iones cromo y aluminio no precipiten como sulfuros, al adicionar el H_2S , pero sí lo hacen en la forma de los hidróxidos correspondientes, es debido al fenómeno de la hidrólisis que se realiza con el ion sulfuro.

Las soluciones acuosas de sales de cianuro que contienen metales alcalinos o alcalinotérreos, desprenden olor a almendras amargas, debido a la formación del HCN. Al estado sólido, se descomponen fácilmente estas sales. Las

soluciones acuosas de acetato de amonio se descomponen a la temperatura ambiente, formándose el ácido acético y amoniaco, que pueden percibirse por su olor. Esto nos indica la hidrólisis que sufren algunas sales al disolverse en agua.

La constante de hidrólisis, se le llama también como la constante de acidez o basicidad en el caso de los iones hidratados, según sea el caso.

5.6 UNIDAD IV: EQUILIBRIO HETEROGÉNEO, PROPIEDADES DE LOS PRECIPITADOS.

Objetivo General: Conocer y comprender el equilibrio de los sistemas heterogéneos en el análisis químico.

Objetivos Específicos:

- Estudiar el principio de producto de solubilidad.
- Comprender lo que sucede en el equilibrio heterogéneo
- Conocer las propiedades fundamentales de los precipitados.

5.6.1 Producto de Solubilidad

La naturaleza física de un precipitado es de gran importancia en la Química Analítica ya sea esta Cualitativa o Cuantitativa, puesto que influye en la pureza y facilidad de filtración del precipitado, Cuando el tamaño de las partículas del precipitado son menores que 1 nm de diámetro, estas no son detenidos con papel filtro ordinario para que esto suceda el tamaño de los cristales deben ser grandes y bien formados para poder ser filtrados y lavados.

Para formar un precipitado es necesario comenzar con una solución sobresaturada de la sustancia. El estado sobresaturado es bastante inestable y cambia al estado saturado por precipitación del exceso del soluto. La velocidad a la cual alcanza el equilibrio depende de muchos factores y varía grandemente

de una sustancia a otra. Esto puede suceder en la misma sustancia debido a las diferentes condiciones.

El primer paso de la precipitación es la nucleación, el cual controla la naturaleza y pureza del precipitado resultante. Si el proceso se realiza de tal forma que se produzcan numerosos núcleos, y la precipitación será rápida, los cristales pequeños, la filtración y lavado difícil y baja pureza.

De otro modo, si la precipitación se lleva a cabo de tal forma que se forman sólo unos pocos núcleos, la precipitación es lenta, los cristales serán grandes, por lo que los procesos de filtración y los lavados serán fáciles y habrá alta pureza. De lo anterior se deduce que el proceso de nucleación es de importancia en la Química Analítica.

El modo o la formación de estos núcleos o partículas primeras es la nucleación. Este proceso controla la naturaleza y pureza del precipitado resultante.

Una vez que las partículas se han formado el proceso se puede seguir en cualquiera de dos caminos, dependiendo del grado de sobresaturación. Si la solución no sigue sobresaturada las partículas siguen como tal, o pueden aglomerarse, formando agregados grandes. De otra forma, si la sobresaturación persiste, las partículas pueden continuar creciendo, pasando por cristales finos, hasta cristales grandes que son filtrables.

5.6.2 Mecanismos de la Formación de los Precipitados.

El tamaño de las partículas de un precipitado se determinan en cierto grado por las condiciones experimentales que prevalecen en el tiempo de su formación. La temperatura, la velocidad de mezcla de los reactantes, concentración de los reactantes y solubilidad de los precipitados durante el proceso de precipitación son variables que afectan el tamaño de las partículas y sobre las cuales el químico tiene cierto control. Todas estas variables pueden estar relacionadas a una sola propiedad, la sobresaturación relativa del sistema.

Se dice que una solución esta sobresaturada cuando tiene una concentración del soluto en exceso del requerido de solubilidad, a una temperatura dada. La sobresaturación de una solución se define como:

$$\text{Sobresaturación} = Q - S$$

Donde Q es la concentración del soluto en cualquier instante dado y S es la concentración de equilibrio de una solución saturada. La sobresaturación relativa puede expresarse como:

$$\text{Sobresaturación Relativa} = \frac{Q - S}{S}$$

Puesto que el tamaño de las partículas del precipitado esta relacionado estrictamente a la sobresaturación o sobresaturación relativa.

El proceso de iniciar la precipitación en una solución sobresaturada se llama "siembra".

En ausencia de cualquier partícula sólida en la solución, el comportamiento puede continuarse sin cambios hasta un punto sin que se forme algún precipitado. A temperaturas bajas, la fase sólida se separa rápidamente sin siembra. La concentración a la cuál los precipitados se forman espontáneamente dependerá de la temperatura de la solución.

Nucleación: Es el primer paso en la formación de un precipitado y se define como: “El proceso de generación dentro de una fase madre meta-estable, de los fragmentos iniciales de una nueva y fase más estable, capaz de evolucionar espontáneamente en fragmentos gruesos de la fase estable”. Para cualquier precipitado existe un número mínimo de iones o moléculas necesario para producir una segunda fase estable en contacto con una solución. Estas partículas estables y de tamaño mínimo se les llama “nucleolos”. El proceso de nucleación aumenta muy rápidamente con la sobresaturación.

Las impurezas desempeñan un papel significativo en la nucleación. Después de repetidas cristalizaciones de los reactivos y filtraciones sucesivas de las soluciones, se obtiene una precipitación o cristalización bastante pura.

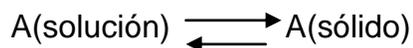
Las impurezas actúan como semillas, en especial si la impureza es isomorfa con el precipitado y afectará la nucleación por razones de sobresaturación baja.

La Temperatura y solubilidad afectan también el valor crítico de la razón de sobresaturación. Por lo general, la sobresaturación disminuye al aumentar la

temperatura, debido al aumento de las colisiones de los agregados por unidad de concentración, la cual aumenta la probabilidad de formación de núcleos críticos. Para compuestos poco solubles (SrSO_4 y PbSO_4) las razones críticas de sobresaturación son considerablemente bajas. Esto se debe al aumento de la concentración, lo cuál significa mayor número de colisiones y formación de agregados cristalinos grandes. La velocidad a la cuál se forma un núcleo dentro de una solución depende del grado de sobresaturación. Si el grado de sobresaturación es baja, la velocidad puede ser lenta, aún cero. De otra forma, en una solución altamente sobresaturada, la velocidad de nucleación puede ser muy grande.

5.6.3 Crecimiento de Partículas.

Una molécula se hace más grande una vez formada por proceso regulares de cristalización el los cuales las moléculas individuales son atraídas de la solución, e incorporadas una a una a la red cristalina.



Este es el segundo proceso en la formación del precipitado, el crecimiento de las partículas ya presentes en la solución. El crecimiento puede comenzar cuando los núcleos de las partículas de siembra están presentes.

La velocidad de crecimiento para tales procesos mono- moleculares son directamente proporcionales a la sobresaturación.

5.6.4 Proceso de Precipitación.

Cuando se forma un precipitado la nucleación y el crecimiento de las partículas ocurren simultáneamente y la importancia relativa de los cambios alteran de principio a fin durante el proceso de precipitación. La mayor parte del precipitado se forma durante un intervalo en el cuál ocurre en la transición del crecimiento de las partículas.

El proceso real de precipitación nunca ocurre en una sola etapa, durante la cuál se inicia el proceso de precipitación, desde un valor alto de sobresaturación que disminuye gradualmente hasta cero.

Una temperatura alta es frecuentemente útil en la formación de un precipitado bien formado. Sin embargo la solubilidad aumenta, siendo un factor relativamente menor que la velocidad de reacción aumentada, sobre la superficie durante el proceso de crecimiento.

5.6.5 Envejecimiento de Los Precipitados.

La naturaleza física de un precipitado es de importancia extrema en Química Analítica, puesto que influye en la pureza y facilidad de filtración del precipitado. Como se ha dicho, si las partículas son menores a 1μ (micra) de diámetro, no son retenidas por el papel filtro ordinario, por lo que los cristales grandes y bien formados son más deseables, a causa de la facilidad de su filtración.

Una técnica para mejorar la facilidad de filtración de los precipitados consiste en envejecer el precipitado. Un precipitado recién formado puede sufrir cambios o

variaciones al entrar en contacto con el líquido madre, durante el cuál disminuye de la superficie total las partículas primarias resultando en partículas de mayor tamaño. Al proceso de envejecimiento se le llama proceso de “digestión”, A altas temperaturas aumenta la solubilidad y ocurre a una velocidad acelerada, este proceso mejora la digestión. Los cambios o sucesos que suceden en el proceso son:

- 1) Recristalización de las partículas primarias
- 2) Aglutinación de las partículas primarias por re- cristalización en un estado aglomerado
- 3) Crecimiento de las partículas grandes por la disolución de las pequeñas
- 4) Envejecimiento termal de los iones para formar una estructura perfecta
- 5) La transformación de una modificación meta- estable en una forma más estable
- 6) Los cambios químicos inclusivos de los procesos que involucran cambios en la composición.

5.6.6 Contaminación de los Precipitados.

Un precipitado formado en una solución combinando reactivos adecuados, invariablemente es contaminado por otros iones presentes durante el proceso de precipitación. La extensión de tal contaminación debe de mantenerse baja para conseguir resultados aceptables.

La contaminación se puede originar por varios mecanismos. Si se sobrepasa el producto de solubilidad de cualquier compuesto fuera del precipitado deseado en el proceso de precipitación, evidentemente existirá contaminación por la presencia de un sólido extraño. Por ejemplo, en la precipitación del AgCl en presencia del ión Br⁻ sería contaminado por el bromo. Es posible evitar este tipo de precipitaciones simultáneas, conociendo la composición de la solución y los productos de solubilidad de los reactivos presentes y eliminar los iones interferentes por una separación inicial.

La contaminación de los precipitados se puede dividir, dependiendo de los fenómenos que se pueden suceder que son: “Co-precipitación” y “Pos-precipitación”.

En la co-precipitación tanto el precipitado principal como la impureza sedimentan juntos, mientras que en la pos-precipitación el precipitado deseado es inicialmente puro y es contaminado por sedimentación subsecuentemente de la impureza. La co-precipitación se puede dividir en: Adsorción y Oclusión.

5.6.7 Principio del Producto de Solubilidad:

El producto de solubilidad es el equilibrio entre una sal ligeramente soluble, como el cloruro de plata (AgCl) y sus iones en solución, pudiéndose representar por la ecuación.



Aquí AgCl representa la solubilidad y la presencia de las cargas (+, -) en los dos elementos indica que la sal se encuentra ionizada en el estado sólido. Por lo que la Keq es:

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

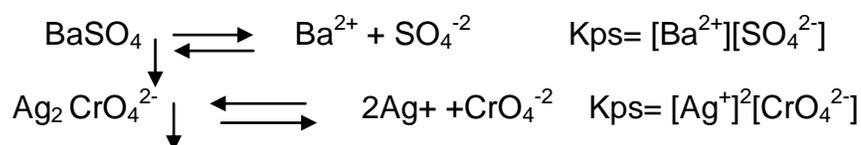
Pero como la actividad de los sólidos es igual a la unidad esta se convierte en

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

Donde Kps se conoce como constante del producto de solubilidad del cloruro de plata.

Por lo tanto podemos estudiar al “Producto de Solubilidad” como sigue: “En una solución situada de cualquier electrolito ligeramente soluble, es el producto de las concentraciones de los iones de los productos elevados a una potencia igual al número de veces que el ión se encuentre presente en la ecuación, la cual representa la solución del electrolito, que es una constante a una temperatura determinada.

El producto de solubilidad se puede escribir en la siguiente forma:



No se debe confundir solubilidad (s) y producto de solubilidad (kps). Pero si es frecuente una simple relación entre ambos. Si se considera una sal ligeramente soluble, disuelta en agua pura, suponiendo que los iones de la sal no reaccionan con el agua. La letra (S) indica el número de moles de sal disueltos

por litro de solución. Suponiendo que la sal contiene igual número de iones positivos y negativos, se dice $[M^+] = [X^-] = S$ de donde

$K_{ps} = S^2$ y su solubilidad será:

$$S = \sqrt{k_{ps}}$$

Para las sales como $AgCl$ o $BaSO_4$ en agua pura. Se trabaja en igual forma.

El principio del producto de solubilidad es válido cuando:

- No se modifica la temperatura, pues K es constante para cada temperatura determinada.
- Para sustancias poco solubles, es decir que sus diluciones tenga, como las de los electrolitos débiles, una concentración iónica baja.
- Cuando no se trate de diluciones en agua pura, es necesario emplear actividades, sin saber si es la válida la sustitución por concentraciones, pues la presencia de otros iones afecta a los de la sal y altera el valor de la actividad.

5.6.8 Factores que Afectan El Equilibrio

Los factores que se pueden considerar específicamente que afectan el equilibrio químico:

- La concentración de componentes en el sistema.
- Catálisis.
- Temperatura.

- El efecto del cambio en la concentración sobre un sistema en equilibrio es predicho rápidamente de la constante de equilibrio mismo.

Catálisis: Sobre el efecto de las velocidades de la reacción química, pero se puede demostrar que una catálisis dada, afecta ya sea en forma directa o inversa.

Temperatura:

Se sabe que cualquier velocidad de reacción es incrementada por el incremento de la temperatura.

¿Cuál es su efecto de incrementarse sobre su equilibrio químico?

El cambio de temperatura tiene un efecto definido sobre un sistema en equilibrio. Esto se interpreta de la siguiente forma en la reacción siguiente:

Endotérmica

Exotérmica



En la cual, la reacción directa es endotérmica, la reversa será exotérmica. Si la temperatura es elevada, la velocidad de ambos es incrementada, pero en este caso la velocidad es más, debido al principio de la Chadelias que dice: los incrementos de la temperatura caerá en el punto de equilibrio, hace cambiar el

sistema para que absorba el calor, sin embargo un descenso en la temperatura provoca un efecto opuesto.

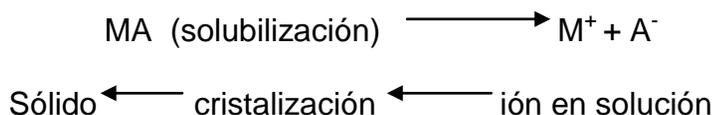
Para concluir, se puede decir, que cualquier sistema, ya sea Homogéneo o Heterogéneo, tiene 2 ó más equilibrios que involucran un sistema o sustancias comunes y se hace necesario realizar estos equilibrios, ya que no son independientes entre sí.

Pero muy frecuentemente, una alta concentración o una constante de equilibrio grande, puede derivar los otros equilibrios.

Relación de Kps con la Temperatura.

En el tema del equilibrio químico se establece que un cambio de temperatura afecta el valor de la K_{eq} y si el Kps es una variante de equilibrio en consecuencia esta varía con la temperatura.

Si se considera una reacción general de disociación de un electrolito fuerte y poco soluble como:



Este sistema estará en equilibrio, si la temperatura permanece constante, pero si esta se elevará, aumentará la velocidad de reacción en ambas direcciones; por lo tanto, la velocidad en cada reacción variará con cada cambio de temperatura por tal razón hay Kps para cada temperatura.

5.6.9 Aplicación del Producto de Solubilidad.

Este principio es una aplicación de la ley de equilibrio Químico ya que posee el criterio para determinar las condiciones para la precipitación o la solución de las sales poco solubles.

Condiciones para formar un Precipitado.

A partir del Kps se puede observar que se hace necesario ciertas condiciones para la formación de precipitados a partir de una sal ligeramente soluble y es que las condiciones de las concentraciones de los iones de la sal en solución será tal que un valor arbitrario de Q exceda el valor del Kps de la sal.

$$Q = [^+][^-] > K_{ps}$$

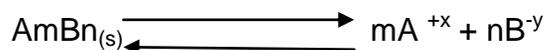
[+] = Concentración M de los iones positivos (cationes).

[-] = Concentración M de los iones negativos (aniones).

Q = A es ta propiedad se le llama Producto Iónico Q.

Condiciones para la Disolución de un Precipitado.

Si el electrolito es ligeramente soluble, por ejemplo Am Bn está en equilibrio en sus iones (solución saturada del compuesto Am Bn), entonces:



De donde

$$K_{ps} = [\text{A}^{+x}]^m [\text{B}^{-y}]^n$$

Si el electrolito es ligeramente soluble y tiende a disolverse, Q puede ser menor que K_{ps} . Esta situación puede complicarse por la reducción de la $[A^{+x}]$ o de $[B^{-y}]$ o de ambas. En el caso de establecerse en el equilibrio el sólido $AmBn$ se disolverá. Sin embargo, si una fuerza continua puede ser aplicada al sistema, tanto que Q o sea igual al K_{ps} , por lo que el sólido $AmBn$ se continuará disolviendo hasta que todo el sólido se disuelva. De esta forma, la condición necesaria para que la disolución de todo el precipitado se disuelva, es que algo pase a la disolución; que dará el producto de $[A^{+x}]^m [B^{-y}]^n$ sea menor que K_{ps} para $AmBn$.

Todo esto se puede resumir de la siguiente forma:



- a) En el equilibrio $K_{ps} = Q$
- b) Rx Izquierda- derecha $K_{ps} > Q$ se disocia el soluto.
- c) Rx Derecha- Izquierda $K_{ps} < Q$ se forma el precipitado.

pero si se divide K_{ps}/Q se obtiene:

$K_{ps}/Q = 1$ Está en equilibrio

$K_{ps}/Q > 1$ Izquierda- Derecha se disuelve

$K_{ps}/Q < 1$ Derecha – Izquierda se forma precipitado.

De esta forma, se tiene $Q = K_{ps}$ ambas son idénticas y están en equilibrio.

Si ambos sistemas no están en equilibrio puede suceder que $K_{ps} < Q$ y la reacción es de derecha a izquierda o el reverso de cómo está escrita. Si es $K_{ps} > Q$ ocurrirá como está escrita.

5.6.10 Efecto de Ión Común en la Solubilidad.

El efecto del ión común sobre un precipitado (sólido) el cual está en equilibrio con sus iones disueltos, es muy parecido a lo que se trata en los equilibrios homogéneos de los electrolitos débiles. Se debe aceptar que una solución que contiene un soluto de electrolito fuerte poco soluble, la solución será saturada y los iones de la sal que están en equilibrio entre lo disuelto y lo no disuelto. Por lo tanto, al incrementar la adición extra de una solución o sustancia sólida soluble que contenga un ión idéntico hará que disminuya la concentración del otro para satisfacer en una disminución de la sal que estaba disuelta, es acción que con la ayuda del ión común tiende a disminuir aún más la cantidad de sal que estaba disuelta. Esto se observa prácticamente en una solución de AgCl , a medida que se agrega más Ag^+ la $[\text{Cl}^-]$ disminuye, esto es necesario o se puede realizar si el K_{ps} se mantiene constante en base a la ecuación del equilibrio del AgCl y se obtiene que la concentración de Cl^- es inversamente proporcional a la de la concentración de la plata.

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

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

El aumento del AgCl que se disuelve por litro en una solución de AgNO₃ es medido por la concentración del cloruro. Esto demuestra que la solubilidad del AgCl en AgNO₃ varía en forma inversa, con la concentración total del ión común. Este mismo efecto es observado en otras sales. Con el Ag₂CrO₄ por ejemplo, la solubilidad en solución de AgNO₃ es igual a la del ión cromato, CrO₄²⁻ esta varía en forma inversa de la siguiente forma:



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ag}^+]^2}$$

$$[\text{Ag}^+]^2$$

La influencia del efecto de ión común se puede representar pero la variación de la solubilidad en función del exceso de uno de los iones.

El efecto de influencia sobre la solubilidad más generalizado es el "efecto salino" producido por la presencia de sales extrañas, y que se debe a la disminución de actividad que impone la fuerza iónica

Precipitación Completa.

La explicación de cómo ocurre la precipitación, se puede decir que está gobernada por los efectos del equilibrio en presencia del ión común, en presencia de iones extraños o por efecto de condiciones que afectan el producto de solubilidad.

En adición a esto, está para que ocurra una precipitación completa, se necesitan de 5 a 10 minutos y todo depende del tiempo requerido para la nucleación y crecimiento de cristales. Para algunas sustancias moderadamente insolubles, la nucleación puede ser lenta, que en una solución super-saturada y puede durar o persistir por algún tiempo. Por ejemplo se tiene en cada grupo, elementos que tardan en precipitar, por su alto valor de K_{ps}

Grupo I: $PbCl_2$

Grupo V: Acetato de Mg y Na y uramilo en la identificación de Mg

Grupo V: Fosfato de Mg y NH_4^+

Grupo IV: $SrSO_4$

En el reactivo para el sodio, se tarda aproximadamente 10 minutos para dar el precipitado amarillo-verdoso.

Estos son compuestos típicos que tienden a sobresaturarse. Este efecto se puede minimizar por agitación vigorosa y raspar en las paredes del tubo con un agitador, a esto se le llama “nucleación”

Coprecipitación.

Al formarse un precipitado se acercan con el precipitado impurezas que hay en la solución. Hay formas en las cuales una sustancia normalmente soluble puede

ser incorporada en el cristal. A este proceso se le llama “coprecipitación” y es de tres clases:

- 1) Oclusión o Inclusión, ocurre cuando una impureza que es absorbida sobre la capa de un cristal. Esta es cubierta rápidamente por otra capa de cristal. Pero si es una parte de la solución, es incorporada en forma similar, se le llama inclusión.
- 2) Adsorción: ocurre cuando iones o moléculas se adhieren a la superficie del precipitado con fuerzas de Van der Waals. No es fácil distinguir entre dos tipos de estado, se establece un equilibrio entre el material adsorbido y el que se mantiene en solución.

Soluciones sólidas de bromo en AgCl. También cuando el BaSO₄ es precipitable en presencia de iones de Ba. Los precipitados tienen una gran tendencia a adsorber una misma clase de iones de los cuales ellos mismos están constituidos. Así el AgCl precipitado de una solución que contiene un exceso de Cl⁻ los cuales absorbe al precipitarse.

5.6.11 El Uso del H₂S como Agente Precipitante.

Sin embargo en años recientes el H₂S ha sido reemplazado por compuestos orgánicos los cuales forman H₂S en soluciones acuosas bajo ciertas condiciones. El reemplazo del H₂S como reactivo Químico Analítico hay dos razones principales: a) El H₂S tiene un valor muy perjudicial. b)

Extremadamente venenoso o afecta los sentidos del olfato de las personas, tal es el caso o que una prolongada exposición afecta la salud. El compuesto orgánico que se utiliza es la Thioacetamida.

Posteriormente a baja velocidad, la TAA se hidroliza para lo cual hay que ajustar el pH y la producción de H_2S se hace colocando el recipiente donde ocurre la reacción en baño de agua caliente para apresurar la reacción y se forma el sulfuro metálico.

Los cationes del grupo II tienen K_{ps} bastante bajo y pueden ser separados del subgrupo II A del II B al agregar una base.

$\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{HS}^-$ que luego pasa a aumentar la concentración de S^{2-} debido a que el K_{ps} es bastante mayor.

Se considera una solución la cual es 0,001 M en iones Cu^{2+} y Mn^{2+} y una concentración de iones H^+ = 0,3 M. La solución de H_2S está saturada 0,1M. Se pregunta cual de los cationes forman precipitado.

Si H_2S tiene $K_1 = 1,3 \times 10^{-7}$

$$K_2 = 1 \times 10^{-13}$$

$$K_{\text{total}} = 1,3 \times 10^{-2}$$

5.6.12 La Precipitación de Sulfuros en los Grupos II y III

Si se tiene una mezcla de cationes del grupo II y III y se obtiene una solución precipitante de H_2S para los cationes de los grupos II y III y si se analiza el producto iónico Q de las concentraciones del ión metálico y el ión sulfuro en

solución. Se observa que los cationes del grupo II tienen un pequeño producto de solubilidad que la concentración de H^+ es más o menos 0,3 M, en la precipitación del grupo II. La solución saturada con H_2S es lo suficientemente grande para hacer que su K_{ps} exceda cualquier concentración apreciable del ión metálico que esta presente.

El K_{ps} de los sulfuros del grupo III de cationes es bastante grande. Sin embargo, el K_{ps} no debe de exceder el valor de 0,3M de H^+ en la solución saturada con el H_2S . Este precipitado de sulfuros precipita solamente cuando el ión sulfuro se incrementa y la concentración del ión H^+ se disminuye al agregar NH_3 o una base fuerte.

La forma usual en la cual el sulfuro metálico es precipitado, con TAA y ajustando el pH de una solución que contiene el ión metálico y agregando la cantidad adecuada de TAA y luego calentando la mezcla en agua a ebullición por unos pocos minutos.

Hay diversos mecanismos por los cuales el sulfuro metálico puede ser formado. Algunas veces el ión metálico reacciona con S^{2-} , iones HS^- o moléculas de H_2S en la solución como una consecuencia de la hidrólisis de la TAA, en otras palabras el ión metálico reacciona directamente con la TAA, formando complejos los que después se descomponen en sulfuro metálico y otros productos. Se producen complejos, que luego se descomponen formando sulfuros metálicos por ejemplo cobre, plata, mercurio. El caso del Cu II cuando

es tratado inicialmente con TAA se presenta como un precipitado blanco, el cual se convierte en sulfuro negro al continuar su calentamiento.

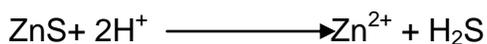
5.6.13 Disolución de Sulfuros Metálicos

Los sulfuros pueden ser disueltos si la concentración del ión metálico y la del ión sulfuro (S) son relacionados de tal forma que el producto Q sea menor que el Kps. Los métodos usados son: $Q < K_{ps}$

- a) Formación de iones complejos
- b) Formación de H₂S sin disociar y disociado (HS⁻)(S²⁻)
- c) Oxidación del ión sulfuro

Los iones del grupo II, se pueden separar en dos sub- grupos: sub- grupo del cobre y sub- grupo del As. Los sulfuros del As⁻ Sb⁻ Sn se disuelven en una solución de aniones básicos como el OH⁻, S²⁻ o polisulfuros para formar iones complejos.

La formación de sólido sin disociar y el H₂S volátil. Muchos sulfuros se disuelven en soluciones ácidas como por ejemplo:

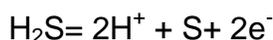


de esta reacción el S²⁻ reacciona con el H⁺ para dar una ácido débil. Si es suficiente la cantidad de H⁺ agregado a la suspensión de ZnS, esto reduce la concentración del ión S²⁻ para que el producto iónico Q se reduzca y sea menor

que el Kps del ZnS y se disuelva el sólido. Esta es una de las razones por las cuales los sulfuros del grupo III se disuelvan en soluciones de HCl.

La oxidación del ión S^{2-} . Algunos sulfuros no se disuelven en soluciones de HCl debido a que el de Q no puede ser tan pequeño como los valores del Kps.

En este caso, es necesario reducir la concentración del S^{2-} por oxidación. La media reacción que ocurre es:



Bajo estas condiciones se puede producir el ión sulfato o el sulfato ácido.

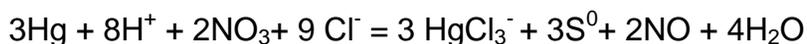


Un ejemplo de esto es la oxidación del sulfuro en la reacción del sulfuro de cobre con HNO_3 .



Muchos Sulfuros se Disuelven en HNO_3 .

Un ejemplo de estas reacciones a la disolución del Hg II, como, HgS no se disuelve en HNO_3 , sino por la acción oxidante del HNO_3 . Así el agua regia (que es una mezcla de 3 a 1 de HCl con HNO_3 ambos concentrados) es usada. Esta solución no solo decrece la concentración del ión Hg^{2+} por la formación del ión complejo $HgCl_3^-$, esta situación se representa por la reacción siguiente:



La acción combinada del ión Cl^- remueve los iones de la solución para formar el complejo $HgCl_3^-$ y el HNO_3 removiendo los iones S^{2-} por oxidación a S elemental

resultando que el valor Q para el HgS (II) es menor que el K_{ps} para el HgS y consecuentemente el HgS se disuelve.

5.6.14 Equilibrio Simultáneo que Involucran dos Ácidos Débiles:

Si dos ácidos están presentes en la misma solución, su equilibrio no puede ser independiente ya que ello involucra un ión hidrogeno común.

Consecuentemente, en principio, ellos pueden ser tratados como equilibrio simultáneo. En la práctica, sin embargo si los ácidos están presentes en igual concentración, la ionización del fuerte predominará a menos que las constantes (K_a) de ionización de ambas sean muy cercanas.

Por ejemplo, la ionización del HF es el 6%, pero la ionización del NH_3 es despreciable al 2%. Consecuentemente a menudo, en estas parejas de ácidos la ionización del fuerte predomina consecuentemente, solamente si la constante o pK_a son tratados ambos, y es necesario el equilibrio de ionización para ser tratados simultáneamente.

5.7 UNIDAD V: EQUILIBRIOS EN SISTEMAS COMPLEJOS

Objetivo General: Estudiar y comprender como se desarrolla la formación de complejos en el Análisis Químico.

Objetivos Específicos:

- a) Estudiar la formación de los iones complejos más importantes en el Análisis Químico.
- b) Conocer los iones más comunes del Análisis Químico.
- c) Comprender la importancia de los complejos en la Química Analítica.

5.7.1 Formación de Iones Complejos.

Se puede definir un ión complejo como un ión formado de forma reversible por la unión de iones, con moléculas o con otros iones, con la restricción de que dicha unión no tenga lugar ningún fenómeno Redox.

Una fórmula más aceptable sería $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, la carga total de la esfera de coordinación es la suma de cargas de los componentes.

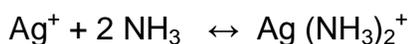
Las cargas de los complejos de cobalto en los ejemplos anteriores son las mismas de las cargas de los iones: Co^{+3} , $\text{NO}_2^- = -1$, $\text{Cl} = -1$, $\text{NH}_3 = 0$, $\text{H}_2\text{O} = 0$

Todos los métodos de comprobación de los iones complejos están basados en la evidencia química, conductividad y más propiedades coligativas. Como ejemplo consideramos el compuesto amarillo naranja que puede ser obtenido

de una solución amarilla del cloruro de Cobalto II, después de ser expuesto al oxígeno del aire.

Complejos Lábiles e Inertes.

Muchos de los complejos encontrados en el análisis cualitativo son formados rápidamente y fácilmente disociados. La adicción de amoniaco a una solución de plata convertirá la plata hidratada en un complejo amoniacal, en un tiempo no mayor que el que se toma en mezclar ambas soluciones, luego si a la solución se le agrega una solución acida, el complejo se descompone para salvar a los iones de plata, dándose el equilibrio:



Lo hace en forma tan rápida que afecta las condiciones del equilibrio afectando la disociación del complejo. Se puede predecir rápidamente por ejemplo un exceso de amoniaco reduce la concentración de iones libres de plata así como la concentración del complejo.

Prácticamente todos los complejos de Al - Mn II - Co II – Ni – Zn - Ag y muchos otros metales llegan rápidamente al equilibrio con sus productos de disociación. A estos complejos se les llama “Lábiles”. Otros complejos los de Co III y Cr III descompone muy lentamente y nunca llegan al equilibrio con sus componentes. A estos se les llama complejo “inerte”. Esto hace posible el estudio de los (componentes) compuesto de coordinación, por ejemplo el $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{+3}$ en una

solución de HCl puede pasar en forma indefinida sin descomponerse. El complejo es potencialmente inestable, pero persiste indefinidamente ya que la velocidad sin descomponerse es baja.

Muchos de los complejos inertes son difíciles de preparar y esto es importante en el análisis cualitativo, de esta forma el $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{+3}$ es inerte y difícil de descomponer la adición de NH_3 a una solución de CrCl_3 (III) es diferente a un grupo de condiciones usadas en el análisis cualitativo. Otro ejemplo es el $\text{Fe}(\text{CN})_6^{+3}$ hexaciano ferrato de Fe(III) o ferricianuro y está formado con la oxidación del Fe II a Fe III y la reacción del Fe III con el ión CN^- es también lenta.

Entre las reacciones químicas y que sirven para hacer determinaciones analíticas son aquellas que implican la formación de complejos.

Entre estas, esta la formación del ion complejo bastante estable como es el cianuro de plata: $\text{Ag}^+ + 2\text{CN}^- = \text{Ag}(\text{CN})_2^-$

Al ión metálico del complejo y que es un ácido de Lewis se le llama "Átomo central" y a los grupos unidos al átomo central se les llama "Ligandos" y al número de enlaces que puede formar el átomo metálico central, se le llama "Número de coordinación" del metal. En el ejemplo anterior se tiene así:

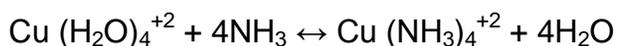
Ag^+ = Átomo central.

CN^- = Ligandos.

2 = Número de Coordinación.

Si al átomo central le llamamos Acido de Lewis ya que es capaz de recibir pares electrónicos, y a los Ligandos bases de Lewis depositan los pares electrónicos, la formación de los complejos en una reacción acido-base de Lewis. También es posible que la reacción no sea de este tipo, la reacción podría ser Redox y entra en otro campo.

Cuando el complejo sufre reacciones de sustitución con mucha rapidez se dice que el complejo es Lábil, un ejemplo es:



Esta reacción sucede con rapidez y con bastante facilidad, logrando una gran estabilidad, tomando un color azul más intenso, pero si luego se le agrega ácido fuerte que neutralice el amoniac, hace que el equilibrio regrese con rapidez a su punto de partida.

Si el complejo no hace con rapidez su sustitución, sino queda así lentamente, se le llama No Lábil o Inerte.

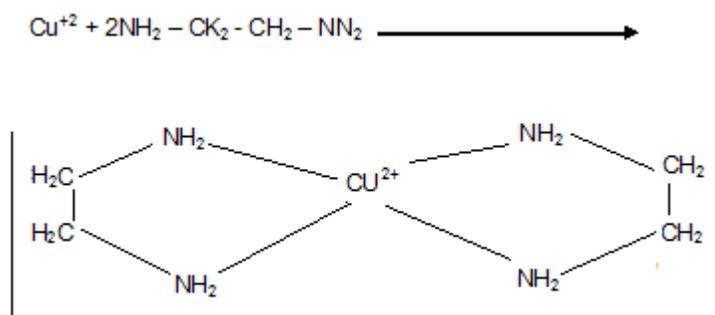
Los complejos formados por el cobalto y el cromo en el estado (+3) son inertes, pero la mayoría de los de transición son Lábiles.

Las moléculas y los iones que actúan como Ligandos por lo general poseen algún elemento electronegativo como Nitrógeno – Oxígeno – Halógeno.

Los ligandos que poseen un solo par electrónico sin compartir, el caso del: NH_3 se les llama “Unidentados” lo que tienen dos grupos capaces de formar dos enlaces con el átomo central se les llama “Bidentados”

El ejemplo: etilendiamino, posee los átomos de Nitrógeno N, que tienen un par de electrones sin compartir.

Ejemplo:



Creando anillo heterocíclicos que se forman con la interacción de un ion metálico, con dos o más grupos funcionales del mismo ligando, se les llama “Quelato”, la molécula orgánica es el agente “Quelante” y a los complejos de los llama compuestos “Quelatos” o “Quelato”.

En este tipo de reacciones químicas que se producen, están en una relación 1-1 en las que se forman complejos solubles. Estas se pueden representar de la siguiente forma:



M = catión metálico central.

L = ligando.

ML = complejo formado.

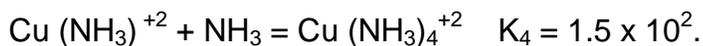
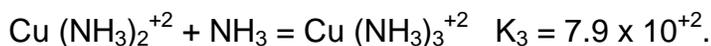
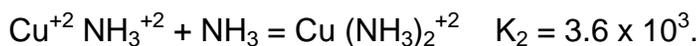
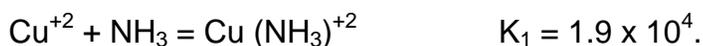
En el caso que la reacción sea de formación se menciona que es de “estabilidad” y en el caso contrario, que es la destrucción del complejo formado, será: $ML = M + L$

O sea inestabilidad y sus expresiones de equilibrio son:

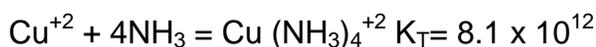
Estabilidad	Inestabilidad
$K_{est} = \frac{ ML }{ M L }$	$K_{inest} = \frac{ M L }{ ML }$
$K_{est} = \frac{1}{K_{inest}}$	$K_{inest} = \frac{1}{K_{estab}}$

En forma cualitativa, se puede decir que la reacción es completa si su $K_{est}=10^8$, es decir que su análisis es factible.

Durante los procesos de análisis se verifican en varios pasos, en el caso de la formación del complejo $Cu(NH_3)_4^{+2}$ se realiza en cuatro pasos:



Si se considera la ecuación general, global o total.



$$K = \frac{|Cu(NH_3)_4^{+2}|}{|Cu^{+2}| |NH_3|^4} = 8.1 \times 10^{12} = K_1 K_2 K_3 K_4.$$

$$|Cu^{+2}| |NH_3|^4$$

La K_T es bastante grande y es factible un análisis. En el caso de un análisis de NH_3 con ácido fuerte donde $K = 1.8 \times 10^9$.

$\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, en este caso $K = 1.8 \times 10^9$.

Efectos de Complejos

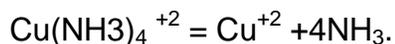
Los efectos de complejos en las soluciones que contienen un ion metálico pueden estar presentes otras sustancias que no son “Quelatos” y que podrían formar complejo con el metal y de esta forma compite con la reacción.

En realidad esta formación de complejos algunas veces se utilizan deliberadamente para evitar interferencias y en este caso le llamamos “efectos enmascarantes” la acción de las sustancias que forma el complejo.

5.7.2 Formación de Iones Complejos en el Análisis Cualitativo

Los compuestos de coordinación son ocasionalmente añadidos como reactivo, en el caso del $\text{Na}_3 \text{Co}(\text{NO}_2)_6$ para el ensayo del potasio se agrega el NaHO_2 da color amarillo. Más frecuentemente son complejos formados en las soluciones bajo ensayo y estas reacciones son usadas para separar iones o para identificarlos. Las separaciones usualmente están basadas en la baja disociación de los iones complejos. Para el Cobre II y el Bi III pueden ser separados por adición de un exceso de amoniaco.

La concentración del Cu^{+2} es dada por el equilibrio:



En presencia de un exceso de amoníaco bajo que permite la precipitación del Cu^{+2} en forma de Hidróxido $\text{Cu}(\text{OH})_2$ junto con el Hidróxido de Bismuto $\text{Bi}(\text{OH})_3$.

Si la transformación de complejos estabiliza al estado de oxidación la separación puede ser afectiva. Se tiene la separación del cobre del cadmio por cianuro (CN^-), sulfato (S^{-2}) es un ejemplo. Los cianuros de Cobre III, no es como muchos compuestos de Cobre en este estado de oxidación es mucho más estable que el cobre II y el Cd II. La adición del sulfuro S^{-2} a una solución que contiene Cobre y Cadmio y un ligero exceso de CN^- da un precipitado de CdS.

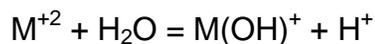
No todas las separaciones en forma de complejos son deseables. Por ejemplo el tartrato esta presente en una solución que va a ser analizada para el grupo III, el Al puede precipitar porque forma un complejo estable con el tartrato, por lo que es mejor remover los aniones formadores de complejos antes de analizar los cationes. Las separaciones están basadas en las propiedades de los complejos y otros tienen baja disociación. Ciertos complejos son solubles los solventes orgánicos y las separaciones pueden ser acompañadas por extracción de los complejos de una solución acuosa.

Grandes cantidades de Fe III puede ser removida, como un complejo de cloruro por extracción con éter a partir de una solución altamente concentrada con HCl, de una sal de hierro. También la solubilidad del complejo tetracianato de cobalto

El es una mezcla de éter – alcohol amílico para separar e identificar el metal. La formación de complejos aclarados, es un método para identificar iones por ejemplo $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{+2}$ (azul); $\text{Co}(\text{SCN})^{-2}$ (rosado) y el $\text{Fe}(\text{SCN})^{+2}$ es rojo. Los complejos también sirven para enmascarar por ejemplo en el ensayo para el cobalto donde por conversión del ion Fe III que es estable el complejo coloreado del FeF_6^{+3} .

5.7.3 Efecto de la Hidrólisis

La Hidrolisis de iones metálicos pueden competir con el proceso de análisis la elevación de PH hace que este efecto sea peor al desplazarse hacia la derecha el equilibrio de la reacción



Una hidrólisis extensa puede llevar a la precipitación de hidróxidos que reaccionan lentamente con el ácido etilendiaminotetraacético (EDTA), a unas consideraciones que favorezcan la formación del quelato metálico con frecuencia no están al alcance, las constantes de hidrólisis adecuados y por ello no se pueden calcular estos efectos con exactitud ya que variando los valores de PH en las identificación de diversos iones metálicos con el EDTA: las constantes de hidrólisis se utilizan para predecir si las precipitación puede ocurrir aunque sea necesario las constantes son inexactas para los hidróxidos metálicos, este tipo de precipitación, se utilizan para enmascaramiento con el fin de evitar interferencias en particular.

Todos los complejos han sido considerados que conteniendo ligandos, cada uno ocupa solamente una posición en su coordinación, tanto que el número de ligandos y el número de coordinación son los mismos. Otro ejemplo es el glicinato de cobre II $\text{Cu}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CO}_2)_2$, el ion trietilendiamino cobalto III es $\text{Co}(\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2)_3^{+3}$, también trioxalato ferrato III, $\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{-3}$ donde el número de ligando es la mitad de su número de coordinación si se supone que más de un átomo de la molécula ligando, esta puede ser atacada por el ion metálico central.

Estos quelatos descritos incluyen una molécula neutra conocen anión y un catión.

Es la molécula del diglicinato de cobre se le llama: "Inner" (interno), que es una sal compleja donde hay la formación de un anillo.

Los ligando del complejo con el ión metálico sirve para la preparación de las cargas. Estos quelatos se caracterizan por:

- Extrema estabilidad, donde este solo es descompuesto son H_2SO_4 concentrado y la solución acuosa es no conductora de la electricidad.
- Solubilidad en solvente orgánico e insoluble en el agua-

Los ligandos que tanto son frecuentemente atacados ellos mismos a través del metal con átomos de N,O,S. usualmente el anillo del quelato contiene de 5 a 6 átomos, por ejemplo el glicinato de Cu II tiene un cobre – un oxígeno – Un nitrógeno – dos de carbono, siendo 5 en total: $\text{Cu}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CO}_2)$.

Los quelatos tienen una importancia en los procesos de la vida, así por ejemplo la Hemoglobina, ya la clorofila, ambos son quelatos. El agente quelante en ambos es un anillo estructural que contiene átomos de N que coordina a un ion de Fe en el primero y cono ión de Mg en el segundo.

Los enlaces de los iones metálicos con la proteína utilizan el N, O y S en las moléculas de estos complejos, de tal forma que estos quelatos están involucradas en una acción enzimática.

El anión del EDTA está relacionado particularmente a quelatos estables con Ca y Fe. Estos están usualmente en aguas blandas y en el secuestro de unas indeseable en el agua. El EDTA tiene la posición de coordinación, quelando completamente al calcio que queda atrapado dentro del quelato.

En la quelación también está involucrada la formación de la lacas coloreadas las cuales son combinaciones de óxidos metálicos o hidróxido colorantes, las cuales son usadas para fijar (fijador) los tintes en el análisis químico para distinguir entre un hidróxido gelatinoso como el $\text{Al}(\text{OH})_3$ ó $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y la silica anhidra si $\text{O}_2 \times \text{H}_2\text{O}$ los cuales no forman quelatos. En química analítica, los quelatos son usados para separaciones y reacciones de identificación. Los quelatos rodeados de la ditizona y (difenilthiocarbazona) con Zn y otros metales así también la dimetilglioxima (DMG) con el Ni es utilizada e el análisis de este catión.

La dimetilglioxima DMG es un reactivo específico, solo para las sales del níquel precipitado en solución amoniacal.

La insolubilidad de este complejo puede ser la unión Ni – Ni. La ditizona no es específica pero es conveniente para un grupo de iones. Los quelatos pueden ser extraídos un solvente orgánico para efectuar separaciones, para incrementar la selectividad de la ditizona se puede controlar al PH y por separación enmascaramiento de iones interferentes.

Los colores de los Iones Complejos

De los colores visibles de los iones resulta de la absorción de la energía lumínica de los electrones una que constituyen los iones, la energía es llevada por la luz y esta varía dependiendo de su frecuencia

Esto es fundamental de la teoría cuántica que los electrones en un átomo o molécula son limitadas a ciertos valores de energía. De esta forma un electrón puede tener valores y cambiar su energía en el limitado número de trayectorias. Puede saltar a un nivel de mayor energía por absorción de energía de la luz, teniendo cada color una frecuencia correcta de longitud de onda

Los iones con una estructura estable por ejemplo: Ca^{+2} , Zn^{+2} Pb^{+2} son decolorados. Ellos solo pueden absorber luz ultravioleta (U.V.) la cual eleva más energía que la luz visible por frecuencia. Los complejos de estos cationes por lo general son decolorados pero los óxidos, yoduros y sulfuros sólidos de los demás cationes pueden ser coloreado (enlace más o menos covalente), la

mayoría de iones decolorados en solución, estos son la serie de transición, orbital “d” algunos de estos no son observados debido a la inestabilidad de la reacción

Tabla de Colores de la primera serie de transición:

Color	Iones y números electrones en 3d
Blanco	$\text{Ca}^{+2}(0)$, $\text{Cu}^{+2}(10)$ y $\text{Zn}^{+2}(10)$
R rojo	$\text{Co}^{+2}(7)$ y $\text{Mn}^{+2}(5)$
Verde	$\text{Fe}^{+2}(6)$ y $\text{Ni}^{+2}(8)$
Purpura	$\text{Ti}^{+3}(1)$
Violeta	$\text{Cr}^{+3}(3)$, $\text{Mn}^{+3}(4)$ y $\text{Fe}^{+3}(5)$
Azul	$\text{Cr}^{+2}(4)$, $\text{Co}^{+3}(6)$ y $\text{Cu}^{+2}(9)$

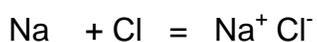
Todos en la escala de colores de blanco o negro, los colores están asociados a la longitud de onda de la luz

Antes de estudiar la formación de los iones complejos y sus aplicaciones en química analítica es necesario repasar como se forman las diferentes clases de enlaces químicos

Se debe de tomar en cuenta, la comprensión de la Tabla Periódica y la posición de los átomos metálicos que tienen pocos electrones en sus capas mas externas ya que tiende a perderlo cediendo otros a otros átomos, adquiriendo la configuración del gas noble más cercano. De igual forma los átomos de

elementos no metálicos tienden a ganar electrones procedentes de otros átomos adquiriendo la configuración electrónica del gas noble posterior, más cercano

Por ejemplo la reacción del NaCl, donde el Na transfiere un electrón al átomo de cloro formando un ion de Na^+ y Cl^- .



Este tipo de enlace químico se origina por el traspaso de un electrón de un átomo a otro, recibiendo el nombre de enlace iónico.

Otros átomos pueden completar su octete de electrones comportamiento (e^-) entre algunos átomos y otros lo llaman entre átomos iguales formando moléculas diatómicas por ejemplo:



En un enlace químico por compartición de electrones entre átomos de forma que cada uno de estos contribuye con un e^- al par compartido y se le conoce como enlace covalente no polar.

Un enlace químico formado por la compartición de un par de e^- procedente de un integrante de un átomo se le llama contraste coordinado ó semi polar.

5.7.4 Reacción Entre Dos Pares Donador-Aceptor. Dismutación

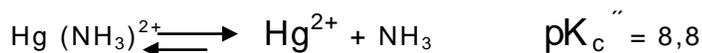
Aunque normalmente se omite esta consideración, como se sabe, los iones en disolución acuosa se encuentran hidratados, por lo que la formación de

complejos a partir de un aceptor y un ligando puede considerarse como una reacción entre dos pares Donador/ Aceptor:

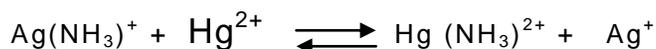


Se formará el nuevo complejo, siempre que sea más estable que el hidratado que ya existía.

De igual manera los valores de pK_c de dos sistemas complejos del mismo ligando permiten hacer previsiones sobre el sentido en que se verificará la reacción entre el donador de un sistema y el aceptor del otro:



Siendo más estable el sistema que el de $\text{Hg}(\text{NH}_3)^{2+} / \text{Hg}^{2+}$ que el de $\text{Ag}(\text{NH}_3)^+ / \text{Ag}^+$, la reacción:



tendrá lugar, en el sentido de izquierda a derecha, como se puede deducir al calcular la constante de equilibrio:

$$K = \frac{|\text{Hg}(\text{NH}_3)^{2+}| |\text{Ag}^+|}{|\text{Ag}(\text{NH}_3)^+| |\text{Hg}^{2+}|}$$

Un caso particular de reacción entre dos sistemas es la dismutación.

En efecto la existencia de complejos anfóteros puede dar lugar a equilibrios de dismutación, más o menos desplazados en uno u otro sentido, según el valor de las Correspondientes constantes parciales.

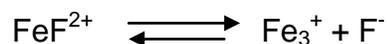
5.7.5 Enmascaramiento De Iones:

El enmascaramiento de iones es una de las aplicaciones analíticas más interesantes de los complejos.

Cuando un ión presente en una disolución forma un complejo con un determinado ligando de suficiente estabilidad, hasta el punto de que no llegue a dar sus reacciones analíticas características, se dice que el ión está enmascarado, o simplemente complejoado.

Se llama grado de enmascaramiento al tanto por uno de ión enmascarado. Aunque el grado de enmascaramiento es función del grado de estabilidad del ión formado, en la práctica interviene también la sensibilidad de la reacción que se emplea para identificar el ión enmascarado. El ión Fe(III), por ejemplo, queda enmascarado en presencia del ácido tartárico frente al hidróxido amónico que no lo precipita pero no así frente al sulfuro amónico. La razón está en que el K_s del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es superior K_s del S_3Fe_2 , por lo cual con la concentración de ión Fe(III) sin enmascarar no se alcanza el K_s del primero pero si el del segundo.

La concentración de ión enmascarado puede modificarse por variación de la del ión enmascarante. Sea, por ejemplo, el ión Fe(III) que se quiere enmascarar agregando ión F⁻. Se alcanza el equilibrio siguiente:



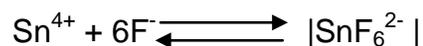
$$K_c = \frac{|\text{Fe}_3^+| |\text{F}^-|}{|\text{FeF}^{+2}|} \quad \text{y} \quad |\text{Fe}_3^+| = pK_c + \log \frac{|\text{F}^-|}{|\text{FeF}^{+2}|}$$

Al aumentar [F⁻] disminuye |Fe³⁺|. Es decir, si pK_c es grande, la concentración de Fe(III) será pequeña siempre que la de |F⁻| sea suficiente para satisfacer la estequiometría del equilibrio de formación-disociación del -complejo. Pero si pK_c es pequeña, Fe³⁺ puede ser, no obstante, muy grande con sólo aumentar la concentración de |F⁻|.

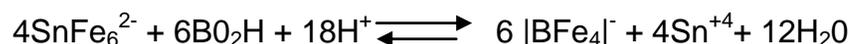
El EDTA es un agente enmascarante muy notable si se encuentra en concentración adecuada ya que forma complejos quelatos de gran estabilidad. Así en presencia de EDTA.

- a) Con NH₃ sólo precipitan Sb(IV), Sn(IV), Ti(IV), Be(II), algo de Cr(III) y uranio como uranato. Los restantes cationes no precipitan.
- b) Con S(NH₄)₂ sólo precipitan Ag(I), H(I), Hg(II), Hg(I), y Pb(II); el resto de los sulfuros no precipitan.
- c) En disolución acética, el cromato potásico sólo precipita al Ba(II) y Hg(I), pero no lo hacen los restantes cationes, como Ag(I), Pb(II), etc.

El desenmascaramiento de iones es la operación inversa. Consiste en destruir un ión complejo por adición de un reactivo que forme con el ión enmascarante un complejo más estable. Ejemplo: El ion Sn(IV) queda enmascarado al SH_2 por adición de F^- :

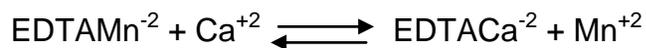


lo que sirve para separarlo del Sb(III), cuando se precipita como sulfuro. Una vez separado el Sb(III), para precipitar el Sn(IV) se desenmascara adicionando ácido bórico.



con lo que al liberarse el ión Sn(IV) ya se le puede precipitar con SH_2 , separado del Sb(III).

El EDTA enmascara a los iones Fe (II), Ni (II), Co (II) y Mn(II) frente al $\text{S}(\text{NH}_4)_2$; pero cuando se añade suficiente ión Ca (II) se forma el complejo EDTACa^{2-} quedando libres el Ni(II), Co (II), Mn(II), que en esas condiciones ya precipitan con el $\text{S}(\text{NH}_4)_2$. La reacción de desenmascaramiento será:



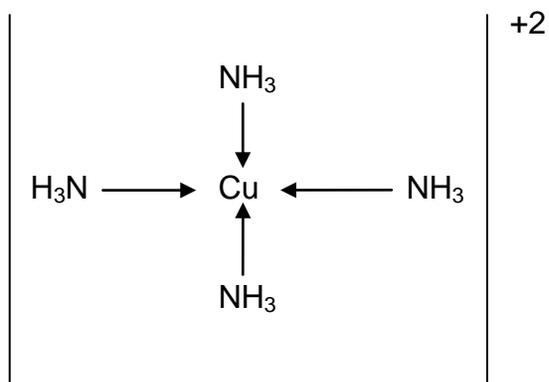
Enlaces compuestos de coordinación

Los enlaces entre el catión central y los ligantes se les llama "Enlace Coordinado".

El número de tales enlaces (unidos directamente al catión) se le llama número de Coordinación del catión. Por ejemplo el Cu tiene número de coordinación 4 ya que el catión es divalente, si el catión fuese monovalente sería 2, el número

de coordinación y el trivalente su número de coordinación es 6. Esto confirma que el número de coordinación es mayor que el número de oxidación.

Si se tiene el Cu^{+2} podría ser :



En los componentes complejos están los mismos tipos de enlace que hay en los componentes simples esto es, entre el átomo central y los ligandos pueden haber:

Enlace iónico.

Enlace covalente.

Enlace intermedio, estos son enlaces equivalentes con algo de iónico.

Para estudiar la naturaleza de los enlaces coordinados respecto de las propiedades y las estructuras de complejos, existen varias teorías entre las que están:

Teoría Enlace Valencia.

Teoría Campo Cristalino o electrostático.

Teoría Orbitales Moleculares.

Estas teorías son solo aproximadas y no tienen validez y sirven para cada una explicación bastante satisfactoria de algunos de las propiedades de los complejos.

Muchos de los complejos formados por los elementos de transición contiene electrones desapareados y otros por el contrario, los tienen todos agrupados y estos no respetan la regla de Hund.

Los componentes que tienen electrones desapareados pueden ser atraídos por un imán y se le llaman “paramagnéticos”, mientras que los que tienen todos sus electrones apareados se les llama “Desmagnetizados” o Diamagnéticos.

Los valores de la atracción dependen del número de electrones desapareados y el paramagnetismo es fácil de medir mediante la acción que pueda ejercer un campo magnético sobre una pequeña cantidad de sustancia.

Estabilidad de los Complejos

Si se trata de una solución acuosa de FeCl_2 con un exceso de KCN y se concentra se forma un compuesto cristalino amarillo y su fórmula es $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$.

Este compuesto si se disuelve en agua, este se disemina totalmente de la forma siguiente:

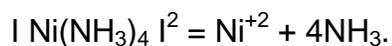


Como se muestra existen en la disolución hay dos términos: iones K^+ , el ión complejo $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, donde no es posible desligar los iones Fe^{+2} y iones CN^-

tanto que no es posible reconocerlos, esto indica que hay una gran estabilidad y no puede haber asociación y la reacción se desplaza hacia la izquierda.



Esto se puede observar, en una solución, muestra de una sal de Ni(OH) y se le añade NH_3 , primeramente se forma $\text{Ni}(\text{OH})_2$ y esta desaparece casi inmediatamente y da una solución clara y se forma el complejo $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ y se forma la reacción siguiente:



Si a esta solución se le agrega H_2S , precipitará el NiS , es evidente que la $[\text{Ni}^{+2}]$ alcanza para satisfacer el K_{ps} del sulfuro. En esta situación la reacción se desplaza hacia la derecha, hasta alcanzar precipitación completa del Ni (H) como NiO . Esto sucede debido a que el complejo es estable respecto al hidróxido. Pero no al K_{ps} del sulfuro.

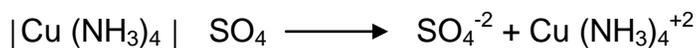
Esto le da validez al análisis sistemático, situación que preceden esta situación para mantener al Ni en solución y luego precipitando como sulfuro.

De lo anterior podemos afirmar que la estabilidad depende con la facilidad que se disocia en sus constituyentes.

Si se tiene el complejo siguiente

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$, esta se disocia

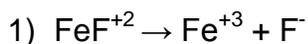
En:



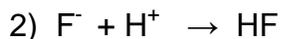
Estos son considerados como Kinestabilidad del complejo que indica la realidad con que el complejo se disocia y se da como estable en complejo.

Complejos y pH

Si los iones Fe^{+3} reaccionan con los iones F^- , formarán el complejo FeF^{+2}

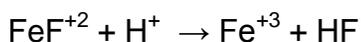


Esta última reacciona y participa del equilibrio con H^+ que dan la reacción



En el caso de agregarse en ácido fuerte la (2) se desplaza hacia la derecha y muestra una disminución de iones F^- por lo que conlleva la disociación del complejo.

Y si en forma similar se trata con iones Fe^{+3} ambos equilibrios se desplazan a la derecha y se pueden esquematizar así:



De esto se puede concluir que cuanto mayor es la concentración de los iones H^+ (Menor pH).

Tanto más se destruye el complejo, por otro lado, a mayor concentración de Fe^{+3} , tanto más se disocia el HF.

Para determinar que medida se disocia el complejo al tomar el PH, es necesario calcular la concentración del catión libre e $|H^+|$

$$K_{est} = \frac{|Fe^{+3}| |HF|}{|FeF^{+2}| |H^+|}$$

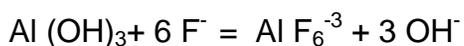
Si desplazamos $|H^+|$

$$H^+ = \frac{|Fe^{+3}| |HF|}{K_{est} |FeF^{+2}|} \quad \text{ó} \quad |FeF^{+2}| = \frac{|Fe^{+3}| |HF|}{|H^+| K_{est}}$$

Se observa que la concentración total y la acidez están directamente proporcional de la K_a del Acido.

De esto se puede deducir que a menor PH hay mayor concentración de $|H^+|$ y por consiguiente se rompe el complejo que se forman HF.

Esta propiedad se aplica en el reconocimiento del aluminio cuando se tiene $Al(OH)_3$ recientemente precipitado y lavados con agua, hasta reacción neutra y puede reaccionar con una solución neutra de fluoruro alcalino según la reacción:



Debido a que los iones OH se liberan, la solución se alcaliniza, el Zn(OH)_2 por el contrario, en presencia de iones F^- no reacciona y el pH permanece constante y esto sirve para reconocer Al(OH)_3 y Zn(OH)_2 .

Determinación de la Dureza del Agua.

La dureza del agua se ha definido como la capacidad de los cationes de una muestra de agua, para reemplazar los iones de sodio o potasio de los problemas y forman productos pocos solubles

Actualmente la pureza del agua se puede definir con CaCO_3 , el cual es equivalente a la concentración de iones multivalentes (Ca^{+2} ; Mg^{+2}) de la muestra.

La determinación de la dureza del agua, es una medida analítica sobre la calidad del agua. La dureza del agua es necesaria para procesos industriales debido a que el calentamiento del agua causa la precipitación del CaCO_3 lo que luego cierra calderas y tuberías. También existe la precipitación de fábrica al reaccionar con cationes responsables de la dureza del agua y que perjudican a los usuarios domésticos.

Generalmente estos resultados se presentan como p.p.m.

5.8 UNIDAD VI: EQUILIBRIO DE REDOX

Objetivo General: Conocer, definir y aplicar los conocimientos de los principios en el equilibrio oxido reducción en el análisis químico.

Objetivos Específicos:

- Comprender que es una reacción Oxido – Reducción.
- Conocer los conceptos básicos para el entendimiento de reacciones redox.
- Estudiar el Equilibrio Químico para medias celdas.
- Detallar las reglas para asignar los números de oxidación.
- Conocer la aplicación de las reacciones de oxido-reducción en el Análisis Químico.

5.8.1 Definiciones y Conceptos.

Se entiende por teoría redox, a las reacciones en las cuales existe transferencia de electrones entre átomos de diferente especie. Se les llama: “Reacciones de Oxidación – Reducción o simplemente Redox.

El término “Reducción” implica la ganancia de uno o más electrones, también disminución en su número de oxidación.

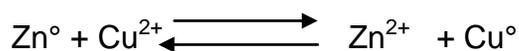
En cualquier reacción de oxidación y reducción la relación de moles de sustancia oxidada a moles de sustancia reducida, es tal que el número de electrones por una especie es igual al número ganado por la otra.

El término “oxidación” implica la pérdida de uno o más electrones, también un aumento en su número de oxidación. Como resumen se puede mencionar que un agente oxidante es aquella sustancia que se reduce, es decir que gana uno o más electrones.

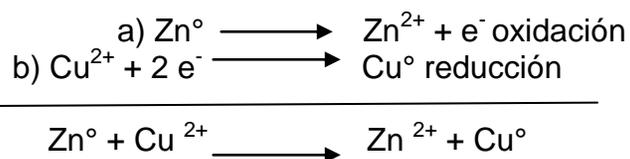
Un agente reductor es aquella sustancia que se oxida, es decir que pierde uno o más electrones.

También se debe saber que ambas reacciones no ocurren por separado, es decir oxidación y reducción sino que ambas ocurren de forma simultánea.

La separación de una reacción de oxido- reducción en sus dos partes, esto es en dos semi-reacciones; esto es una forma conveniente de marcar llanamente las especies que ganan electrones y las que los pierden. Por ejemplo si se considera una reacción de oxido- reducción y que tiene lugar cuando se sumerge una pieza de zinc metálico en una disolución de sulfato de cobre. La reacción total es expresada por la ecuación:



La cual puede expresarse o resolverse en:



- a) Es una ecuación de “oxidación” donde los electrones son colocados a la derecha de la reacción (productos).
- b) Es una ecuación de “reducción” donde los electrones colocados a la izquierda de la reacción (reactivo).

Todas las reacciones Redox son reversibles y por lo tanto están sujetas a la ley de “Acción de las Masas”

Otra forma, el signo del potencial es variable y depende de la dirección en que se escribe la semi- reacción:

- 1) $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}^0$ $E^0 = - 0,763$ mal oxidante
- 2) $\text{Zn}^0 = \text{Zn}^{+2} + 2 \text{e}^-$ $E^0 = -0,763$ buen reductor

A la primera se le llama “Potencial Normal de Reducción” y a la segunda se le llama “Potencial Normal de Oxidación”

Conocido como reacción redox, son las reacciones de transferencia de electrones. Esta transferencia se produce entre un conjunto de especies químicas, uno oxidante y uno reductor (una forma reducida y una forma oxidada respectivamente).

Para que exista una reacción redox, en el sistema debe haber una especie que ceda electrones y otra especie que las acepte:

- El *reductor* es aquella especie química que tiende a ceder electrones de su estructura química al medio, quedando con una carga positiva mayor a la que tenía.
- El oxidante es la especie que tiende a captar esos electrones, quedando con carga positiva menor a la que tenía.

Cuando una especie química reductora cede electrones al medio se convierte en una especie oxidada, y la relación que guarda con su precursor queda establecida mediante lo que se llama un par redox. Análogamente, se dice que cuando una especie capta electrones del medio se convierte en una especie reducida, e igualmente forma un par redox con su precursor reducido.

Una de las propiedades más importantes de los elementos, es su estado de oxidación o número de oxidación. Existe una correlación definida entre los números de oxidación y los grupos en donde están localizados los elementos en la tabla periódica.

Para predecir una fórmula química simplemente se unen los elementos con número de oxidación positivo a aquellos que tienen número de oxidación negativo, sin olvidar que la suma de todos los números de oxidación en la fórmula final debe ser igual a cero.

Muchos elementos (principalmente los de transición) tienen más de un número de oxidación que hay que consultar con la tabla periódica.

Comenzaremos por la asignación de los números de oxidación y para esto hay dos métodos.

Método 1

Los electrones de valencia se encuentran como cuando se asignan cargas formales, excepto que ambos electrones de un par enlazante se asignan al átomo más electronegativo. Si los dos átomos enlazantes son idénticos, el par compartido se divide entre los dos.

Método 2

No requiere la escritura de la estructura de Lewis, un proceso que puede ser tedioso en una molécula muy grande. La condición que siempre se cumple es: "Siempre que tenga lugar una oxidación, debe haber una reducción simultánea".

La reducción es lo opuesto a la oxidación; la reducción es una ganancia de electrones, es el proceso mediante el cual se adicionan electrones.

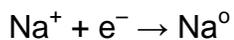
Como los electrones no se destruyen en las reacciones químicas sino que sólo se transfieren, debe haber un proceso de reducción asociado con uno de oxidación, por lo que anteriormente se dijo: se cumple la condición de un proceso simultáneo. Este tipo de reacciones con transferencia de electrones también es conocida como la: REACCION DE OXIDO REDUCCION o REDOX

DEFINICIONES:

Oxidación: Es un proceso en el cual uno o más electrones son perdidos por un átomo, ión o una molécula. En cada oxidación hay una pérdida de electrones, lo que equivale a decir que un elemento aumentó su número de oxidación.



Reducción: Es un proceso en el cual se adicionan electrones. En toda reducción hay una ganancia total de electrones, lo que significa que un elemento disminuyó su número de oxidación.

**Números De Oxidación**

La cuantificación de una especie puede efectuarse mediante el número de oxidación de la especie. Durante el proceso de oxidación el número de oxidación de la especie que se oxida, aumenta. En cambio, durante la reducción, el número de oxidación de la especie que se reduce, disminuye. El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

El número de oxidación:

- Es positivo si el átomo pierde electrones (la especie que se oxida), o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos.
- Es negativo cuando el átomo gana electrones (la especie que se reduce), o los comparte con un átomo que tenga tendencia a cederlos.
- Es nulo si el elemento es neutro o está sin combinar.

La electroquímica es la rama de la química que estudia la conversión entre la energía eléctrica y la energía química

Los procesos electroquímicos son reacciones redox en las cuales la energía liberada por una reacción espontánea se convierte en electricidad o la energía eléctrica se aprovecha para provocar una reacción química no espontánea.

Las reacciones redox son aquellas en las que se transfieren electrones de una sustancia a otra.

5.8.2 Celda Electroquímica

Una celda electroquímica es un dispositivo experimental para generar electricidad mediante una reacción redox (celda galvánica o voltática). En una celda, el ánodo es por definición, el electrodo donde se lleva a cabo la

oxidación, y el cátodo es el electrodo donde se lleva a cabo la reducción. La corriente eléctrica fluirá del ánodo al cátodo ya que hay una diferencia de potencial entre los 2 electrodos y se mide en forma experimental con un voltímetro.

Otros términos utilizados para el voltaje de la celda son: fuerza electromotriz o fem, y potencial de celda (E). La fem de cualquier celda galvánica depende de la naturaleza de las especies químicas involucradas, de las concentraciones de las especies que se reducirán como de las que se oxidarán a la temperatura de la celda. A mayor tendencia o potencial de ambas semi- reacciones para que ocurran espontáneamente, mayor será la fem de la celda. Así, la fem de la celda puede llamarse también potencial de la celda y se designa por el símbolo $E_{\text{cell}} = E^{\circ}$.

El potencial de la celda depende de:

- 1) La naturaleza de los electrodos y iones
- 2) De las concentraciones de la solución
- 3) De la temperatura

Celda electrolítica: es aquella que requiere de energía eléctrica para que la reacción química se lleve a cabo.

Celda Galvánica: es aquella en la que la reacción química ocurre de manera espontánea produciéndose energía eléctrica.

Nombre de los Electrodo: Tanto en la celda galvánica, como e la electrolítica, el electrodo donde sucede la oxidación se le llama “Anodo” y donde sucede la reducción es el “Cátodo”

El potencial del electrodo es la fuerza química medible con que una reacción química tienda al equilibrio. Esta fuerza se puede considerar como la semi suma de dos fuerzas potenciales, una de estas asociadas con la semi reacción que tiene lugar sobre el ánodo y la otra reacción está asociada al cátodo.

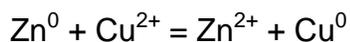
El potencial eléctrico generado en una celda se obtiene mediante la suma de los potenciales de electrodo o bien restando el potencial del ánodo menos el potencial del cátodo, tomando los potenciales de reducción que se encuentran en las tablas. A continuación se indican las reglas para el uso de las tablas de potencial.

Convenios.

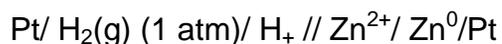
Una celda galvánica se representa mediante el siguiente diagrama:



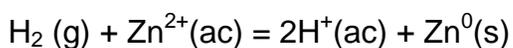
según este diagrama, la reacción que sucede es la siguiente:



Cualquier celda es espontánea de derecha a izquierda si la fem es positiva se tiene la celda



su fem es -0,763 quiere decir que es espontánea de derecha a izquierda y se representa de la siguiente forma:



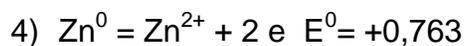
Se puede aplicar las normas siguientes:

1) Todos los potenciales de semi celda se refieren al electrodo normal de hidrógeno al que arbitrariamente se le ha asignado el valor de cero.

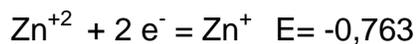
2) Todas las ecuaciones se deben de escribir como de reducción



3) Si la fem es positiva la forma reducida será un reductor más fuerte que el hidrógeno, ejemplo el Zn en su reacción.



Pero si la fem es negativa será más oxidante que el hidrógeno



5.8.3 Oxidaciones y Reducciones Propias.

Gran parte de los elementos pueden presentarse en más de un estado de oxidación por tal razón muchas sustancias se pueden determinar por valoración redoximétrica. Para esta situación se necesitan relativamente pocos reactivos, si se tienen oxidantes fuertes como KmnO_4 y Ce^{+4} . De igual manera se pueden utilizar mayormente los oxidantes ya que los reductores tienden a oxidarse con el oxígeno del aire y se hace casi imposible conservar los reducidos.

Los reactivos más importantes más utilizados son KmnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Ce^{+4} , KBrO_4 .

Los reactivos reductores son soluciones ferroso, Fe^{+2} , Arsenito Sódico NaAsO_3 , oxidante lódico, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, Thiosulfato de sodio $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Los siguientes reactivos HNO_3 , HCl , Cl_2 , H_2O_2 no se utilizan como valorantes ya que sus soluciones no son los suficiente estables y no reaccionan en forma estequiométrica.

Algunas reacciones no se desarrollen en forma directa, sino en forma indirecta para obtener un resultado satisfactorio.

Reductores: Por la facilidad que los metales tienen para perder electrones estos son buenos reductores. Se puede conseguir cierta selectividad, eligiendo adecuadamente el metal a utilizar. Los metales reductores se pueden presentar como laminas, alambres, gránulos, polvo y amalgamas líquidos. Al terminarse la reducción, el exceso de metal se retira fácilmente en forma mecánicamente. El ejemplo de este sistema es el reductor de iones, el cual es una columna llena

de gránulos de zinc amalgamando para evitar la reducción del H^+ de la adición sulfínica de la muestra.

Entre los metales utilizados como reductores están Al, Cd, Pb, Bi, Na.

El cloruro estannoso, se utiliza para reducir el $Fe^{+3} \longrightarrow Fe^{+2}$.

SO_2 y HSO_4^- en medio ácido, es un reductor de fuerza media y sus exceso se elimina por ebullición H_2S = este reductor actúa y luego se elimina por ebullición.

Oxidantes:

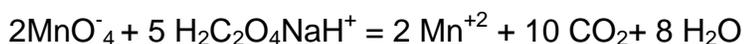
$HClO_4$, Ácido Perclórico, concentrado y en caliente es una de los oxidantes más fuertes. Se utiliza para la dilución de aceros aleados. Oxida al cromo. Su acción se suspende por dilución o enfriamiento.

Peroxidosulfato, $K_2S_2O_8$ o $(NH_4)_2S_2O_8$ es uno de los oxidantes más fuertes y además auto indicador. Se utiliza en diluciones ácidas ya que da como producto MA^{+2} . En medio neutro alcalino de MnO_2 .



Para preparar las diluciones de $KMnO_4$ a MnO_2 . También es posible que la luz solar catalice su descomposición. Después es necesario someterla a ebullición para que se oxida completamente las sustancias reductoras del agua, posteriormente se deja un reposo.

Su normalización se realiza con oxalato de sodio en medio ácido. La media reacción es:



5.8.4 Reglas para el uso de las Tablas de Potencial de Reducción

- El valor del potencial se aplica a las reacciones de la semi- celda que se leen de izquierda a derecha.
- Cuanto más positivo sea el potencial, mayor es la tendencia a reducirse.

Entre menor e potencial, mayor es la tendencia a oxidarse. De tal modo que el potencial de la celda completa se calcula con la fórmula anterior tomando los potenciales tal como están.

- Las reacciones de las semi- celdas son reversibles. Es decir, el potencial de reducción es igual al potencial de oxidación pero con el signo cambiado.
- El potencial no se ve alterado por el tamaño de los electrodos o por la cantidad de solución.
- Si el potencial de electrodo de la celda completa es positivo, la reacción es espontánea.

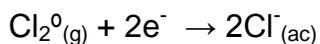
Es posible saber si la reacción redox es espontánea (se realiza hacia los productos).

5.8.5 Semireacciones

Las reacciones que incluyen la donación o aceptación de los electrones por los átomos, iones o moléculas se denominan mitades de reacción, cada uno de los pasos de oxidación y reducción, reciben el nombre de: Semireacción

La reacción redox neta total puede escribirse como la suma de las mitades de reacción:

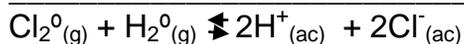
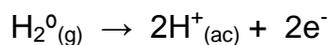
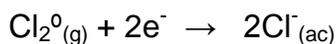
Una para el oxidante que representa la ganancia de los electrones.



Una para el reductor que representa la pérdida de los electrones



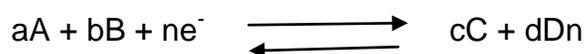
La unión de las dos semirreacciones es:



5.8.6 Efectos de las Concentraciones sobre los Potenciales de Electrodo

El potencial del electrodo para una semirreacción es una medida de fuerza química con que una reacción tiende al equilibrio.

Si se considera la reacción:



en esta situación es posible obtener la ecuación siguiente:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

También se puede representar:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Red]}{[Ox]}$$

donde:

E= Potencial de la Celda

E°= Potencial Estándar de la Celda en particular que se reduce

$$R = 8.3144 \frac{\text{Jules}}{^\circ\text{Kmol}} \text{ (Trabajo)}$$

n= número de electrones inter cambiados

$$\ln = 2.303 \log_{10}$$

$$T = 25^\circ + 273 \text{ }^\circ\text{K} = 298^\circ\text{K} \text{ (Temperatura Absoluta)}$$

$$F = 1 \text{ Faraday} = 96500 \text{ Coulombs}$$

Reemplazando en la fórmula se tiene:

La Ecuación de Nerst:

$$E = E^\circ - \frac{8.3144 \times 298 \times 2.303}{n e^- \times 96500} \times \log \frac{[red]}{[ox]}$$

$$E = E^\circ - \frac{0.0591}{n e^-} \log \frac{[red]}{[ox]}$$

5.8.7 Constante de Equilibrio

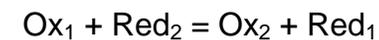


Si se tiene que $n e^- = 1 e^-$ esto se puede eliminar.

Inicialmente:



Eliminando Términos



Se tiene

$$K_{eq} = \frac{[Ox_2][Red_1]}{[Ox_1][Red_2]}$$

Aplicando a cada semireacción la Ecuación de Nerst a cada media reacción:

$$1) E_1 = E_1^o - \frac{0.0591}{n_1} \log \frac{[red_1]}{[ox_1]}$$

$$2) E_2 = E_2^o - \frac{0.0591}{n_2} \log \frac{[red_2]}{[ox_2]}$$

En el equilibrio se tiene la igualdad de que:

$$3) E_1 = E_2 \quad \text{por lo tanto:}$$

$$4) E_1^o - \frac{0.0591}{n_1} \log \frac{[red_1]}{[ox_1]} = E_2^o - \frac{0.0591}{n_2} \log \frac{[red_2]}{[ox_2]}$$

Transponiendo términos y aplicando factor común:

$$5) E_1^o - E_2^o = \frac{0.0591}{n_1 n_2} \left[\log \frac{[red_1]}{[ox_1]} - \log \frac{[red_2]}{[ox_2]} \right]$$

Utilizando las propiedades de logaritmos

$$6) E_1^o - E_2^o = \frac{0.0591}{n_1 n_2} \log \frac{\frac{[Red_1]}{[Ox_1]}}{\frac{[Red_2]}{[Ox_2]}}$$

Reordenando

$$7) E_1^o - E_2^o = \frac{0.0591}{n_1 n_2} \log \frac{[red_1][ox_2]}{[ox_1][red_2]}$$

$$8) K_{eq} = \frac{[red_1][ox_2]}{[ox_1][red_2]}$$

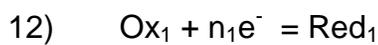
$$9) E_1^{\circ} - E_2^{\circ} = 0.0591 \log K_{eq}$$

$$10) \log K_{eq} = \frac{E_1^{\circ} - E_2^{\circ}}{0.0591}$$

11) Si \log_{10} se tiene:

$$K_{eq} = 10^{\frac{E_1^{\circ} - E_2^{\circ}}{0.0591}}$$

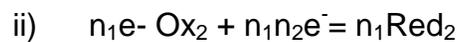
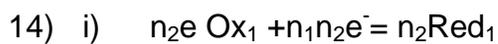
Cuando n es diferente de 1



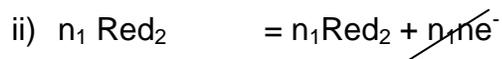
Si n es diferente de 1 es necesario:



Quedando



15) Invirtiendo la segunda ecuación 14 (ii)



Eliminando Términos Semejantes, se tiene:



$$17) K_{eq} = \frac{[\text{Red}_1]^{n_2} [\text{Ox}_2]^{n_1}}{[\text{Red}_2]^{n_1} [\text{Ox}_1]^{n_2}}$$

Aplicando la Ecuación de Nerst en cada ecuación e igualando después:

$$18) \text{ i) } E_1 = E_1^\circ - \frac{0.0591}{n_1} \log \frac{[\text{Red}_1]}{[\text{Ox}_1]}$$

$$\text{ii) } E_2 = E_2^\circ - \frac{0.0591}{n_2} \log \frac{[\text{Red}_2]}{[\text{Ox}_2]}$$

19) Ya en el equilibrio: $E_1 = E_2$

$$20) E_1^\circ - \frac{0.0591}{n_1} \log \frac{[\text{Red}_1]}{[\text{Ox}_1]} = E_2^\circ - \frac{0.0591}{n_2} \log \frac{[\text{Red}_2]}{[\text{Ox}_2]}$$

21) Sacando Factor Común:

$$E_1^\circ - E_2^\circ = \frac{0.0591}{n_1 n_2} \left[\log \frac{[\text{Red}_1]}{[\text{Ox}_1]} - \log \frac{[\text{Red}_2]}{[\text{Ox}_2]} \right]$$

22) Utilizando propiedades de logaritmo:

$$E_1^\circ - E_2^\circ = \frac{0.0591}{n_1 n_2} \log \frac{\frac{[Red_1]}{[Ox_1]}}{\frac{[Red_2]}{[Ox_2]}}$$

23)

$$E_1^\circ - E_2^\circ = \frac{0.0591}{n_1 n_2} \log \frac{[Red_1][Ox_2]}{[Ox_1][Red_2]}$$

$$24) E_1^\circ - E_2^\circ = \frac{0.0591}{n_1 n_2} \log Keq$$

$$25) n_1 n_2 (E_1^\circ - E_2^\circ) = 0.0591 \log Keq$$

26) Ordenando:

$$Keq = 10^{\frac{n_1 n_2 (E_1^\circ - E_2^\circ)}{0.0591}}$$

5.8.8 Aplicación

En la industria, los procesos redox también son muy importantes, tanto por su uso productivo (por ejemplo la reducción de minerales para la obtención del aluminio o del hierro) como por su prevención (por ejemplo en la corrosión).

En biología molecular, los procesos redox tienen una gran importancia, ya que están involucrados en la cadena de reacciones químicas de la fotosíntesis y de la respiración (a nivel molecular), dos procesos fundamentales para la vida de los organismos superiores. La reacción inversa de la reacción redox (que produce energía) es la electrolisis, en la cual se aporta energía para disociar elementos de sus moléculas

El oxalato de Calcio es insoluble en agua, esta propiedad se ha utilizado para calcular la cantidad de iones Ca en la sangre. El oxalato, aislado de la sangre, se disuelve con ácido y se titula con una solución de permanganato

5.9 UNIDAD VII: SUSTANCIAS ANFOTERICAS

Objetivo General: Conocer la propiedad anfotérica de algunos compuestos.

Objetivos Específicos:

- a) Determinar que son los anfólitos.
- b) Especificar las propiedades de las sustancias anfotéricas.
- c) Detallar un elemento anfólita.
- d) Estudiar la aplicación en el Análisis Químico

5.9.1 Introducción.

Sustancia Anfotérica: Son sustancias que se comportan como ácidos en la presencia de una base y como base en presencia de un ácido.

En términos de la teoría de Arrhenius las bases son consideradas hidróxidos, el comportamiento anfotérico fue originalmente limitado a los hidróxidos. Verdaderamente es cierto que los hidróxidos comprenden un grupo muy importante de sustancias anfotéricas, pero se ha demostrado aparentemente que el comportamiento anfotérico es un fenómeno general que no puede ser limitado a un solo tipo de compuesto. Por lo tanto para lograr comprender las sustancias anfotéricas se necesita estar completamente familiarizado con las propiedades características de los ácidos y de las bases.

5.9.2 Los anfóteros:

Son también conocidos como: Sustancias Anfotéricas o Metaloides; son moléculas que contienen grupos ácidos y grupos básicos (y son, por tanto, anfóteros) existiendo como iones dipolares en ciertos intervalos de pH. El pH al cual todas las moléculas están en la forma de ión dipolar se conoce como punto isoeléctrico de la molécula. Las moléculas anfóteras son excelentes para la elaboración de las disoluciones tampón ya que aguantan leves adiciones de ácidos o bases amortiguando los cambios de pH de la disolución por ionización selectiva. En presencia de ácidos, estas moléculas aceptarán iones hidrógeno, eliminándolos de la disolución. Por el contrario, en presencia de bases, soltarán iones hidrógeno a la disolución, amortiguando igualmente el pH.

Son capaces de actuar como Acido y como Base.

Así, una selección de $\text{Na H}_2\text{PO}_4$ contiene en adición la H_2PO_4^- , algo de H_3PO_4 y HPO_4^{2-} , Las K_A y K_B de cualquier anfótero son características para un Anfótero en particular, y no de relación específica de uno con otro (en el caso de los ácidos y bases conjugados) si se tiene el anfótero A es un ácido fuerte y que el Anfótero B y se puede decir que es un anfótero de A, sea una base débil.

Muchas sustancias son capaces bajo extremas condiciones de actuar como anfóteros, muy frecuentemente, sin embargo, solamente la función ácida o base son importantes en soluciones acuosas, por ejemplo el Amoníaco, es normalmente considerado una base en solución acuosa, la constante de equilibrio de la Ionización de la base $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ $K_{b2} = 1.8 \times 10^{-5}$.

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_2^-$ con una constante de $K_a = 10^{-30}$ esta constante es tan pequeña tiene su grado de ionización como un ácido es completamente inatendida.

Es posible calcular o determinar que la concentración del ion Amida NH_2^- es una solución NH_4OH , es aproximadamente $K_a = 10^{-20}$ M. Esto es insuficiente para precipitar Amidas en soluciones acuosas de Amoniaco por ejemplo: HgNH_2Cl .

Las sustancias consideradas como Ácidos pueden actuar como Bases. El Acido Nitroso HNO_2 , NOOH y su $K_a = 5 \times 10^{-4}$ para la reacción $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{H}^+ \text{NO}_2^-$

En solución acuosa y concentrada de ácido fuerte se produce suficiente ion nitroso para la reacción.

La reacción $\text{HNO}_2 = \text{NO}^+ + \text{OH}^-$ $K_b = 7 \times 10^{-19}$ para precipitar sales ligeramente insolubles tales como NOHSO_4 , NOClO_4 , NOBF_4 y otros más.

5.9.3 Propiedades de los semimetales:

En general, estos elementos tienen propiedades muy variadas y variables. Es decir dependiendo con quien anden, cambiaran de carácter.

1. Actúan como no metales cuando reaccionan con metales
2. Actúan como metales cuando reaccionan con los no metales
3. Algunos de ellos presentan la propiedad eléctrica de ser semiconductores.

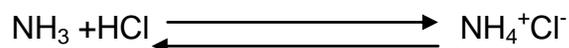
5.9.4 Ejemplo de Elementos Anfotéricos:

El Silicio tiene lustre, pero no es maleable ni dúctil, sino que es quebradizo como muchos no-metales. Además es menos un mal conductor de la electricidad o el calor. Los Metaloides se usan muy a menudo en la industria de los semiconductores (procesadores y memoria de las computadoras).

El término metaloide significa "parecido a un metal" y sirve para agrupar elementos que tienen algunas propiedades de metales y no metales. Los metaloides son elementos que se encuentran en la línea que separa metales y no metales. Esta línea pasa entre el boro y aluminio y acaba entre el polonio y el astato. El aluminio se considera otro metal. El resto de los elementos vecinos a esta línea tienen características intermedias metal-no metal. Los más claros son los cinco que se mencionan a continuación y que se emplean en la fabricación de dispositivos de estado sólido en ordenadores y calculadoras (son semiconductores: pueden conducir la corriente en determinadas condiciones).

5.9.5 Propiedades de los Ácidos:

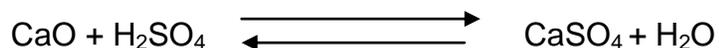
En términos generales, es conveniente definir como ácidos a las sustancias que poseen la habilidad de: 1) neutralizar bases, 2) de perder protones, o 3) aceptar pares de electrones o aniones. Las dos primeras son los conceptos usuales de un comportamiento ácido. Así es descrita para la ecuación:



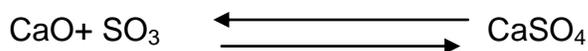
El cloruro de hidrogeno es ciertamente un ácido porque neutraliza la base amoniacal y porque acepta los protones.

Sin embargo, la tercera característica es probablemente uno nuevo y aparentemente único. Todavía es un concepto el cual permite una clasificación como ácido- base. Muchas reacciones ácido- base las cuales ilustran el mismo comportamiento químico. En la ecuación anterior, el protón en el enlace hidrogeno- cloruro es altamente polar y se le añade un par de electrones de amoníaco.

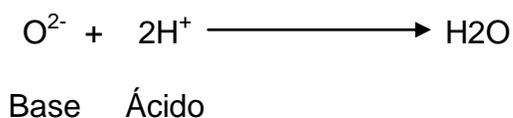
Se reconoce que el protón es el causante del comportamiento ácido en la reacción, es consistente decir que la adición de pares de electrones es característica de los ácidos. Consideren las dos reacciones para la reacción de una típica sal como está representada por las dos ecuaciones:



y



En términos de la experiencia previa y conceptos, la primera de estas ciertamente representa una reacción ácido- base. Esto es particularmente aparente si se considera una reacción iónica como:



El ión oxido siendo la base y el protón un ácido. La segunda ecuación esencialmente describe el mismo proceso, y es fácil comprender que representa también una reacción ácido- base. Si se formula la reacción



Es razonable relacionar el oxido de azufre (VI) como un ácido porque está reaccionando con ión oxido básico.

5.9.6 Propiedades de las Bases:

Los ácidos y las bases son químicamente opuestos. Siendo las bases las sustancias que poseen las siguientes habilidades: 1) de neutralizar los ácidos, 2) de adicionar protones, o 3) de donar pares de electrones o aniones. El concepto de donadores de pares de electrones o aniones es otra vez nuevo. Los aniones son fácilmente definidos como bases en términos de la teoría del protón., su donación como una medida de sus propiedades básicas es muy razonable. En manera general, estas ideas den la propiedades de las bases significa que los materiales que tienden a dar cambios negativos, ya sea de electrones o aniones; son bases.

5.9.7 Propiedades Anfotéricas:

Entonces se puede decir, que cualquier material que pueda exhibir cualquiera de las características asociadas con ambos ácidos o Vbases deben ser

anfotéricas. Ahora se debe considerar cual sustancia puede ser anfotérica y como se puede comportar en una reacción química, pero primero se debe de tomar en cuenta que dicha sustancia se puede comportar ya sea como ácido o como base según su entorno. Si una sustancia está en contacto con un ácido, sus propiedades básicas son predominantes. Si una sustancia está en contacto con una base, sus propiedades ácidas son predominantes.

5.9.7.1 Elementos:

Los elementos son arbitrariamente clasificados como metales y no metales en base a las diferentes propiedades físicas y químicas. Los metales en general, pierden los electrones o actúan como agentes reductores y de esta forma producen aniones. Los metales son caracterizados por ser lustre, conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad y por su alta densidad. Los no metales son caracterizados por no tener lustre, sin conductividad, sin electricidad eléctrica o térmica, sin brillo y baja densidad.

Sin embargo, estas diferencias no son absolutas y existe un número de elementos (por ejemplo B, Si, Ge, As, Sb, Te, etc.). Con las propiedades de ambos metales y no metales, con propiedades intermedias. Estos elementos son llamados metaloides, o elementos anfotéricos.

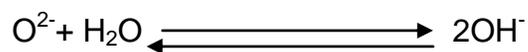
El tipo de comportamiento químico de los elementos está asociado con cierta tendencia a una pérdida o ganancia de electrones. Si se asocia la pérdida de cargas negativas con propiedades básicas, pues se sabe que cualquier

sustancia o elementos tienden a perder electrones, es potencialmente una base la cual entre más fuerte, su tendencia a perder electrones es más fuerte sus propiedades básicas. Cualquier elemento que tienda a ganar electrones ya sea parcial o totalmente es potencialmente un ácido, la fuerza de un ácido incrementa al incrementar su tendencia a aceptar electrones. Así pues, en términos de observaciones generales los metales son bases y los no metales son ácidos.

La facilidad de perder o ganar electrones es medido por el tamaño y carga nuclear de los átomos involucradas. El gran tamaño nuclear reduce la atracción de los electrones y permite su pérdida. El tamaño pequeño reduce la facilidad por perder e incrementa la ganancia de los electrones. Cuando el tamaño del átomo es igual la facilidad de perder electrones está determinada por la carga nuclear. Así el tamaño grande comparado con las pequeñas cargas nucleares son características de los metales y proporcionan propiedades básicas. Tamaños pequeños y comparados con las cargas nucleares grandes son características de los no metales y proporcionan propiedades de los ácidos. Sin embargo, cuando elementos de tamaño y carga intermedia, ya sea que pierda o gane electrones son propiamente llamados anfotéricos.

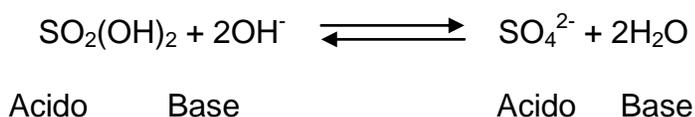
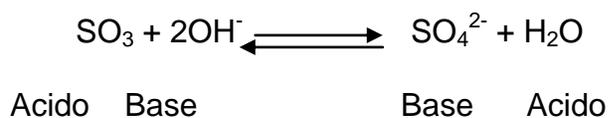
5.9.8 Óxidos e Hidróxidos:

Estos dos tipos de compuestos son fundamentalmente, donde uno y el otro son relacionados en términos de equilibrio

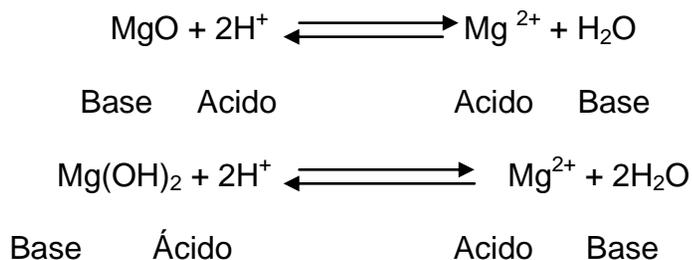


Ellos por lo tanto pueden ser discutidos juntos como sustancias similares.

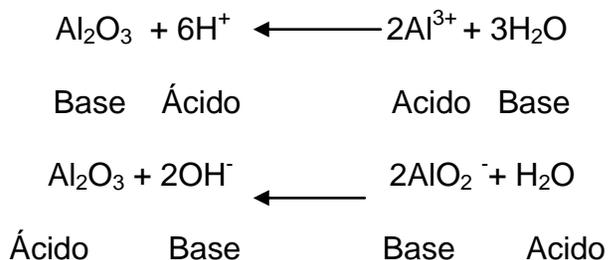
Ciertamente estos compuestos se comportan como ácidos por las ecuaciones:



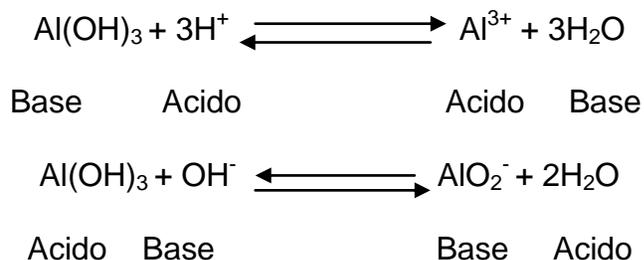
Y algunos actúan como bases como se muestra en las ecuaciones:



También se observa que otros compuestos se pueden comportar tanto como ácidos o bases, actúan como sustancias anfotéricas, dependiendo de su entorno. Esto se muestra en las ecuaciones:



Y



Algunos ejemplos de este tipo podrían ser generalizados. Por ejemplo, para una serie corta del sistema periódico, los compuestos hidroxí- oxigenados y sus propiedades pueden ser resumidas

I	II	III	IV	V	VI	VII
NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	Si(OH) ₄	PO(OH) ₃	SO ₂ (OH) ₂	ClO ₃ OH
Base	Básico	Anfotérico	Ácido	Ácido	Ácido	Ácido
Fuerte			Débil		Fuerte	muy
						Fuerte

Cambiar de un comportamiento básico a ácido provoca un decrecimiento en tamaño y un incremento en carga del elemento central. De la misma forma de razonamiento es de acuerdo con el comportamiento básico del compuesto KOH como opuesto al carácter ácido del compuesto BrOH. También puede ser de gran ayuda predecir los patrones entre los compuestos de hidrógeno- oxígeno de un elemento individual. Para el elemento de manganeso tenemos

II	III	IV	VI	VII
Mn(OH) ₂	MnOOH	MnO ₂	MnO ₂ (OH) ₂	MnO ₂ OH
Básico	Base Débil	Anfotérico	Ácido Fuerte	Ácido muy Fuerte

El carácter ácido incrementa al incrementar el número de oxidación positivo del manganeso. Esto es invariablemente cierto que si un dado elemento forma más de un óxido o compuesto hidrógeno- oxígeno la acidez incrementa como aumenta el número de oxidación positivo del elemento.

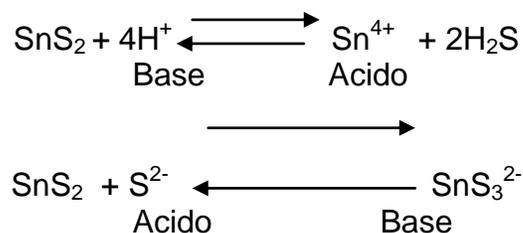
Las propiedades básicas entre los óxidos e hidrógenos son características de compuestos derivados de iones metálicos grandes y relativamente cargas pequeñas (por ejemplo 1+, 2+, 3+), por cuanto las propiedades ácidas son características de compuestos derivados de los no metales o metales con grandes números de oxidación (por ejemplo 5+, 6+, 7+). Los óxidos anfotéricos

son derivados de metaloides o metales en estado inmediato de oxidación (por ejemplo 3+, 4+, 5+)

+1 +2 +3 +4 +5 +6 +7
Base Neutro Acido

Sulfuros:

De forma análoga existen entre la química del oxígeno y el azufre, se puede esperar anfoterismo de los óxidos como de los sulfuros. Esto es tan cierto que se manifiesta y es indicado en las ecuaciones:



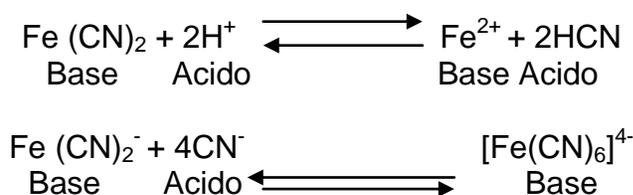
Los sulfuros metálicos son fundamentalmente básicos, como se muestra por su tendencia de reaccionar con los iones hidrógeno, pero su reacción con los iones sulfuros básicos muestra carácter ácido. Experimentalmente, se ha encontrado que los compuestos HgS , As_2S_3 , As_2S_5 , Sb_2S_3 , Sb_2S_5 y SnS_2 se disuelven todos en soluciones que contienen un exceso de ión sulfuro (por ejemplo, soluciones de sulfuro de sodio o potasio). Por otro lado, los sulfuros de plomo, bismuto, cobre, cadmio, manganeso, etc; son suficientemente básicos en propiedad para ser insolubles bajo condiciones comparables. La generalización, con relación al comportamiento ácido- base, explicado anteriormente por óxidos parece

aplicado de igual forma a los sulfuros. Así presentados en las series As_2S_3 - Sb_2S_3 - Bi_2S_3 , el compuesto de arsénico se disuelve fácilmente en soluciones que contienen el ión sulfuro, mientras que el compuesto del antimonio se disuelve todavía menos y el compuesto del bismuto es insoluble. Este incremento, en el carácter básico es paralelo al incremento en tamaño de las series As (III), Sb(III), Bi(III). Además el incremento de oxidación positiva del metal, también se incrementa en acidez, como se muestra por la estimación de la solubilidad en el ión sulfuro del compuesto Sb_2S_5 , y por el factor que aunque el sulfuro de estaño (II) no se disuelve en el reactivo el sulfuro de estaño(IV) se disuelve fácilmente.

Estas propiedades ácidas de ciertos sulfuros aparentemente pueden ser utilizadas para separar estas sustancias de otros sulfuros básicos.

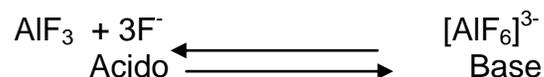
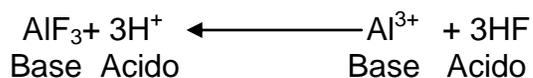
5.9.9 Sustancias Misceláneas:

Se encuentran ejemplos de anfoterismo entre muchos otros tipos de compuestos. Así pues, los cianuros



Muestra claramente la existencia de ambas propiedades ácido- base.

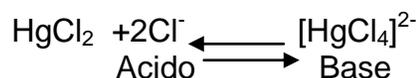
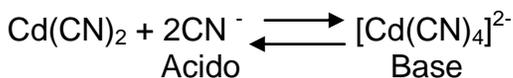
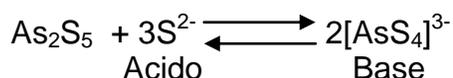
Similarmente, para fluoruros, las ecuaciones



Demuestra las mismas características.

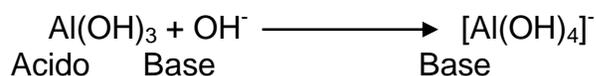
5.9.10 Relación por la Formación de Iones Complejos

El anfoterismo es una base importante para la formación de iones complejos. La relación para la formación de iones complejos es rápidamente notable en las ecuaciones:



Pero como puede preguntarse cuales óxidos e hidróxidos entran en esta etapa.

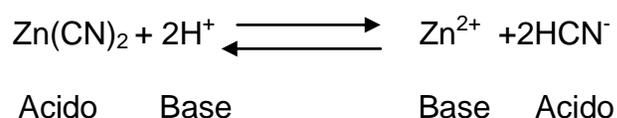
En la ecuación se describe la disolución del hidróxido de aluminio en soluciones que contienen ión hidroxilo, el producto fue formulado como AlO_2^- . Esto se puede tomar como un producto de deshidratación del ión complejo hidróxido, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ y la ecuación se escribe



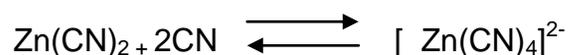
Esta forma es exactamente análoga a la descrita por los cianuros, sulfuros y haluros. Hay más evidencia que los iones presentes en las soluciones de óxidos metales e hidróxidos en el ión hidroxilo existe como hidrozoo complejos como productos de deshidratación.

5.9.11 Equilibrio de Sustancia Anfotéricas:

Se puede afirmar que a partir de lo que se ha explicado anteriormente que el equilibrio que involucra las sustancias anfotéricas se describe por las constantes del producto de solubilidad y por las constantes de inestabilidad. Así para el compuesto de $Zn(CN)_2$, la constante del producto de solubilidad ES una medida de la extensión a la cual el compuesto puede reaccionar con el ión hidrógeno como

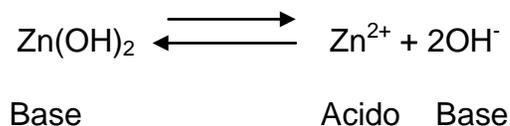


Puesto que también es una medida de la posible concentración del ión cianuro. Por lo mismo, la constante de inestabilidad del complejo tetracianizincate (II) es una medida de la extensión a la que el cianuro de zinc se puede comportar como ácido.



Puesto que también es una medida de la extensión en la cual el ión cianuro removido del ión zinc.

En soluciones acuosas, indudablemente el material anfotérico más común son los hidróxidos. Es interesante considerar el equilibrio que involucra estas sustancias más a fondo. Para el hidróxido de zinc, un compuesto típico de anfoterismo, el comportamiento básico representado por equilibrio puede ser formulado como:



Para lo cual

$$K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-] = 4.5 \times 10^{-17} \text{ g. mol/litro}$$

Similarmente, el equilibrio que representa el comportamiento ácido puede ser formulado por

$$K_a = [\text{H}^+][\text{ZnO}_2^{2-}] = 1.0 \times 10^{-29} \text{ g. mol/litro}$$

El primer equilibrio con su constante grande, se desplaza considerablemente hacia los iones más que la segunda, suponiendo que el hidróxido de zinc es de alguna manera más fuertemente básica que ácida. Esto generalmente es cierto entre hidróxidos anfotéricos y de acuerdo a observaciones, aunque dichos compuestos se disuelven comúnmente en soluciones ácidas, haciendo caso omiso a los ácidos fuertes, se disuelven únicamente en soluciones alcalinas las cuales contengan relativamente grandes cantidades de iones hidróxido. Las

soluciones de hidróxido de potasio y sodio son excelentes solventes para hidróxidos anfotéricos, pero el amonio acuoso es un pobre solvente para estas soluciones.

5.9.12 Hidróxidos y Bases Anfotéricos

Se puede repetir el hecho de que estas sustancias las cuales pueden actuar simultáneamente como Ácidos, y como base, es bien necesario

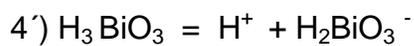
Muchos de los Anfólitos pueden ser considerados sustancias solubles en agua como la Glicerina y otros, una base muy importante en Anfólitos, son los Hidróxidos Metálicos anfotéricos insolubles.

Así el Hidróxido de Bismuto sufre las siguientes reacciones:

- 1) $\text{Bi}(\text{OH})_3 = \text{Bi}(\text{OH})_2^+ + \text{OH}^- \quad K_{B1} = 1 \times 10^{-2}$
- 2) $\text{Bi}(\text{OH})_3 = \text{Bi}(\text{OH})^{+2} + 2 \text{OH}^- \quad K_{B1.2} = 1.6 \times 10^{-28}$
- 3) $\text{Bi}(\text{OH})_3 = \text{Bi}^{+3} + 3 \text{OH}^- \quad K_{ps} = 3.2 \times 10^{-40}$

En los cuales actúa como base, es de notar que en K_{ps} del $\text{Bi}(\text{OH})_3$ y todas las ionizaciones básicas del $\text{Bi}(\text{OH})_3$ (son una misma cosa), también, se tiene la reacción:

- 4) $\text{Bi}(\text{OH})_3 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BiO}_3 \quad K_{p1} = 5 \times 10^{-20}$ en la cual actúa como un ácido, en el orden para enfatizar la naturaleza de adición de las sustancias de esta clase, la fórmula es frecuentemente alterna y las reacciones se escriben de esta forma:



Puesto que la constante de equilibrio de estas reacciones son pequeñas y que puede ser que ninguna de las reacciones procede muy rápido cuando el Hidróxido de Bismuto es suspendido en agua. Sin embargo, es fácil por la aplicación del principio de Le Chatelier, en la cual esperamos que pase de Acido fuerte o un exceso de Base fuerte según sean añadidos, por ejemplo, remover OH⁻ por adición de Acido fuerte, podría esperar a las reacciones 1, 2 y 3 moverse a la derecha, con lo que resultaría que la reacción se desplace a la derecha, con el resultado de que el Bi(OH)₃ y diera en la solución Bi(OH)₂⁺ (ó BiO⁺)

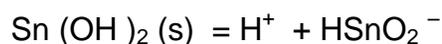
De la misma forma la porción de una base fuerte conforma la reacción (4) dirigirse a la derecha resultado el Bi (OH)₃ actúan en la solución como H₂BiO₃⁻

5.9.13 Hidróxido Anfotericos en Ácidos y Bases

Reacción parcial

La situación es obviamente posible en la cual es imprescindible, para asumir que Acido o base es usada completamente, o no, por la cantidad usada es insignificante, tal es el caso que disolución de Sn (OH)₂ es base fuerte.

En Sn(OH)₂ + 1/2O_{2(s)} = HSnO₂⁻ + H₂O de la constante de ionización del Acido con el equilibrio



$$|\text{H}^+| |\text{HSnO}_2^-| = 3.7 \times 10^{-15}$$

Y en el equilibrio con el agua se tiene

$$\frac{[\text{HSnO}_2^-]}{[\text{OH}^-]} = 0.37$$

Del cual puede darse que en el equilibrio la concentración del ion estannito, será el 37% del remanente del ion Hidróxido. A veces es posible preguntar como cuanto Sn $[0.18]^2$ (5) se distribuirá en 1 lto de KOH 10^{-3} M. y cual será la $[\text{OH}^-]$ en la solución final, nosotros podemos realizar que por cada HSnO_2^- produce un OH^- puede ser usado, ni el $[\text{OH}^-]$ si el $[\text{HSnO}_2^-]$ sería 10^{-3} M Pero su concentración será 10^{-3} M $[\text{OH}^-] + [\text{HSnO}_2^-] = 10^{-3}$

5.9.14 Sustancias Anfotéricas con la segunda Ionización Importante

En el ejemplo nosotros podemos considerar, que nosotros asumimos que solo la 1ª etapa de Ionización del Acido o base necesita ser cambio severo para sistemas homogéneos, esto es menos que con las constantes de ionización sucesivas.

Porque los ácidos insolubles o bases son combinados ha la primera etapa de ionización de heterogéneos con una segunda etapa homogénea, sin embargo, esta sumisión parece no ser tan grande.

5.9.15 Anfoterismo y la Electronegatividad

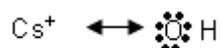
Hay muchos hidróxidos que son anfoteris, entre ellos tenemos:

Al(OH)_3 , Sb(OH)_3 , As(OH)_3 , IOH , Pb(OH)_2 , Pb(OH)_4 , Mn(OH)_4 , Sn(OH)_3 y Zn(OH)_2

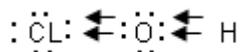
Como se observa arriba, estas sustancias tienen en parte una diferencia de electronegatividad tan pequeños, por ellos, para bases fuertes, pero no todos tan grandes como para los Ácidos fuertes.

Consecuentemente, ninguno de ellos es ni fuertemente ácido ni fuertemente básico, pero son un poco de cada uno.

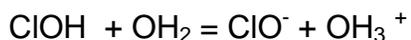
Se permite considerar como forma simplificada, de cómo combinan la diferencia de electronegatividad es un Hidróxido en tres casos típicos: el compuesto CsOH , la diferencia entre las electronegatividades entre el Cs y el OH es $3.5 - 0.7 = 2.8$ tan grande que los electrones están concentrado alrededor del oxígeno:



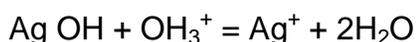
Así por la sustancia consiste esencialmente de C^+ y OH^- y es una base fuerte. En el compuesto ClOH , sin embargo, la diferencia entre electronegatividades es muy pequeña, $3.5 - 3.0 = 0.5$. Consecuentemente en el átomo de Cloro actúa muy fuerte sobre la capa de electrones del oxígeno, el cual se une fuertemente los electrones con el Hidrogeno.



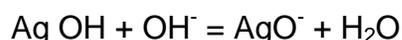
Por lo tanto, el hidrogeno en una molécula de agua, da una mejor capa de electrones que el ClO^- y el ClOH es consecuentemente un Acido hipocloroso.



Es el $\text{Ag}(\text{OH})$, de esta forma, la diferencia de electronegatividades es intermedia, en los otros dos casos ($3.5 - 1.8 = 1.7$) y el AgOH cada montaje es de naturaleza intercambiable. El átomo de Ag atrae los elementos del oxigeno frecuentemente, tanto que el ion OH^- , no los pierde muy fácilmente, pero no como para causar fácilmente la perdida de H^+ , sin embargo, si Ag OH es tratado con un Acido fuerte, la Ag^+ atrae los OH , perdiendo el patrón (H^+) del ion OH_3^+ (ión Hidronio) y consecuentemente el Ag OH actúa como base



Otra situación si el Ag OH es tratado como su base fuerte el Ag O^- atrae el patrón de la Ag OH menos fuerte que el OH^- libre y consecuentemente Ag OH actúa como un Acido.



Así que el Ag OH es Anfólito. Se una lista de constantes de Ionización de Ácidos y Bases y en número de óxidos e Hidróxidos Anfotericos, si se informa que esas son constantes dadas para muchas de las cuales no están listadas como Hidróxidos Anfotericos y no son considerados ordinariamente a ser anfotericas, a pesar del hecho que tienen constantes Ácidos de ionización, son nombrados ordinariamente Hidróxido Anfotericos.

En el caso del Acido del $Mn(OH)_2$ y $Ni(OH)_2$, los controles son considerados como Anfotericos, el $Cu(OH)_2$ el cual es caso limite y el del $Sn(OH)_2$ el cual es definitivamente anfoterico.

5.9.16 Variación de Ácidez o Basicidad con el Estado de Oxidación

En la sección anterior se ha dicho que si una sustancia fuera de las anteriores tales como: $AgOH$, o $ClOH$, es básica - anfotérica - ácida dependiendo de la diferencia de electronegatividad entre el grupo hidróxido y otro elemento, puesto que por un elemento dado, la electronegatividad aumenta con su estado de oxidación incrementa, consigue los hidróxidos del elemento, el cual, es menos básico y más ácido.

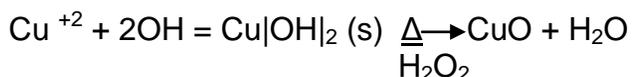
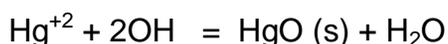
Este hecho es ejemplificado en la tabla siguiente, para los hidróxidos de manganeso.

Valencia	Hidróxido	Electronegatividad	Descripción
+2	$Mn(OH)_2$	1.4	Base ligeramente fuerte con $P_{Kb} 13$
+3	$Mn(OH)_3$	1.5	Base débil $P_{Ksp} = 36$
+4	$Mn(OH)_4$	1.75	Anfoterico $P_{Ksp} = 56$
+5	$H_3MnO_4 \cdot (MnO(OH))_3$	2.0	Acido Débil P_{Ka}
+6	$H_2MnO_4 = MnO_2(OH)_2$	2.25	Monoacido fuerte $P_{Ka} 1$
+7	$HMNO_4 = MnO_3(OH)$	2.5	Acido muy fuerte $P_{Ka} = -2.25$

Cuadro N°3 Ejemplos de Hidróxidos de Magnesio

5.9.17 Deshidratación de Hidróxidos Anfotericos

Si justamente un Hidróxido Alcalino es más dado a la solución de sales, de ciertos metales pesados, el oxido, menos que el hidróxido, se precipita (o el hidróxido puede precipitar primero pero deshidratados, a menudo los contactos con el agua) Por ejemplo si a una solución de $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ esta muestra, HgO ($\text{Hg}(\text{OH})_2$ precipita si una solución de AgNO_3 es hecha alcalina AgOH amarillo, es precipitada e inmediatamente se deshidrata a Ag_2O negro. Si a una solución de CuSO_4 es alcalinizada, precipita a $\text{Cu}(\text{OH})_2$ azul pero no estable, si es calentado con algo de H_2O_2 (catalizador) azul es agregar su deshidratante a negro.



Otra forma, el Hidróxido de Magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ no se deshidrata en presencia del agua significa que el Hidróxido puede deshidratarse en contacto con el agua.

Con el Agua dependiendo de sus K_A o K_B , si ambos son altos, la deshidratación es probable.

Su relación específica para un mismo hidróxido consume AgOH puede fácilmente ser derivado de las expresiones de equilibrio de Acido o base, tomando la concentración de los hidróxidos solubles sin ionizar.

5.9.18 Aplicaciones para el Análisis Cualitativo

En las investigaciones del laboratorio de las propiedades de los iones, el anfoterismo puede ser empleado para tanto para identificar y separar. En adición, se emplean importantes procesos de separación basados sobre anfoterismo entre los sulfuros e hidróxidos.

Las separaciones que involucran los hidróxidos son basados en la observación de ciertos hidróxidos [por ejemplo Pb(OH)_2 , Sn(OH)_2 , Sn(OH)_4 , Sb(OH)_3 , Al(OH)_3 , Cr(OH)_3 , Zn(OH)_2 , etc] son suficientemente ácidos para ser disueltos en soluciones fuertemente alcalinas y óxidos [por ejemplo, HgO , Bi(OH)_3 , Cd(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Fe(OH)_3 , Co(OH)_2 , Ni(OH)_2 , Mn(OH)_2 , etc] son demasiado básicos para ser disueltas bajo condiciones comparables.

Tales separaciones pueden involucrar solamente dos componentes, ejemplo compuestos de plomo(II) y bismuto(III), o una cubierta de separación de un número de compuestos como por ejemplo, compuestos de aluminio, cromo(III), y zinc del hierro(II, III), cobalto(II), manganeso(II) y níquel.

En la práctica, se ha encontrado que si el precipitado de una mezcla de sulfuros metálicos es tratado con un reactivo alcalino, ión sulfuro, arsénico, antimonio y

compuestos de estaño, y algunas veces compuestos de mercurio (II) son disueltos con thio aniones. Otros sulfuros permanecen insolubles.

5.10 Programa propuesto de Química Analítica Cualitativa

A continuación, se presenta el plan metodológico de la propuesta de actualización didáctica que se ha obtenido por medio de los resultados de la encuesta y con la experiencia del asesor de este trabajo

1. Generalidades.

- Número de orden: 11
- Código de asignatura: QAN116
- Pre-requisitos: Química General II, Física II y Matemática II
- Horas teóricas Semanales :3-4
Horas Prácticas Semanales: 4.
- Duración de la hora clase. 50 minutos.
- Duración del ciclo: 16 semanas.
- Ciclo académico: III ciclo.

2. Descripción del curso.

La asignatura de Química Analítica Cualitativa es impartida en el Tercer ciclo de la carrera de la Licenciatura de Química y Farmacia, se imparten los contenidos relacionados con el inicio del análisis químico en la identificación de los diferentes compuestos. La asignatura se desarrollará durante el periodo dieciséis semanas utilizando referencias bibliográficas para reforzar las clases teóricas, guías de discusión que planteen los ejercicios a realizar de acuerdo al tema estudiado y manual para la dirección de los laboratorios.

Se realizará cuatro exámenes parciales el primero incluyendo la unidad I - II, segundo parcial unidad III, tercer parcial unidad IV – V y el cuarto parcial la Unidad VI – VII. Siete exámenes cortos de discusión que será por tema de clase. Cortos por cada laboratorio y un práctico.

3. Objetivo de la asignatura.

Interpretar y aplicar los conceptos básicos del análisis químico en la identificación de los distintos elementos, reconociendo la importancia de fomentar la investigación química en sustancias en el estudiante y la importancia en las diferentes áreas de la industria.

4. Contenidos de la materia.

Unidad I: Introducción a la Química Analítica Cualitativa:

Unidad II: Soluciones Tampón

Unidad III: Hidrólisis

Unidad IV: Equilibrio Heterogéneo, propiedades de los precipitados

Unidad V: Equilibrio de Formación de Complejos:

Unidad VI: Equilibrios de Oxido- Reducción

Unidad VII: Anfoterismo

5. Metodología y Estrategia Metodológica.

- La asignatura de Química Analítica Cualitativa se desarrolla con un 75% en la parte teórica, 25% en la parte práctica.
- La parte teórica se desarrollará a través de clases expositivas combinadas con clases participativa, discusiones teóricas y prácticas por cada contenido con su corto respectivo; la asistencia a clase tendrá un porcentaje de la nota final para incentivar la asistencia a clase.
- La parte práctica consiste en: laboratorios prácticos que constaran de cortos de pre-laboratorio, planes de trabajo con las marchas analíticas, desempeño en los laboratorios y reportes.

6. Evaluación.

- Formativa: Durante el desarrollo de la asignatura en clases y en la práctica como la puntualidad, responsabilidad, cumplimiento de indicaciones, desempeño en el manejo de reactivos y soluciones.

- Sumativa: Se obtendrá como resultado de las calificaciones obtenidas durante es ciclo de los exámenes parciales, cortos de discusión, laboratorio y asistencia a clases.

ACTIVIDAD	PORCENTAJE DE NOTA FINAL
Primer Examen Parcial Unidad I y II	15.0
Segundo Examen Parcial Unidad III	10.0
Tercer Examen Parcial Unidad IV y V	15.0
Cuarto Examen Parcial Unidad VI y VII	15.0
Exámenes de Discusión	10.0
Cortos de pre-laboratorio	5.0
Prácticos de laboratorio	25.0
Asistencia a clases	5.0
Total	100.0

Cuadro N° 4 Propuesta de evaluaciones de la Química Analítica I

Fórmula para la evaluación:

$$\left[(Exp_1 \times 0.15) + (Exp_2 \times 0.10) + (Exp_3 \times 0.15) + (Exp_4 \times 0.15) + \right. \\ \left. (Disc \times 0.10) + (Lab \times 0.30) + (asistencia \times 0.05) \right]$$

5.11 Plan Metodológico para la cátedra de Química Analítica Cualitativa.

UNIDAD I INTRODUCCION A LA QUIMICA ANALITICA CUALITATIVA

Meta: Facilitar el proceso de enseñanza aprendizaje en el Análisis Químico Cualitativo.

Objetivo General: Conocer y detallar los conceptos básicos sobre el análisis y la identificación de iones con sus respectivas marchas analíticas de cada grupo químico correspondiente.

Objetivos Específicos:

- Definir que es un método analítico y una marcha analítica de identificación de iones para facilitar su posterior aplicación.
- Conocer los conceptos básicos para el entendimiento de los métodos de identificación de iones.
- Determinar las unidades de peso volumen que son más utilizados en una marcha analítica.
- Detallar las reglas de seguridad de trabajo en el laboratorio.

Contenidos:

- Clasificación de los métodos Cualitativos de Análisis.
- Etapas de un análisis químico típico.
- Selección de un método de análisis.
- Reglas para el manejo de reactivos y soluciones.
- Clasificación de los métodos.
- Pictogramas y símbolos.
- Significado de los pictogramas.
- Hojas de datos de seguridad.

Procedimientos:

- Los participantes firman la hoja de asistencia.
- El docente realiza la presentación de su persona y del tema.
- Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes)
- El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo)

- Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.
- Los alumnos presentaran el tema de seminario con ayuda de material didáctico.
- Los alumnos expositores proporcionaran a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.
- El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores

Recursos:

- Salón de Clases
- Multimedia
- Pizarra
- Computadora
- Retroproyector
- Libros

Material:

- Plumones
- Borrador de Pizarra
- Listado de Asistencia

Desarrollo:

Para efectuar el plan se realizarán de la siguiente manera:

- Se desarrolla una carta didáctica por cada tema, con siete cartas didácticas.
- Cada carta didáctica consta de su título en el cual se escribe por unidades desde la Unidad I a la Unidad VII.
- Cada tema por unidad contiene su Objetivo General y sus Objetivos Específicos.
- Luego se realizan las actividades que se desarrolla por parte del catedrático desde la exposición del tema hasta su finalización que en este caso sería aclarar las distintas dudas que manifiesten los estudiantes.
- Se muestran los recursos y materiales con los que el catedrático cuenta para impartir los temas.

Y finalmente se muestra como se evaluarán los diferentes temas para obtener un cien por ciento en la cátedra.

Evaluación:

Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total.

Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.

Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.

Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.

Exámenes de discusión: 10% de la nota total.

Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total

Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.

Asistencia a clases: 5% de la nota total.

UNIDAD II SOLUCIONES TAMPON

Meta: Facilitar el proceso de enseñanza aprendizaje en el Análisis Químico Cualitativo.

Objetivo General: Determinar que es una solución tampón y como es funcionamiento.

Objetivos Específicos:

- Conocer que es una solución tampón
- Desarrollar como se forma una solución tampón
- Detallar la capacidad tampón
- Aplicar en ejercicios teoría

Contenido:

- Definición de Disolución tampón

- Mezcla de un ácido débil y su base conjugada
- Reacción de Henderson-Hasselbalch
- Propiedades de la ecuación Henderson-Hasselbalch

Actividades:

- Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.
- Presentación del tema por parte del docente.
- Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.
- Exposición dialogada del tema.
- Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase)
- Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto
- Exposición de seminario.
- Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores

Procedimientos:

- Los participantes firman la hoja de asistencia.
- El docente realiza la presentación de su persona y del tema.
- Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes)

- El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo)
- Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.
- Los alumnos presentaran el tema de seminario con ayuda de material didáctico.
- Los alumnos expositores proporcionaran a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.
- El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores

Recursos:

- Salón de Clases
- Multimedia
- Pizarra
- Computadora
- Retroproyector
- Libros

Material:

- Plumones
- Borrador de Pizarra

- Listado de Asistencia

Desarrollo:

Para efectuar el plan se realizarán de la siguiente manera:

- Se desarrolla una carta didáctica por cada tema, con siete cartas didácticas.
- Cada carta didáctica consta de su título en el cual se escribe por unidades desde la Unidad I a la Unidad VII
- Cada tema por unidad contiene su Objetivo General y sus Objetivos Específicos.
- Luego se realizan las actividades que se desarrolla por parte del catedrático desde la exposición del tema hasta su finalización que en este caso sería aclarar las distintas dudas que manifiesten los estudiantes.
- Se muestran los recursos y materiales con los que el catedrático cuenta para impartir los temas.
- Y finalmente se muestra como se evaluarán los diferentes temas para obtener un cien por ciento en la cátedra.

Evaluación:

Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total

Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.

Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.

Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.

Exámenes de discusión: 10% de la nota total.

Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total

Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.

Asistencia a clases: 5% de la nota total.

UNIDAD III HIDRÓLISIS

Meta: Facilitar el proceso de enseñanza aprendizaje en el Análisis Químico Cualitativo.

Objetivo General: Conocer como actúa la hidrólisis en el Análisis Cualitativo

Objetivos Específicos:

- Determinar las bases de Hidrólisis
- Establecer la aplicación de Hidrólisis en diferentes tipos de iones
- Definir la aplicación de Hidrólisis en reacciones analíticas

Contenido:

- Ionización del Agua
- Hidrólisis de los Iones

- Hidrólisis de Aniones
- Hidrólisis de los Aniones de Acido Débil- Base Fuerte
- Hidrólisis de Cationes
- Hidrólisis de Acido Fuerte- Base Débil (Cloruro de Amonio)
- Hidrólisis de Acido Débil- Base Débil
- Hidrólisis de cationes con una sal férrica
- Hidrólisis de Aniones Polibásicos
- Aplicaciones de la hidrólisis en las reacciones analíticas

Actividades:

- Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.
- Presentación del tema por parte del docente.
- Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.
- Exposición dialogada del tema.
- Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase)
- Participación de los alumnos sobres dudas o preguntas con relación al tema expuesto
- Exposición de seminario.
- Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores

Procedimientos:

- Los participantes firman la hoja de asistencia.
- El docente realiza la presentación de su persona y del tema.
- Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes)
- El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo)
- Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.
- Los alumnos presentaran el tema de seminario con ayuda de material didáctico.
- Los alumnos expositores proporcionaran a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.
- El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores

Recursos:

- Salón de Clases
- Multimedia
- Pizarra
- Computadora

- Retroproyector
- Libros

Material:

- Plumones
- Borrador de Pizarra
- Listado de Asistencia

Desarrollo:

Para efectuar el plan se realizarán de la siguiente manera:

- Se desarrolla una carta didáctica por cada tema, en este caso son siete cartas didácticas.
- Cada carta didáctica consta de su título en el cual se escribe por unidades desde la Unidad I a la Unidad VII
- Cada tema por unidad contiene su Objetivo General y sus Objetivos Específicos.
- Luego se realizan las actividades que se desarrolla por parte del catedrático desde la exposición del tema hasta su finalización que en este caso sería aclarar las distintas dudas que manifiesten los estudiantes.

- Se muestran los recursos y materiales con los que el catedrático cuenta para impartir los temas.
- Y finalmente se muestra como se evaluarán los diferentes temas para obtener un cien por ciento en la cátedra.

Evaluación:

Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total

Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.

Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.

Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.

Exámenes de discusión: 10% de la nota total.

Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total

Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.

Asistencia a clases: 5% de la nota total.

Unidad IV: EQUILIBRIO HETEROGENEO, PROPIEDADES DE LOS PRECIPITADOS

Meta: Facilitar el proceso de enseñanza aprendizaje en el Análisis Químico Cualitativo.

Objetivo General: Conocer y comprender el equilibrio de los sistemas heterogéneos en el análisis químico.

Objetivos Específicos:

- Estudiar el Producto de Solubilidad
- Comprender lo que sucede en el Equilibrio Heterogéneo
- Conocer las propiedades fundamentales de los precipitados

Contenido:

- Formación de Iones Complejos
- Formación de iones complejos en el Análisis Cualitativo
- Efecto de la Hidrólisis
- Reacción entre dos pares Donador- Aceptor.
- Enmascaramiento de Iones

Actividades:

- Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.
- Presentación del tema por parte del docente.
- Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.
- Exposición dialogada del tema.
- Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase)
- Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto

- Exposición de seminario.
- Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores

Procedimientos:

- Los participantes firman la hoja de asistencia.
- El docente realiza la presentación de su persona y del tema.
- Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes)
- El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo)
- Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.
- Los alumnos presentaran el tema de seminario con ayuda de material didáctico.
- Los alumnos expositores proporcionaran a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.
- El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores

Recursos:

- Salón de Clases
- Multimedia
- Pizarra

- Computadora
- Retroproyector
- Libros

Material:

- Plumones
- Borrador de Pizarra
- Listado de Asistencia

Desarrollo:

Para efectuar el plan se realizarán de la siguiente manera:

- Se desarrolla una carta didáctica por cada tema, en este caso son siete cartas didácticas.
- Cada carta didáctica consta de su título en el cual se escribe por unidades desde la Unidad I a la Unidad VII
- Cada tema por unidad contiene su Objetivo General y sus Objetivos Específicos.
- Luego se realizan las actividades que se desarrolla por parte del catedrático desde la exposición del tema hasta su finalización que en este caso sería aclarar las distintas dudas que manifiesten los estudiantes.

- Se muestran los recursos y materiales con los que el catedrático cuenta para impartir los temas.
- Y finalmente se muestra como se evaluarán los diferentes temas para obtener un cien por ciento en la cátedra.

Evaluación:

Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total

Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.

Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.

Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.

Exámenes de discusión: 10% de la nota total.

Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total

Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.

Asistencia a clases: 5% de la nota total.

Unidad V: EQUILIBRIOS EN SISTEMAS COMPLEJOS

Meta: Facilitar el proceso de enseñanza aprendizaje en el Análisis Químico Cualitativo.

Objetivo General: Estudiar y comprender como se desarrolla la formación de complejos en el Análisis Químico.

Objetivos Específicos:

- Estudiar la formación de los iones complejos más importantes en el Análisis Químico
- Conocer los iones más comunes del Análisis Químico
- Comprender la importancia de los complejos en la Química Analítica

Contenido:

- Producto de Solubilidad
- Mecanismo de Formación de Precipitados
- Crecimiento de las Partículas
- Proceso de Precipitación
- Envejecimiento de los precipitados
- Contaminación de los Precipitados
- Principio de Solubilidad
- Factores que afectan el Equilibrio
- Aplicación del Producto de Solubilidad
- Efecto del ión común en la solubilidad
- El uso del H_2S como agente precipitante
- La precipitación de sulfuros en los grupos II y III
- Disolución con sulfuros metálicos
- Equilibrio simultáneo que involucran dos ácidos débiles

Actividades:

- Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.
- Presentación del tema por parte del docente.
- Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.
- Exposición dialogada del tema.
- Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase)
- Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto
- Exposición de seminario.
- Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores

Procedimientos:

- Los participantes firman la hoja de asistencia.
- El docente realiza la presentación de su persona y del tema.
- Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes)
- El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo)
- Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.

- Los alumnos presentaran el tema de seminario con ayuda de material didáctico.
- Los alumnos expositores proporcionaran a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.
- El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores

Recursos:

- Salón de Clases
- Multimedia
- Pizarra
- Computadora
- Retroproyector
- Libros

Material:

- Plumones
- Borrador de Pizarra
- Listado de Asistencia

Desarrollo:

Para efectuar el plan se realizarán de la siguiente manera:

- Se desarrolla una carta didáctica por cada tema, en este caso son siete cartas didácticas.
- Cada carta didáctica consta de su título en el cual se escribe por unidades desde la Unidad I a la Unidad VII
- Cada tema por unidad contiene su Objetivo General y sus Objetivos Específicos.
- Luego se realizan las actividades que se desarrolla por parte del catedrático desde la exposición del tema hasta su finalización que en este caso sería aclarar las distintas dudas que manifiesten los estudiantes.
- Se muestran los recursos y materiales con los que el catedrático cuenta para impartir los temas.
- Y finalmente se muestra como se evaluarán los diferentes temas para obtener un cien por ciento en la cátedra.

Evaluación:

Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total

Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.

Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.

Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.

Exámenes de discusión: 10% de la nota total.

Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total

Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.

Asistencia a clases: 5% de la nota total.

Unidad VI: EQUILIBRIOS DE OXIDO- REDUCCION

Meta: Facilitar el proceso de enseñanza aprendizaje en el Análisis Químico Cualitativo.

Objetivo General: Conocer, definir y aplicar los conocimientos de los principios en el equilibrio oxido- reducción en el Análisis Químico,

Objetivos Específicos:

- Comprender que es una reacción Oxido- Reducción
- Meta: Facilitar el proceso de enseñanza aprendizaje en el Análisis Químico Cualitativo.
- Conocer los conceptos básicos para el entendimiento de reacciones redox.
- Estudiar el Equilibrio Químico para medias celdas
- Detallar las reglas para asignar los números de oxidación
- Conocer la aplicación de las reacciones de oxido- reducción en el Análisis Químico

Contenidos:

- Definiciones y Conceptos
- Celdas Electroquímicas
- Pesos Equivalentes Oxidantes y Reductores
- Oxidantes y Reductores propios
- Reacciones de Oxido- Reducción por cambio de pH
- Reglas para el uso de las Tablas de Potencial de Reducción
- Semi- reacciones
- Aplicación

Actividades:

- Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.
- Presentación del tema por parte del docente.
- Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.
- Exposición dialogada del tema.
- Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase)
- Participación de los alumnos sobres dudas o preguntas con relación al tema expuesto
- Exposición de seminario.
- Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores

Procedimientos:

- Los participantes firman la hoja de asistencia.
- El docente realiza la presentación de su persona y del tema.
- Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes)
- El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo)
- Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.
- Los alumnos presentaran el tema de seminario con ayuda de material didáctico.
- Los alumnos expositores proporcionaran a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.
- El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores

Recursos:

- Salón de Clases
- Multimedia
- Pizarra
- Computadora

- Retroproyector
- Libros

Material:

- Plumones
- Borrador de Pizarra
- Listado de Asistencia

Desarrollo:

Para efectuar el plan se realizarán de la siguiente manera:

- Se desarrolla una carta didáctica por cada tema, en este caso son siete cartas didácticas.
- Cada carta didáctica consta de su título en el cual se escribe por unidades desde la Unidad I a la Unidad VII
- Cada tema por unidad contiene su Objetivo General y sus Objetivos Específicos.
- Luego se realizan las actividades que se desarrolla por parte del catedrático desde la exposición del tema hasta su finalización que en este caso sería aclarar las distintas dudas que manifiesten los estudiantes.

- Se muestran los recursos y materiales con los que el catedrático cuenta para impartir los temas.
- Y finalmente se muestra como se evaluarán los diferentes temas para obtener un cien por ciento en la cátedra.

Evaluación:

Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total

Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.

Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.

Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.

Exámenes de discusión: 10% de la nota total.

Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total

Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.

Asistencia a clases: 5% de la nota total.

Unidad VI: ANFOLITOS

Meta: Facilitar el proceso de enseñanza aprendizaje en el Análisis Químico

Cualitativo.

Objetivo General: Conocer la propiedad anfotéricas de algunos compuestos

Objetivos Específicos:

- Determinar que son los anfólitos.
- Especificar las propiedades de las sustancias anfotéricas.
- Detallar un elemento anfólitico.
- Definir la aplicación en el análisis químico.

Contenidos:

- Introducción.
- Los Anfólitos.
- Propiedades de los Ácidos.
- Ejemplos de elementos anfotéricos.
- Propiedades de los ácidos.
- Propiedades de las bases.
- Propiedades anfotéricas.
- Óxidos e Hidróxidos.
- Sustancias Misceláneas.
- Relación por la formación de iones complejos.
- Equilibrio de sustancias anfotéricas.
- Hidróxidos y bases anfotéricas.
- Hidróxidos anfotéricos en ácidos y bases.

- Sustancias anfotéricas con la segunda ionización importante.
- Anfoterismo y la Electronegatividad.
- Variación de acidez o basicidad en el estado de oxidación.
- Deshidratación de hidróxidos anfotéricos.
- Aplicaciones para el Análisis Cualitativos.

Actividades:

- Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.
- Presentación del tema por parte del docente.
- Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.
- Exposición dialogada del tema.
- Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase)
- Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto
- Exposición de seminario.
- Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores

Procedimientos:

- Los participantes firman la hoja de asistencia.
- El docente realiza la presentación de su persona y del tema.

- Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes)
- El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo)
- Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.
- Los alumnos presentaran el tema de seminario con ayuda de material didáctico.
- Los alumnos expositores proporcionaran a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.
- El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores

Recursos:

- Salón de Clases
- Multimedia
- Pizarra
- Computadora
- Retroproyector
- Libros

Material:

- Plumones
- Borrador de Pizarra
- Listado de Asistencia

Desarrollo:

Para efectuar el plan se realizarán de la siguiente manera:

- Se desarrolla una carta didáctica por cada tema, en este caso son siete cartas didácticas.
- Cada carta didáctica consta de su título en el cual se escribe por unidades desde la Unidad I a la Unidad VII
- Cada tema por unidad contiene su Objetivo General y sus Objetivos Específicos.
- Luego se realizan las actividades que se desarrolla por parte del catedrático desde la exposición del tema hasta su finalización que en este caso sería aclarar las distintas dudas que manifiesten los estudiantes.
- Se muestran los recursos y materiales con los que el catedrático cuenta para impartir los temas.
- Y finalmente se muestra como se evaluarán los diferentes temas para obtener un cien por ciento en la cátedra.

Evaluación:

Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total

Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.

Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.

Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.

Exámenes de discusión: 10% de la nota total.

Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total

Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.

Asistencia a clases: 5% de la nota total.

UNIDAD I: INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ANALÍTICA CUALITATIVA				
Objetivo General:	Conocer y detallar los conceptos básicos sobre el análisis y la identificación iones con sus respectivas marchas analíticas de cada grupo químico correspondiente.			
Objetivos Específicos:	a) Definir que es un método analítico y una marcha analítica de identificación de iones para facilitar su posterior aplicación. b) Conocer los conceptos básicos para el entendimiento de los métodos de identificación iones. c) Determinar las unidades de peso y volumen que son más utilizados en una marcha analítica. d) Detallar las reglas de seguridad del trabajo del laboratorio.			
CONTENIDOS	ACTIVIDADES	PROCEDIMIENTOS	RECURSOS	EVALUACIÓN
Clasificación de los métodos Cualitativos de Análisis. Etapas de un Análisis Químico Típico. Selección de un Método de Análisis. Reglas para el Manejo de Reactivos y Soluciones. Los Pictogramas y Símbolos. Clasificación de los Métodos. Significados de los Pictogramas. Hoja de Datos de Seguridad.	1. Registro de asistencia con ayuda de auxiliares. 2. Presentación del tema por parte del docente. 3. Lluvia de ideas sobre conocimientos previos. 4. Exposición dialogada del tema. 5. Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase). 6. Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto. 7. Exposición de seminario. 8. Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores.	1. Los participantes firman la hoja de asistencia 2. El docente realiza la presentación de su persona y del tema. 3. Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes). 4. El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo). 5. Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido. 6. Los alumnos presentarán el tema de seminario con ayuda de material didáctico. 7. Los alumnos expositores proporcionarán a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto. 8. El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores.	Salón de clases Pizarra Retroproyector Multimedia Computadora Libros MATERIALES Plumones Borrador de Pizarra Lista de Asistencia	Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total. Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total. Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total. Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total. Exámenes de discusión: 10% de la nota total. Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total. Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total. Asistencia a clases 5% de la nota total.

UNIDAD II: SOLUCIONES TAMPON

Objetivo General	Determinar que es una solución tampón y como es su funcionamiento.
Objetivos Específicos:	a) Conocer que es una solución tampón. b) Aplicar en ejercicios la teoría. c) Desarrollar como se forma una solución tampón. d) Detallar la capacidad tampón.

CONTENIDOS	ACTIVIDADES	PROCEDIMIENTOS	RECURSOS	EVALUACIÓN
Definición de Disolución tampón. Mezcla de un ácido débil y su base conjugada. Reacción de Hender-son-Hasselbalch. Preparación práctica de un Tampón. Capacidad de un Tampón La fuerza de un Tampón depende de la Fuerza Iónica y la temperatura.	1.Registro de asistencia con ayuda de auxiliares. 2.Presentación del tema por parte del docente. 3.Lluvia de ideas sobre conocimientos previos. 4.Exposición dialogada del tema. 5.Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase). 6.Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto. 7.Exposición de seminario. 8.Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores.	1.Los participantes firman la hoja de asistencia 2.El docente realiza la presentación de su persona y del tema. 3.Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes) 4.El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo). 5.Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido. 6.Los alumnos presentarán el tema de seminario con ayuda de material didáctico. 7.Los alumnos expositores proporcionarán a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto. 8.El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores.	Salón de clases Multimedia Pizarra Computadora Retroproyector Libros MATERIALES Plumones Borrador de Pizarra Lista de Asistencia	Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total. Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total. Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total. Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total. Exámenes de discusión: 10% de la nota total. Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total. Prácticas de laboratorio: 25% de la nota total. Asistencia a clases 5% de la nota total.

UNIDAD III: HIDRÓLISIS

Objetivo General: Conocer como actúa la Hidrólisis en el análisis Químico Cualitativo.

Objetivos Específicos: a) Determinar las bases de Hidrólisis.
b) Establecer la aplicación de Hidrólisis en diferentes tipos de iones.
c) Definir la aplicación de Hidrólisis en reacciones analíticas.

CONTENIDOS	ACTIVIDADES	PROCEDIMIENTOS	RECURSOS	EVALUACIÓN
Ionización del agua Hidrólisis de los iones Hidrólisis de los aniones Hidrólisis de Acido Fuerte- Base Fuerte Hidrólisis de Ácido Débil- Base Fuerte Hidrólisis de Ácido Fuerte- Base Débil Hidrólisis de un Ácido Débil- Base Débil Hidrólisis de Cationes con un Sal Férrica Hidrólisis de aniones de Ácidos Polibásicos Aplicaciones de la Hidrólisis en las Reacciones Analíticas	1.Registro de asistencia con ayuda de auxiliares. Presentación del tema por parte del docente. Lluvia de ideas sobre conocimientos previos. Exposición dialogada del tema. Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase). Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto. Exposición de seminario. Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores.	1.Los participantes firman la hoja de asistencia El docente realiza la presentación de su persona y del tema. Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes). El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo). Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido. Los alumnos presentarán el tema de seminario con ayuda de material didáctico. Los alumnos expositores proporcionarán a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto. El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores.	Salón de clases Pizarra Multimedia Retroproyector Computadora Libros MATERIALES Plumones Borrador de Pizarra Lista de Asistencia	Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total. Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total. Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total. Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total. Exámenes de discusión: 10% de la nota total. Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total. Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total. Asistencia a clases 5% de la nota total.

UNIDAD IV: EQUILIBRIO DE IONES COMPLEJOS

Objetivo General: Conocer el equilibrio de los sistemas heterogéneos en el análisis químico.

Objetivos Específicos: a) Detallar el principio de producto de solubilidad.
b) Comprender lo que sucede en el equilibrio heterogéneo.
c) Establecer las propiedades fundamentales de los precipitados.

CONTENIDOS	ACTIVIDADES	PROCEDIMIENTOS	RECURSOS	EVALUACIÓN
Formación de Complejos	1.Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.	1.Los participantes firman la hoja de asistencia	Salón de clases	Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total.
Formación de iones complejos en el Análisis Cualitativo.	2.Presentación del tema por parte del docente.	2.El docente realiza la presentación de su persona y del tema.	Retroproyector	Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.
Efecto de Hidrólisis.	3.Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.	3.Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes).	Libros	Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.
Reacción entre dos pares Donador-Aceptor	4.Exposición dialogada del tema.	4.El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo).	Computadora	Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.
Enmascaramiento de Iones.	5.Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase).	5.Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.	MATERIALES	Exámenes de discusión: 10% de la nota total.
	6.Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto.	6.Los alumnos presentarán el tema de seminario con ayuda de material didáctico.	Plumones	Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total.
	7.Exposición de seminario.	7.Los alumnos expositores proporcionarán a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.	Borrador de Pizarra	Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.
	8.Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores.	8.El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores.	Lista de Asistencia	Asistencia a clases 5% de la nota total.

UNIDAD V: EQUILIBRIO HETEROGÉNEO, PROPIEDADES DE LOS PRECIPITADOS				
Objetivo General	Estudiar como se desarrolla la formación de complejos en el Análisis Químico			
Objetivos Específicos:	a) Estudiar la formación de los iones complejos más importantes en el Análisis Químico.. b) Conocer los iones más comunes del análisis químico.. c) Comprender la importancia de los complejos en la Química Analítica.			
CONTENIDOS	ACTIVIDADES	PROCEDIMIENTOS	RECURSOS	EVALUACIÓN
Producto de Solubilidad. Mecanismo de Formación de Precipitados. Crecimiento de Partículas Proceso de Precipitación Envejecimiento de los Precipitados Contaminación de los Precipitados Principio de Solubilidad Factores que afectan el Equilibrio Aplicación del Producto de Solubilidad Efecto del ión Común en la solubilidad El uso del H ₂ S como Agente Precipitante La precipitación de Sulfuros en los grupos II y III Disolución con Sulfuros Metálicos Equilibrio simultáneo que involucran dos ácidos débiles.	1.Registro de asistencia con ayuda de auxiliares. 2.Presentación del tema por parte del docente. 3.Lluvia de ideas sobre conocimientos previos. 4.Exposición dialogada del tema. 5.Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase). 6.Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto. 7.Exposición de seminario. 8.Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores.	1.Los participantes firman la hoja de asistencia 2.El docente realiza la presentación de su persona y del tema. 3.Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes). 4.El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo). 5.Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido. 6.Los alumnos presentarán el tema de seminario con ayuda de material didáctico. 7.Los alumnos expositores proporcionarán a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto. 8.El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores.	Salón de clases Retroproyector Multimedia Computadora Libros Pizarra MATERIALES Plumones Borrador de Pizarra Lista de Asistencia	Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total. Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total. Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total. Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total. Exámenes de discusión: 10% de la nota total. Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total. Prácticas de laboratorio: 25% de la nota total. Asistencia a clases 5% de la nota total.

UNIDAD VI: EQUILIBRIO OXIDO REDUCCION

Objetivo General: Conocer, definir y aplicar los conocimientos de los principios en el equilibrio oxido reduccion en el Analisis Quimico

Objetivos Especificos: a) Comprender que es una reaccion Oxido - Reduccion.
 b) Conocer los conceptos basicos para el entendimiento de reacciones redox.
 c) Estudiar el Equilibrio Quimico para medias celdas
 d) Detallar las reglas para asignar los numeros de oxidacion
 e) Conocer la aplicacion de las reacciones de oxido-reduccion en el Analisis Quimico

CONTENIDOS	ACTIVIDADES	PROCEDIMIENTOS	RECURSOS	EVALUACION
Concepto de Teoría Redox	1.Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.	1.Los participantes firman la hoja de asistencia	Salón de clases	Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total.
Caídas Electroquímicas	2.Presentación del tema por parte del docente.	2.El docente realiza la presentación de su persona y del tema.	Pizarra	Segundo examen parcial: Unidad III, con el 10% de la nota total.
Oxidantes y Reductores Propias	3.Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.	3.Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes).	Retroproyector	Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.
Reglas para el uso de las Tablas de Potencial de Reduccion.	4.Exposición dialogada del tema.	4.El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo).	Multimedia	Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.
Semirreacciones.	5.Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase).	5.Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.	Computadora	Exámenes de discusión: 10% de la nota total.
Efectos de las Concentraciones sobre los Potenciales del Electrodo.	6.Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto.	6.Los alumnos presentarán el tema de seminario con ayuda de material didáctico.	Libros	Cortos de pre-laboratorio: 5% de nota total.
Constante de equilibrio	7.Exposición de seminario.	7.Los alumnos expositores proporcionarán a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.	MATERIALES	Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.
Aplicación	8.Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores.	8.El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores.	Plumones	Asistencia a clases 5% de la nota total.
			Borrador de Pizarra	
			Lista de Asistencia	

UNIDAD VII: ANFOLITOS

Objetivo General: Conocer la propiedad anfotérica de algunos compuestos

- Objetivos Específicos:
- a) Comprender que es una reacción Oxido - Reducción.
 - b) Conocer los conceptos básicos para el entendimiento de reacciones redox.
 - c) Estudiar el Equilibrio Químico para medias celdas
 - d) Detallar las reglas para asignar los números de oxidación

CONTENIDOS	ACTIVIDADES	PROCEDIMIENTOS	RECURSOS	EVALUACIÓN
Introducción Los Anfólitos Propiedades de los semi metales Ejemplos de elementos anfotéricos Propiedades de los ácidos Propiedades de las bases Propiedades anfotéricas Oxidos e Hidróxidos Sustancias Misceláneas Relación por la formación de iones complejos Equilibrio de sustancias anfotéricas Hidróxidos y bases anfotéricas Hidróxidos anfotéricos en ácidos y bases Sustancias anfotéricas con la segunda ionización importante Anfoterismo y la Electronegatividad Vacunación de acidez o basicidad en el estado de oxidación Deshidratación de hidróxidos anfotéricos Aplicaciones para el Análisis Cualitativos	1.Registro de asistencia con ayuda de auxiliares.	1. Los participantes firman la hoja de asistencia	Salón de clases	Primer examen parcial: Unidad I y II, con el 15% de la nota total.
	2.Presentación del tema por parte del docente.	El docente realiza la presentación de su persona y del tema. Los alumnos deben proponer normas de convivencia (por lo menos dos; derechos y deberes).	Pizarra	
	3.Lluvia de ideas sobre conocimientos previos.	El docente presenta el tema, ayudado por material didáctico (cañón, computadora, retroproyector) y material de apoyo escrito (si no se da en clase puede fotocopiarlo).	Retroproyector	Tercer examen parcial: Unidad IV y V, con el 15% de la nota total.
	4.Exposición dialogada del tema.	Entablar una discusión entre los alumnos en donde expresen sus dudas o preguntas en relación al tema impartido.	Multimedia	Cuarto examen parcial: Unidad VI y VII, con el 15% de la nota total.
	5.Exposición y reparto de material de apoyo (el análisis de la temática se realiza en siguiente clase).	Los alumnos presentarán el tema de seminario con ayuda de material didáctico.	Computadora	Exámenes de discusión: 10% de la nota total.
	6.Participación de los alumnos sobre dudas o preguntas con relación al tema expuesto.	Los alumnos expositores proporcionarán a los asistentes materiales de apoyo relacionados con el tema expuesto.	Libros	
	7.Exposición de seminario.	El docente realizará una serie de preguntas a los alumnos expositores.	MATERIALES	Prácticos de laboratorio: 25% de la nota total.
	8.Evaluación oral del seminario por parte del docente a los expositores.		Plumones Borrador de Pizarra Lista de Asistencia	

CAPITULO VI

DISCUSION DE RESULTADOS

6.0 DISCUSION DE RESULTADOS

- En base a que el Análisis Químico Cualitativo es fundamental para cualquier proceso que tenga como finalidad la elaboración o fabricación de medicamentos y otras áreas: es necesario que los laboratorios farmacéuticos cuenten con el personal que reúna las características como: capacidad, organización, experiencia, y amplios conocimientos sobre la Química Analítica Cualitativa.
- Sin embargo para llegar a obtener todas las cualidades mencionadas es necesario obtener primero el grado académico como Licenciado en Química y Farmacia y por lo tanto la Universidad de El Salvador tiene la Industria, para conocer cuales son los temas que como cátedra, se refuercen y de esta manera al desempeñarse como Químicos Farmacéuticos en la industria.
- Estrechar los lazos entre la Universidad y la Industria, para que se comuniquen y vayan de la mano para tener claras las necesidades de ambos para ir a la vanguardia de desarrollo profesional. La Universidad debe de contar con un programa actualizado sobre los temas que comprenden el Análisis Químico Cualitativo y de esta manera poder contribuir con el desarrollo científico e industrial del país.

- Tomando en cuenta lo anterior es necesario que se analice a profundidad todo el programa de la carrera de Licenciatura en Química y Farmacia ya que en la actualidad es del año 1978, para que haya un programa competente.

- Si se pretende medir los resultados de la propuesta, es fundamental para el estudio estadístico dejar con suma claridad que esta es una investigación estadística cualitativa. Debemos tomar en cuenta que los investigadores cualitativos hacen registros narrativos de los fenómenos que son estudiados mediante técnicas como la observación participante y las entrevistas estructuradas.

- La investigación cualitativa trata de identificar la naturaleza profunda de las realidades, su sistema de relaciones y su estructura dinámica. Tras el estudio de la asociación o correlación, pretende, a su vez, hacer inferencia causal que explique la opinión de las personas involucradas en esta área.

- La entrevista realizada fue no estructurada cuya finalidad es la indagación de la opinión de las diferentes personas que de una u otra

manera se encuentran beneficiadas con este estudio como son: estudiantes, profesionales Químicos Farmacéuticos laborando en la Industria Farmacéutica, y los catedráticos de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador.

- En el estudio se hizo un muestreo aleatorio debido al tipo de entrevista realizada ya que no tiene ningún tipo de variable que medir por definirse como un estudio de estadística cualitativa, por lo contrario es una entrevistas explorativa de opinión y por lo tanto se realizaron sesenta entrevistas en su totalidad, así pudieron realizarse la mitad y de igual manera el estudio sigue bien fundamentado, obteniendo resultados veraces.

- Sin embargo para poder interpretar de una mejor manera y para que se comprenda con mayor facilidad por que se desarrollarán los siguientes temas debido a la complejidad de estos se mostraran los resultados por medio de gráficos por ser una manera sencilla de hacerlo.

CAPITULO VII
CONCLUSIONES

7.0 CONCLUSIONES

1. La Química Analítica Cualitativa es una de las bases para la formación de un profesional capaz de analizar y Comprender cada una de las etapas que involucran la fabricación de medicamentos en la Industria farmacéutica y otras áreas, por lo tanto esta guía de actualización didáctica en los temas del Análisis Químico Cualitativo es un apoyo para el catedrático al momento de impartir la enseñanza al estudiante para facilitar el entendimiento de temas indispensables para un análisis.
2. Debido a la complejidad y amplitud de cada una de las unidades que comprende la Química Analítica Cualitativa, es necesario conocer y comprender todos los conceptos relacionados para lograr un mejor entendimiento de estos; basados en herramientas didácticas como las cartas didácticas, clases magistrales y esquemas analíticos.
3. La presente Propuesta de Actualización Didáctica en el Análisis Químico Cualitativo, es básicamente un apoyo didáctico para facilitar la enseñanza, ya que involucra ejemplos sobre cartas didácticas de los temas desarrollados para ser aplicados cada unidad y de esta manera mejorar la eficiencia del aprendizaje de los estudiantes.

4. Uno de los principales problemas encontrados en el presente estudio es que los estudiantes confunden temas de Química Analítica Cualitativa y temas de Química Analítica Cuantitativa, siendo Introducción a valoraciones y los cálculos de normalidad los principales ejemplos que tuvieron mayor porcentaje de solicitud y dificultad en los temas a incluir en el nuevo programa.

5. La asistencia a la cátedra desarrolla un papel crucial en el aprendizaje de la asignatura; para fomentar la asistencia en el estudio de la Química Analítica Cualitativa es preciso proveerle un pequeño porcentaje de la calificación total de la asignatura, de esta manera crear la participación activa y motivar al alumno para asistir a clases.

CAPITULO VIII
RECOMENDACIONES

8. 0 RECOMENDACIONES

1. Planificar capacitaciones a los estudiantes sobre los temas relacionados al Análisis Químico por profesionales que laboren en la industria ya que con su experiencia en diferentes áreas de análisis permitirá conocer la aplicación de un Análisis Químico Cualitativo y así llevar de la mano la teoría con la práctica.
2. Para el desarrollo de los contenidos, implementar las Cartas Didácticas y así facilitar el aprendizaje de todos los temas que comprende la Química Analítica Cualitativa.
3. Actualizar el programa de Química Analítica Cualitativa y diseñarlo de tal manera que sea acorde con lo que se aplica en la Industria y su finalidad sea facilitar la comprensión y el aprendizaje del estudiante tomando como apoyo las cartas didácticas.
4. Adquirir para la Biblioteca de la Facultad de Química y Farmacia bibliografía pedagógica adecuada y actualizada para que el docente este constantemente actualizado en capacitaciones y los estudiantes cuenten

con mayor cantidad de material didáctico que ayude a retroalimentar el aprendizaje

5. Incluir al inicio de cada uno de los temas un glosario con los conceptos básicos necesarios referidos del mismo y material didáctico para tener un mejor planteamiento y organización de los temas a impartir.

6. Implementar las cartas didácticas en todas las unidades de la asignatura con el propósito de servir como un guión de clase para facilitar la relación enseñanza- aprendizaje.

7. Diseñar una metodología participativa para obtener el 100% de asistencia por parte de los estudiantes y tener efectividad en el aprendizaje y poder reforzar aquellos temas en los cuales sus conocimientos sean más deficientes.

BIBLIOGRAFIA

1. Balcáceres, C. E. y otros; 2004 "ELABORACION DE UNA GUIA PRACTICA DE METODOS ANALITICOS CUALITATIVOS PARA LA IDENTIFICACION DIRECTA DE CATIONES Y ANIONES INORGANICOS", Facultad de Química y Farmacia, Universidad de El Salvador, El Salvador.
2. Brumblay, R.; 1984 "ANALISIS CUALITATIVO" CECSA México, D.F.
3. Chang R.; 1994, "QUIMICA GENERAL 2ª" Edición, Editorial McGraw Hill, Interamericana de México.
4. Climent M, María D.y otros; "TEMAS COMPLEMENTARIOS DE QUIMICA ANALITICA", Monografía 67, Parte I y Parte II.
5. Díaz R., S. M., 2006, "ELABORACIÓN DE UNA GUIA PARA LAS BUENAS PRACTICAS DE MANUFACTURA", Tesis de la Facultad de Química y Farmacia.
6. Galo de L., 1989, "TECNOLOGIA DIDACTICA", 2 Edición, Guatemala, Piedra Santa.
7. Garret, A. B. Y otros; 1982. "SEMIMICRO CUALITATIVE ANALISIS" Analisis" Blais de IIO PublishisngCompany;
8. Guiseppenerici I, 1973, "HACIA UNA DIDACTICA GENERAL DINAMICA", 2 Edición, Buenos Aires, Argentina.

9. Hordmann, Joseph. 1986 "ANALISIS CUALLITATIVO Y QUIMICA ORGANICA", CECSA, México D.F.
10. Luna R., Raymundo, 1976. "FUNDAMENTOS DE QUIMICA ANALITICA" Vol. I, Vol II; 1ª Edición México.
11. Mancía, Muriel E., 2006, "DIDACTICA GENERAL I, II", Talleres Gráficos UCA
12. Moller, Therald y otros; 1982. "IONES IN AQUEOCUS SISTEM" McGraw Hill, Book Compañía.
13. <http://www.uv.es/~baeza/metodo.html>
14. http://es.wikipedia.org/wiki/Qu%C3%ADmica_anal%C3%ADtica
15. <http://www.geocities.com/ResearchTriangle/System/8440/cualitativo.html>
16. http://es.wikipedia.org/wiki/Tabla_peri%C3%B3dica_de_los_elementos
17. <http://www.quimika.com/secciones/diccionario.htm>.
18. <http://es.wikipedia.org/wiki/>
19. <http://www.educa.aragob.es/aplicadi/didac/dida27.htm>

GLOSARIO (13, 14)

Ácido: Sustancia que libera iones hidrógenos (H^+) cuando se disuelve en agua.

Análisis Cualitativo: Determinación de los tipos de iones presentes en la una muestra.

Análisis Cuantitativo: Determinación de las cantidades de iones presentes en una muestra.

Aprendizaje: El aprendizaje es el proceso de adquirir conocimiento, habilidades, actitudes o valores, a través del estudio, la experiencia o la enseñanza, dicho proceso origina un cambio persistente, medible y específico en el comportamiento de un individuo y, según algunas teorías, hace que él mismo formule una construcción mental nueva o que revise una previa (conocimientos conceptuales como actitudes o valores).

Átomo: Unidad Fundamental de un elemento que puede intervenir en una combinación química.

Base: Sustancia que libera iones hidróxido (OH^-) cuando se disuelve en agua.

Complejo: En Química Inorgánica, Estructura poliatómica constituida por uno o más átomos metálicos (neutros o con carga) los cuales están unidos por coordinación de iones o de moléculas neutras.

Conocimiento: El conocimiento es un conjunto de datos sobre hechos, verdades o de información almacenada a través de la experiencia o del aprendizaje (a posteriori), o a través de introspección (a priori). El conocimiento es una apreciación de la posesión de múltiples datos interrelacionados que por

sí solos poseen menor valor cualitativo. Significa, en definitiva, la posesión consciente de un modelo de la realidad en el alma.

Dipolo Inducido: Separación de las cargas positiva y negativa en un átomo neutro (o en una molécula no polar) causada por la proximidad de un ión o una molécula polar.

Dilución: Procedimiento para preparar una solución menos concentrada a partir de otra mas concentrada.

Disolución: Mezcla Homogénea de dos o más sustancias.

Disolución Acuosa: Disolución en la que el disolvente es agua.

Ecuación Química: Ecuación que utiliza símbolos químicos para mostrar lo que ocurre durante una reacción química.

Electrólisis: Proceso en el que se utiliza la energía eléctrica para mostrar lo que ocurre durante una reacción química no espontánea.

Electrolito: Sustancia que al disolverse en agua produce una disolución que puede conducir electricidad.

Electrón: Partícula subatómica que tiene una masa muy pequeña y una carga eléctrica unitaria negativa.

Electronegatividad: Capacidad de un átomo de atraer electrones hacia él en un enlace químico.

Enlace Covalente: Enlace en el que dos átomos comparten dos electrones.

Enlace Iónico: Fuerza electrostática que mantiene unidos los iones en un compuesto iónico.

Enlace pi: Enlace covalente formado por el traslape lateral de los orbitales; su densidad electrónica se concentra arriba y abajo del plano de los núcleos de los átomos que están unidos.

Enlace Sencillo: Dos átomos se unen a través de un par de electrones.

Enlace Sigma: Enlace covalente formado por orbitales que se traslapan por los extremos; su densidad electrónica está concentrada entre los núcleos de los átomos que se unen.

Enlaces Múltiples: Enlaces formados cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrónicos.

Enseñanza: Es el proceso mediante el cual se comunican o transmiten conocimientos especiales o generales sobre una materia. Este concepto es más restringido que el de educación, ya que ésta tiene por objeto la formación integral de la persona humana, mientras que la enseñanza se limita a transmitir, por medios diversos, determinados conocimientos. En este sentido la educación comprende la enseñanza propiamente dicha.

Grupo: Los elementos de una tabla periódica.

Hidratación: Proceso en el un ión o una molécula se rodea de moléculas de agua distribuidas en forma específica.

Ión: Partícula cargada eléctricamente que se forma cuando un átomo o un grupo de átomos neutros ganan o pierden uno o más electrones.

Ión Complejo: Ión que contiene un catión metálica central unido a una o más moléculas o iones.

Ión Hidronio: Protón hidratado H_3O^+ .

Ión Monoatómico: Ión que contiene solo un átomo.

Ión Poliatómico: Ión que contiene más de un átomo.

Metales: Elementos que son buenos conductores de calor y electricidad y tienen tendencia a formar iones positivos en los compuestos iónicos.

Metales Alcalinos: Los elementos del grupo 1B (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr).

Metales Alcalinotérreos: Los elementos del grupo 2B (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra).

Metales de Transición: Elementos que tienen incompletos los subniveles d o que forman fácilmente cationes que tienen incompletos los subniveles d .

Metaloide: Elementos con propiedades intermedias entre las de los metales y no metales.

Molécula no Polar: Molécula que no posee un momento dipolo.

Molécula Polar: Molécula que posee un momento dipolo.

Momento Dipolo: Producto de la carga por la distancia entre las cargas de una molécula.

No Electrolito: Sustancia que cuando se disuelve en agua produce una disolución que no conduce electricidad.

Precipitado: Sólido insoluble que se separa de la disolución.

Protón: Partícula Subatómica que tiene una carga eléctrica positiva unitaria.

Química: Ciencia que estudia la materia y sus cambios.

Reacción Química: Proceso por el cual una sustancia (o sustancias) Cambian para Formar una o más sustancias nuevas.

Solubilidad: Máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente a una temperatura específica.

Soluto: Sustancia presente en menor cantidad en una disolución.

Solvatación: Proceso en el cual un ión o una molécula es rodeado por moléculas del disolvente distribuidas en una manera específica

ANEXOS

ANEXO N° 1

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

Tabla Periódica de los Elementos⁽¹²⁾

Grupo	I B	II B	Metales de trnsición										III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	
Periodo																			
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be	VIII A										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A			I A	II A	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	* Lu	71 Hf	72 Ta	73 W	74 Re	75 Os	76 Ir	77 Pt	78 Au	79 Hg	80 Tl	81 Pb	82 Bi	83 Po	84 At	85 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	** Lr	103 Rf	104 Db	105 Sg	106 Bh	107 Hs	108 Mt	109 Ds	110 Rg	111 Uub	112 Uut	113 Uuq	114 Uup	115 Uuh	116 Uus	117 Uuo	
Lantánidos	* La	57 Ce	58 Pr	59 Nd	60 Pm	61 Sm	62 Eu	63 Gd	64 Tb	65 Dy	66 Ho	67 Er	68 Tm	69 Yb	70				
Actínidos	** Ac	89 Th	90 Pa	91 U	92 Np	93 Pu	94 Am	95 Cm	96 Bk	97 Cf	98 Es	99 Fm	100 Md	101 No	102				

I B Alcalinos
 II B Alcalino Térreos
 III B Térreos
 VI B Grupo Antígenos o Calcógenos

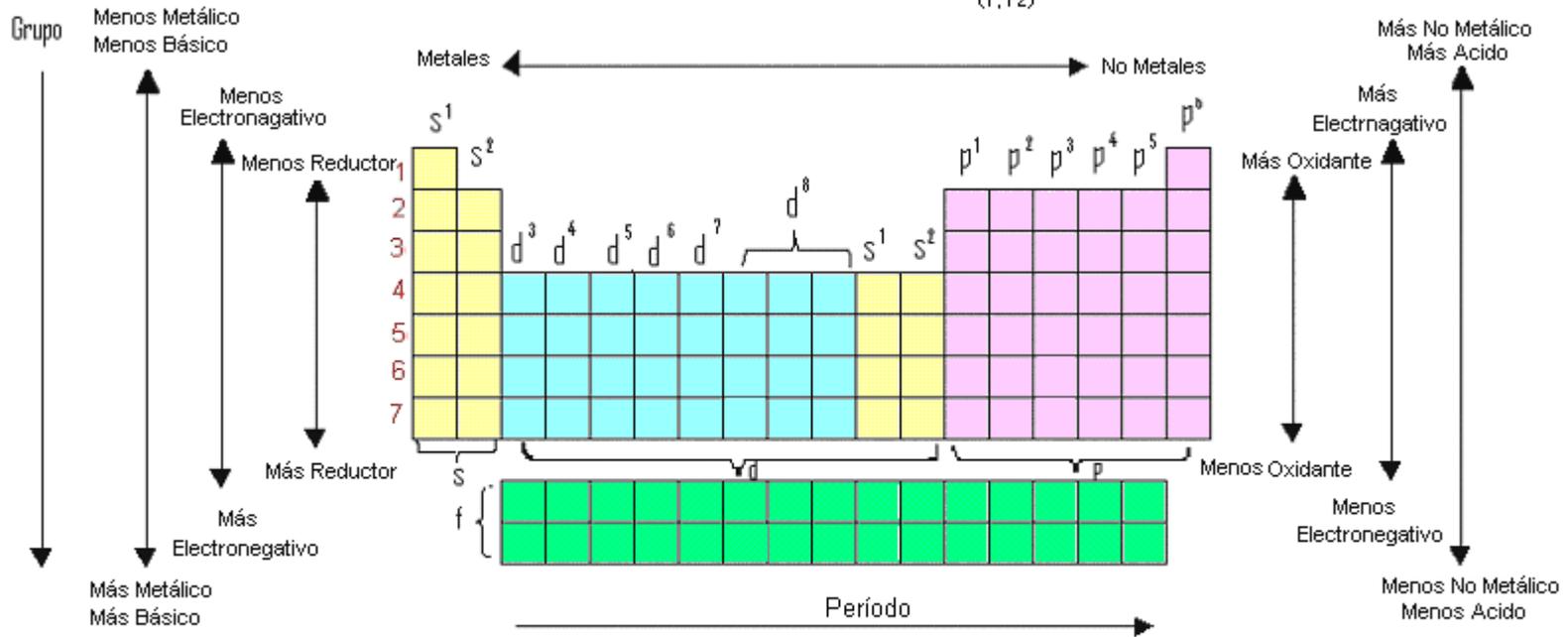
VII B Halógenos
 VIII B Gases Nobles
 VII A Triadas
 IV B Grupo del Carbono

V B Grupo del Nitrógeno
 I A Metales de Cuña
 * Lantánidos
 ** Actínidos

ANEXO N° 2

PERIODICIDAD DE LOS ELEMENTOS

Periodicidad de los Elementos_(1,12)



- s,p Elementos Representativos
- d Elementos de Transición
- f Elementos de Transición Interna

ANEXO N° 3

ENTREVISTA

UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR
FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA

Objetivo: Conocer cuáles son los temas de la Química Analítica I impartida en la Facultad de Química y Farmacia, presentan mayor dificultad en el área de análisis y temas de interés actuales que deberían incluirse.

Instrucciones: Contestar de acuerdo a su criterio y experiencia

1. Estado actual de estudio:

Estudiante: 4º Año 5º Año
Egresado Graduado

2. ¿Cuales métodos de separación conoce para analizar la composición química? Mencíónelos.

3. ¿Tiene usted conocimientos sobre la Separación Sistemática?

Si No

4. ¿Tiene usted conocimientos sobre la Precipitación Fraccionada?

Si No

5. ¿De los temas que usted recibió en la Química Analítica I, que temas considera que se deben enfatizar?

6. ¿Cuáles cálculos considera usted que se deberían de reforzar?

7. ¿Para usted qué nuevos temas serían necesarios introducir o ampliar en la Química Analítica I?

8. ¿Considera usted que se debe actualizar el programa de la asignatura de Química Analítica I?

10. Observaciones.

ANEXO N° 4

PROGRAMA DE QUÍMICA ANALÍTICA I

PROGRAMA DE QUIMICA ANALITICA CUALITATIVA

AÑO 2007

CICLO: I

Descripción del curso

En esta asignatura se estudiarán los aspectos teóricos y prácticos que involucran a los equilibrios químicos aplicados el análisis químico inorgánico, utilizando como herramientas didácticas las clases expositivas, tareas dirigidas, discusiones de tareas y prácticas de laboratorio relacionadas con el análisis inorgánico.

Objetivo de la asignatura

Que el estudiante comprenda el comportamiento de los diversos equilibrios químicos que se involucran en el análisis químico inorgánico y conocer sus aplicaciones en el análisis químico cuantitativo y cualitativo.

CONTENIDOS

UNIDAD I INTRODUCCION A LA QUIMICA ANALITICA.

Objetivo General Enseñar al estudiante los aspectos generales del análisis químico, su clasificación e importancia en el desempeño profesional en áreas de la ciencia, industria, agricultura, medio ambiente otros.

Objetivo Específico

- Enseñar la clasificación de la química analítica
- Presentar ejemplos de la aplicación de la química analítica.
- Proporcionar al alumno, herramientas para su desempeño en el laboratorio.

TEMATICA FUNDAMENTAL

1. Introducción
2. Clasificación
3. Aplicaciones
4. Trabajo de laboratorio
5. Reactivos mas usados en laboratorio
6. Marcha analítica de cationes.

TIEMPO DE DESARROLLO: 2 HORAS

UNIDAD II SOLUCIONES BUFFER EN EL ANALISIS

Objetivo General: Aprender como se forman las soluciones Buffer, su comportamiento, importancia y relación con el Análisis Químico.

Objetivos específicos:

- Introducir al estudiante al estudio de las soluciones buffer ácidas y básicas así como comprender su capacidad amortiguadora.
- Aplicar los conceptos en las soluciones de problemas.
- Aprender a preparar diferentes soluciones buffer.
- Conocer su aplicación e importancia en el análisis químico.

TEMATICA FUNDAMENTAL

1. Introducción
2. Solución Buffer ácida, básica y su capacidad amortiguadora.
3. Problemas
4. Límites de pH.
5. Problemas aplicados a ajustar pH.
6. Preparación de soluciones Buffer
7. Aplicación e importancia en el análisis Químico.

TIEMPO DE DESARROLLO 4 HORAS.

UNIDAD III: HIDRÓLISIS.

Objetivo General: Conocer los efectos de la hidrólisis en Química Analítica.

Objetivos Específicos:

- Interpretar las reacciones que resultan del efecto hidrolítico en ciertas sales.

- Aplicar el equilibrio químico al fenómeno de Hidrólisis.
- Cuantificar prácticamente a través de problemas.

TEMATICA FUNDAMENTAL

1. Ionización del agua, hidrólisis de aniones y cationes.
2. Constante de hidrólisis, grado de hidrólisis y % e hidrólisis.
3. Hidrólisis de sales derivadas de ácidos fuertes y bases débiles
4. Hidrólisis de ácidos débiles y bases débiles.
5. Hidrólisis de sulfuros.
6. Problemas de aplicación.

TIEMPO DE DESARROLLO: 4 HORAS.

UNIDAD IV: EQUILIBRIO HETEROGENEO, PROPIEDADES DE LOS PRECIPITADOS.

Objetivo General: Conocer el equilibrio de los sistemas heterogéneos sólido-líquido y su aplicación en el análisis químico.

Objetivos Específicos:

- Estudiar el equilibrio heterogéneo y el principio del producto de la solubilidad.

- Capacitar al estudiante en la aplicación de la Ley del Equilibrio y las variables que lo afectan.
- Estudiar algunas propiedades de los precipitados.

TEMATICA FUNDAMENTAL

1. Introducción
2. Principio de solubilidad.
3. Producto de solubilidad
4. Formación de precipitados
5. Sobresaturación, precipitación y coprecipitación.
6. Factores que afectan la solubilidad.
7. Efecto de la concentración en la formación de precipitados
8. Efecto de Ion común sobre la solubilidad
9. Precipitación fraccionada con H₂S
10. Disolución de precipitados
11. Problemas aplicados a la unidad.

TIEMPO DE DESARROLLO: 4HORAS

UNIDAD V: EQUILIBRIO DE IONES COMPLEJOS.

Objetivo General: Comprender como y porque se forman complejos y su importancia en el análisis Químico.

Objetivos Específicos:

- Estudiar los tipos de iones más comunes.
- Estudiar el equilibrio de iones mas complejos mas importantes en Química Analítica

TEMATICA FUNDAMENTAL

1. Introducción
2. Tipos de iones mas comunes
3. Equilibrio de iones complejos
4. Formación de complejos mas importantes en Q.A
5. Problemas aplicados.

TIEMPO DE DESARROLLO 4 HORAS.

UNIDAD VI: EQUILIBRIO EN REACCIONES OXIDO REDUCCION

Objetivo General: Conocer y definir los principios del equilibrio oxido reducción y sus aplicaciones en análisis químicos.

Objetivo Específicos:

- Estudiar los conceptos y leyes potenciales e oxido reducción para aniones y cationes.
- Comprender el equilibrio químico para medias celdas
- Estudiar el efecto de la solubilidad en el equilibrio de Redox.

- Conocer el esquema analítico en base a su estado de oxidación.
- Estudiar las principales aplicaciones en el análisis químico y problemas.

TEMATICA FUNDAMENTAL

1. Celdas electroquímicas.
2. Conceptos y leyes.
3. Potenciales de oxidación y reducción para aniones y cationes.
4. Equilibrio químico para medias celdas.
5. Efecto de la solubilidad de Redox.
6. Esquema analítico en base a sus estados de oxidación.
7. Aplicación y problemas en análisis químicos.

TIEMPO DE DESARROLLO: 4 HORAS.

UNIDAD VII: SUSTANCIAS ANFOTERICAS

Objetivo General: Conocer la tendencia de algunos elementos a formar compuestos anfotericos, aplicando los conocimientos adquiridos del equilibrio y análisis químico.

Objetivo Específicos:

- Estudiar la conceptualización sobre sustancias anfótericas.
- Conocer sobre anfotérismo aplicado a ácidos, bases, redox y Kps

- Estudiar los complejos y la relación de los anfotericos con la tabla periódica.
- Estudiar problemas y aplicación al análisis cualitativo.

TEMATICA FUNDAMENTAL

1. Conceptualización sobre sustancias anfotéricas.
2. Anfotérismo aplicado a ácidos, bases, redox y Kps.
3. Complejos y relación anfoterita con tabla periódica
4. Hidróxidos anfotericos.
5. Problemas y aplicación al análisis cualitativo.

TIEMPO DE DESARROLLO: 4HORAS.

METODOLOGIA

La asignatura tiene una carga global de 80 horas en el ciclo, en la cuales el peso relativo e la teoría es de 50%, peso relativo con respecto a los laboratorios es de un 30% y referente a las discusiones es de un 20%, los métodos aplicados en la asignatura son: el inductivo y el deductivo, las técnicas empleadas son las siguientes:

1. **CLASES EXPOSITIVAS:** Son tres sesiones semanales de 50 minutos cada una de ellas. En ellas el docente expone principios, leyes y procedimientos, que son el sustento teórico para que el alumno entre en ambiente de confianza y su participación sea de gran ayuda en clase, así pueda utilizar y fijar los conocimientos adquiridos para que después los pueda aplicar.
2. **DISCUSIONES:** Se dedican 2 horas semanales para que el alumno resuelva una guía de problemas que se entregan durante el período de desarrollo de la clase, el alumno reunido en equipo de trabajo con un máximo de cinco integrantes resuelve los problemas de la guía, posteriormente se evacuan dudas sobre dichos problemas por el docente, y se finaliza con una evaluación.
3. **HORAS DE CONSULTA:** Son sesiones personalizadas, el alumno cuenta con 12 horas semanales disponibles por docente que imparte la materia para aclarar las dudas de forma oportuna.
4. **LABORATORIOS:** Se cuenta con 4 horas a la semana, el alumno se dedicara a desarrollar una practica, donde el docente realizara un examen corto para determinar si el alumno ha comprendido la practica que realizará, luego se dará una breve explicación sobre el desarrollo de la práctica, el alumno contará para realizar satisfactoriamente la practica con su manual, cuaderno de laboratorio y la colaboración de dos docentes. También se realizaran exámenes prácticos.

EVALUACION

En el proceso enseñanza aprendizaje se toman en cuenta las siguientes evaluaciones:

- a) EXAMENES PARCIALES:** Se evaluará la parte relacionada con los problemas numéricos relativos al tema a examinar, son dos temas de clase por cada examen, son individuales y su ponderación es de 50% de la nota total.
- b) EXAMENES CORTOS DE TEORIA:** Se evaluará la parte teórica relativa al tema a examinar, es individual, es un examen por cada tema de clase y se realiza el día del examen parcial y su ponderación es 10% de la nota total.
- c) EXAMENES CORTOS DE DISCUSIÓN:** En esta actividad se evaluará lo aprendido en las discusiones ya desarrolladas, son individuales, son una por cada discusión y contendrá un ejercicio similar a los desarrollados durante la discusión y su ponderación es 10% de la nota total.
- d) EXAMENES CORTOS DE LABORATORIO:** estos se realizarán antes de cada práctica y contendrá preguntas relacionadas a la práctica a realizar, son individuales y su ponderación es 5% de nota total.

e) EXAMENES PRACTICOS DE LABORATORIO: Estos consisten en el análisis de una muestra desconocida que contiene un número específico de elementos y es entregada por el docente responsable del laboratorio, el alumno deberá de analizar y entregar sus resultados por escrito, la nota se calculará de la siguiente manera:

- Al reportar la totalidad de los cationes, la nota es la máxima.
- Al reportar menos de los cationes presentes, la nota es proporcional al número de elementos correctos.
- Al reportar mayor número de elementos, por cada elemento mas reportado el total se bajara un punto de la nota obtenida.

Su ponderación es del 30% de la nota final.

SISTEMA DE EVALUACIÓN

1. 3 Exámenes parciales: $E_1= 20\%$, $E_2= 20\%$, $E_3= 10\%$
2. Exámenes Teóricos y discusión: $E_4= 20\%$ (10% c /u)
3. Exámenes de laboratorio: $E_5= 30\%$ (corto de laboratorio 5%, prácticos (2) 10%, Práctico final 15%).

NOTA DEL CICLO: $E_1 + E_2 + E_3 + E_4 + E_5$.

ANEXO N° 5

**PROGRAMA DE ANALISIS QUIMICO DE LA FACULTAD DE FARMACIA DE
LA UNIVERSIDAD DE SEVILLA**



DEPARTAMENTO DE QUIMICA ANALITICA
CATEDRA DE ANALISIS QUIMICO
FACULTAD DE FARMACIA
UNIVERSIDAD DE SEVILLA

PROGRAMA DE ANALISIS QUIMICO

TEMAS GENERALES

Tema 1. Análisis Químico. Concepto. Proceso Analítico General.

Tema 2. Preparación de la muestra para el análisis. Secado y dilución de la muestra. Destrucción de la materia orgánica.

Tema 3. Tratamiento de datos analíticos: tipos de errores. Exactitud. Precisión. Criterios de Significación. Regresión lineal.

EQUILIBRIO IONICOS EN DISOLUCION

Tema 4. Equilibrio Acido- Base en medio acuosa. Cálculo de pH. Anfolitos. Disoluciones Reguladoras. Amortiguadores Fisiológicos.

Tema 5. Equilibrio Acido- Base en medio no Acuoso. Clasificación de disolventes. Autoprotólisis. pH y escala de pH. Efecto nivelador y diferenciador.

Tema 6. Equilibrios de Formación de Complejos. Generalidades. Función de formación de BJERRUM. Contantes adicionales.

Tema 7. Equilibrio de precipitación: solubilidad y producto de solubilidad. Factores que afectan al producto de solubilidad. Análisis por solubilidad de fases.

Tema 8. Equilibrios de oxido- reducción. Ecuación de Nerst. Potencial normal, aparente y condicional.

ANALISIS CUALITATIVO

Tema 9. Reactivos Analíticos. Ejemplos de reacción de identificación.

METODOS CLASICOS DE ANALISIS. VOLUMETRICAS Y GRAVIMETRICAS

Tema 10. Introducción a los métodos volumétricos. Definiciones y cálculos en análisis volumétricos.

Tema 11. Volumetría Acido- base. Generalidades. Indicadores acido- base. Aplicaciones

Tema 12. Volumetría acido- base en medio no acuoso. Introducción. Disolventes Valorantes. Indicadores. Aplicaciones.

Tema 13. Volumetrías de Precipitación. Generalidades. Argentometría. Otros métodos. Aplicaciones.

Tema 14 Volumetrías de Formación de Complejos. Generalidades. Valoraciones Selectivas y Agentes Enmascarantes. Detección del punto final. Indicadores Metalocrómicos. Aplicaciones.

Tema 15. Volumetrías de Oxidación- Reducción. Generalidades. Indicadores redox. Permanganimetría. Dicromatometrías. Iodometría. Otros. Estudios y Aplicaciones.

Tema 16. Método Gravimétricos. Generalidades. Precipitación. Coprecipitación. Precipitación homogénea. Aaplicaciones.

METODOS DE SEPARACION

Tema 17. Introducción. Estudio de las Técnicas de Separación en una sola etapa y en etapas múltiples.

Tema 18. Extracción líquido- líquido. Factores que influyen. Técnicas de extracción simple, múltiple y en contra corriente. Extracción Sólido- Líquido. Aplicaciones.

Tema 19. Técnicas Cromatográficas. Fundamentos. Clasificación. Consideraciones de Equilibrio. Consideraciones de Cinética.

Tema 20. Cromatografía de gases. Fundamentos. Instrumentación. Análisis Cualitativo y Cuantitativo. Aplicación.

Tema 21. Cromatografía Líquida. Generalidades. Cromatografía en Papel y Capa Fina. Cromatografía en Columna. HPLC. Aplicaciones.

Tema 22. Cromatografía de Intercambio Iónico. Principios Teóricos. Aplicaciones.

Tema 23. Cromatografía de filtración sobre gel. Generalidades. Tipos de gel. Aplicaciones Analíticas

METODOS INSTRUMENTALES DE ANALISIS

Tema 24. Introducción a los métodos ópticos de análisis. Clasificación.

Tema 25. Espectrofotometría ultravioleta y UV- visible. Principios y Aplicaciones.

Tema 26. Espectroscopía de derivadas. Conceptos fundamentales. Tratamiento de los datos. Aplicaciones.

Tema 27. Fluorescencia. Fundamentos teóricos. Instrumentación. Aplicaciones.

Tema 28. Fosforescencia. Quimioluminiscencia. Dispersión de la luz. Fundamentos y aplicaciones.

Tema 29. Espectroscopía de absorción Atómica. Fotometría de llama. Fundamentos y aplicaciones

Tema 30. Espectroscopía de Emisión Atómica. Emisión por plasma. Fundamentos y Aplicaciones.

Tema 31. Espectroscopía de resonancia magnética nuclear. Generalidades. Análisis Cualitativo y Cuantitativo. Aplicaciones.

Tema 32. Espectroscopía de Masas. Principios. Asociación Cromatográfica de gases- espectrometría de masas. Aplicaciones.

Tema 33. Otros métodos ópticos. Refractometría. Polarimetría. Fundamento y Aplicaciones.

Tema 34. Introducción a los métodos electroanalítico. Generalidades. Clasificación.

Tema 35. Potenciometría. Valoraciones potenciométricas. Aplicaciones.

Tema 36. Electrodo Selectivos de iones. Generalidades. Tipo de Electrodo. Aplicaciones.

Tema 37. Voltametría. Polarografía. Valoraciones Amperométricas. Fundamentos y Aplicaciones.

OTROS METODOS DE ANALISIS

Tema 38. Métodos Cinéticos de Análisis. Fundamento. Catálisis y Reacciones Catalíticas. Cinética Enzimática. Aplicaciones.

Tema 39. Radioinmunoensayo. Inmunofluorescencia. Inmunolectroforesis. Fundamentos y Aplicaciones.

Tema 40. Métodos automáticos de Análisis. Autoanalizador. Análisis Continuo.

ANLISIS ORGANICO

Tema 41. Análisis elemental Cuantitativo. Carbono e hidrógeno: método de combustión. Nitrógeno: Método de Dumas y Kjeldahl. Halógenos.

Tema 42. Análisis de Grupos Funcionales I. Compuestos hidroxilados. Métodos de Acilación. Otros métodos.

Tema 43. Análisis de Grupos Funcionales II. Compuestos carbonílicos y derivados: reacciones de condensación. Otros métodos.

Tema 44. Análisis de Grupos Funcionales III. Acidos Carboxílicos y derivados. Saponificación de Esteres. Otros Métodos.

Tema 45. Análisis de Grupos Funcionales IV. Aminas. Valoración Acido- Base. Método de Acilación. Diazotación. Otros métodos. Compuestos que contiene en el grupo alcoxilo. Alquenos y Alquinos. Tioles sulfuros y disulfuros.

TEMAS ESPECIALES

Tema 46. Toxicología Analítica. Introducción. Aislamiento de droga. Análisis por cromatografía de gases. Análisis por cromatografía de capa fina. Métodos Espectrofotométricos de medición.

Tema 47. Análisis de la Contaminación. Introducción. Análisis de la atmosfera. Análisis de agua.

Tema 48. Humedad de las muestras y determinación del agua. Clasificación de los métodos de determinación de agua. Métodos físicos. Métodos Químicos.