

Manual de Prácticas de Laboratorio de Química Inorganica

Daniel Jesús Alcázar Franco
Fabio Armando Fuentes Gándara
Máximo Alfonso Gallardo Mercado
Claudia Patricia Herrera Herrera
Isabel Linares de Moreno
Sandra Margarita Villarreal Villa
Alejandra María Zambrano Arévalo



CORPORACIÓN
UNIVERSIDAD
DE LA COSTA
1970

Manual de Prácticas
de Laboratorio de
Química Inorgánica

Alcázar Franco, Daniel Jesús

Manual de prácticas de laboratorio de química inorgánica / Daniel Jesús

Alcázar Franco, Fabio Armando Fuentes Gándara ...[et.-al] .

- Barranquilla: Educosta, 2016.

136 páginas (Ebook, Formato pdf)

ISBN: 978-958-8921-09-9

1. Química inorgánica 2. Química inorgánica –

Manuales de laboratorio

546.03 M294

Co-BrCuC

Manual de Prácticas de Laboratorio de Química Inorgánica

Daniel Jesús Alcázar Franco
Fabio Armando Fuentes Gándara
Máximo Alfonso Gallardo Mercado
Claudia Patricia Herrera Herrera
Isabel Linares de Moreno
Sandra Margarita Villarreal Villa
Alejandra María Zambrano Arévalo



UNIVERSIDAD
DE LA COSTA
1970

2015



Manual de Prácticas de Laboratorio de Química Inorgánica

Autor: Daniel Jesús Alcázar Franco
Fabio Armando Fuentes Gándara
Máximo Alfonso Gallardo Mercado
Claudia Patricia Herrera Herrera
Isabel Linares de Moreno
Sandra Margarita Villarreal Villa
Alejandra María Zambrano Arévalo

CORPORACIÓN UNIVERSIDAD
DE LA COSTA CUC
Barranquilla - Colombia - Sur América

ISBN: 978-958-8921-09-9

Primera Edición
Editorial Universitaria de la Costa EDUCOSTA
Corporación Universitaria de la Costa CUC
Calle 58 No. 55-66
Teléfono: (575) 344 3 597
educosta@cuc.edu.co

Coordinación Editorial:
Clara Inés De la Roche

Diagramación y Diseño de Portada:
Dolores López

Hecho el depósito que exige la ley.

© Todos los derechos reservados, 2015

Esta obra es propiedad intelectual de sus autores y los derechos de publicación han sido legalmente transferidos al editor. Queda prohibida su reproducción parcial o total por cualquier medio sin permiso por escrito del propietario de los derechos del copyright©

Dedicatoria

Dedicamos este documento a los estudiantes que emprenden con empeño la tarea nada fácil de conocer el maravilloso mundo de la química.

Autores.

Agradecimientos

A Dios por ser nuestra fuente de sabiduría.

A nuestras familias por el amor y la paciencia, además, por ceder parte de su tiempo para que se pudiese consolidar este proyecto.

Los más sinceros agradecimientos para todos los profesores de química que nos han apoyado en este trabajo y cuyos aportes fueron oportunos para llegar a consolidarlo.

Queremos extender estos agradecimientos especiales al Director del Departamento de Ciencias Básicas, el Ingeniero Dixon Salcedo y a la Directora del grupo de investigación EDIC-BAS, MSc. Sonia Valbuena.

En general, a toda la familia CUC, en cabeza de su rector, el Dr. Tito Crissien Borrero.

Contenido

Introducción	16
I. Competencias a desarrollar	19
II. Instrucciones generales para el trabajo en el laboratorio	21
III. Propuesta de pre-informe de laboratorio	24
IV. Propuesta de Informe de laboratorio	25
V. Prácticas de laboratorio	27
1. Preparación de soluciones en unidades físicas y químicas	27
2. Reacción de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte	32
3. Reacción de neutralización de un ácido fuerte con una base débil	38
4. Estandarización y valoración ácido-base.	43
Lectura complementaria 1: Sales de ácidos ternarios todos los días	55
Lectura complementaria 2: Los indicadores ácido-base	57
Lectura complementaria 3: Neutralizando los ácidos en nuestro cuerpo	59
Evaluación de competencias N°1	61
5. Solución amortiguadora ácida o Tampón ácido	66

6.	Solución amortiguadora básica o Tampón básico	72
7.	Electrólisis: celda electrolítica	78
8.	Celdas galvánicas	82
9.	Termoquímica: calor de una reacción	87
10.	Desplazamiento del equilibrio por variación de la concentración: Principio de Le Chatelier	91
11.	Cinética química: una reacción Redox	100
12.	Cinética química: uso de catalizadores	105
13.	Manejo sostenible de los residuos generados: aplicación de química verde	111
	Lectura complementaria 4: Crear objetos con comportamiento deseado es posible	115
	Lectura complementaria 5: El dióxido de titanio ayuda a almacenar energía de fuentes renovables	118
	Lectura complementaria 6: Química verde: ¿una realidad o una novedad?	120
	Evaluación de competencias N°2	123
	Referencias bibliográficas	128
	Anexos	131

Lista de Figuras

Fig. 1.	Curva de titulación ácido fuerte-base fuerte.	34
Fig. 2.	Curva de titulación base fuerte- ácido débil	47
Fig. 3.	Celda electrolítica.	79
Fig. 4.	Celda galvánica $Zn/Zn^{++} // Cu^{++}/Cu$	85
Fig. 5.	Enantiómeros de la asparagina.	107
Fig. 6.	Ejemplo de recipientes para almacenar los RESPEL del laboratorio de química	113
Fig. 7.	Ph.D. Paul Anastas	120
Fig. 8.	Ph.D. John Warner	120

Lista de Tablas

- Tabla 1. Patrones de comparación de indicadores de pH y su rango de variación.____49
- Tabla 2. Ejemplo de indicadores de pH._____57

Lista de Anexos

Anexo 1. Implementos de seguridad._____131

Anexo 2. Montaje para titulación ácido- base._____132

Anexo 3. Materiales de uso general en el laboratorio._133

Prólogo

El conjunto de prácticas de laboratorio que se esbozan a continuación constituyen el resultado de una cuidadosa selección que se realizó entre las muchas que se encuentran en la literatura científica disponible. Cada una de las prácticas fue verificada por los autores en su quehacer diario, quienes se enfocaron en su experiencia en docencia universitaria y en las competencias específicas que requiere el perfil profesional del ingeniero y afines a las ciencias ambientales. La intención en cada una de las prácticas es estar en consonancia con la formación por competencias para los futuros profesionales que se propone desde el proyecto Alfa-Tuning para América Latina [1], pero haciendo unas adaptaciones propias del entorno en el cual se desenvuelven los autores.

Para la elaboración de este manual se ha tenido en cuenta el hecho de subsanar algunas de las falencias formativas que en ocasiones se manifiestan en los estudiantes que por primera vez asisten a un laboratorio de química, entre ellas la manipulación inadecuada de los materiales y reactivos, toma de medidas, la dificultad para elaborar informes, y otras.

Sin embargo, a la par de las falencias que puedan existir en los estudiantes, se observa en muchos casos que las expectativas y el interés por aprender el “hacer” y corroborar los conceptos teóricos de la química van en significativo aumento. Es por ello, que este manual pretende incluir el mayor número de herramientas posibles, de modo que pueda guiar a los futuros ingenieros o

profesionales en áreas afines, hacia una formación sólida, amena y con un alto componente científico.

Se debe mencionar que las experiencias aquí reunidas se han adaptado de diversas fuentes bibliográficas, todas ellas de muy alto nivel académico y pedagógico, y además, cuentan con el aporte original y profesional de cada uno de los docentes autores. Por otra parte, en este manual se pretende mostrar que la química, a pesar de estar ampliamente distribuida en la naturaleza y de pasar en muchas oportunidades inadvertida en casi todos los ámbitos de la vida cotidiana, se reinventa cada día. Asimismo, en este manual se quiere hacer eco de esa nueva tendencia de la química llamada química sostenible o química verde, la cual no es más que una forma de ver y hacer química de forma más amigable con el ambiente. Ésta se ha introducido en este documento en cada una de las prácticas de manera implícita, por ejemplo, en la reducción de las cantidades de los reactivos utilizados; en la toxicidad de los mismos reemplazando, en la medida de lo posible, sustancias peligrosas por unas menos dañinas; y sobretodo, promoviendo desde el aula del laboratorio de química una política sostenible para el manejo de los residuos peligrosos o RESPEL, que involucra a cada uno de los actores del proceso enseñanza-aprendizaje.

La finalidad que se ha trazado con este manual, es que sirva de vehículo y permita que el encuentro de los estudiantes con la química inorgánica sea motivador, didáctico, en lo posible correctivo y muy formativo, buscando incansablemente estimular la intuición química en los estudiantes a partir del entrenamiento

experimental y con un enfoque claramente sostenible de dicha ciencia como aporte fundamental en la conservación del medio ambiente.

Finalmente, siendo esta la primera edición, los autores de este manual están dispuestos a recibir cualquier sugerencia o recomendación que permita el fortalecimiento del documento para un mejor aprovechamiento.

Los autores.

Introducción

El objetivo principal por el cual se emprendió la tarea de elaborar una recopilación de prácticas de laboratorio es el de proporcionar al estudiante de las diferentes ingenierías, ciencias ambientales y afines que cursa la asignatura de Química Inorgánica un conocimiento básico que le permita avanzar en el estudio de la misma en forma experimental.

Las guías están diseñadas para que el estudiante pueda familiarizarse con los equipos, reactivos y materiales de uso común en los laboratorios y desarrolle habilidades y destrezas en el manejo de los mismos, asumiendo su labor con un criterio analítico y no solo con la curiosidad de comprobar fenómenos.

Se espera que esta recopilación de prácticas de laboratorio esté disponible en un micrositio web que permita su fácil acceso.

Este texto presenta la siguiente estructura:

1. Instrucciones generales para el trabajo en un laboratorio de química.
2. Propuesta para elaborar el pre-informe y el informe de las prácticas de laboratorio.
3. Guías del trabajo experimental para las prácticas.
4. Manejo de los residuos generados.
5. Bibliografía.
6. Anexos.

La estructura del manual, en lo que respecta a cada práctica, se presenta de la siguiente manera:

1. Nombre de la práctica: proviene del fenómeno o ley a comprobar o demostrar.
2. Objetivos: general y específicos.
3. Información básica: en este aparte de la guía el estudiante tendrá a su disposición una consulta breve del tema a trabajar con el fin de iniciar la preconcepción del fenómeno en estudio y promover la ampliación de la información expuesta, especialmente en lo referente a las aplicaciones del proceso.
4. Palabras claves: éstas marcan la pauta cognitiva en la nemotecnia y permiten ampliar un vocabulario científico propio del área de la química.
5. Situaciones problémicas: son eventos planteados desde varios enfoques que le permiten al estudiante poner en consideración la fundamentación teórica del tema a trabajar.
6. Materiales, equipos y reactivos: son las herramientas físicas necesarias en el laboratorio para que el estudiante desarrolle su proceso de aprendizaje.
7. Experimentación con variables abiertas: permite al estudiante plantear procedimientos lógicos y coherentes para alcanzar los objetivos trazados.
8. Preguntas de evaluación: son diseñadas con el fin de comprobar la apropiación del conocimiento adquirido durante la experimentación.

En el manual se han colocado una serie de figuras y tablas necesarias en las diferentes prácticas, así como algunos de los montajes de laboratorio sugeridos, que se encuentran en los anexos.

Al final se presenta información sobre el manejo de los residuos peligrosos generados durante la experimentación.

I. Competencias a Desarrollar

En este momento el sistema educativo en general está apuntando al desarrollo de competencias en los educandos. Como resultado de consensos mundiales y regionales surgen unos acuerdos para poder trazar unos lineamientos guías en esta transformación. Surge, así, el proyecto Tuning con miras a proyectar en los futuros profesionales una perspectiva más global en su saber y quehacer, guiando los planes de estudio hacia unos enfocados en competencias; el eco en América Latina se denominó proyecto Alfa-Tuning [1]. Éste sirve como referente para esta propuesta pedagógica.

Competencias genéricas

1. Capacidad de aplicar los conocimientos de forma creativa en la práctica a través de la abstracción, el análisis y la síntesis.
2. Capacidad para tomar decisiones, organizar y planificar el tiempo.
3. Capacidad de trabajo en equipo y para desarrollar habilidades interpersonales.
4. Habilidades investigativas para buscar, procesar y analizar información procedente de diversas fuentes.
5. Compromiso con la preservación del medio ambiente, la responsabilidad social y el compromiso ciudadano.

6. Capacidad de comunicación oral y escrita con calidad.
7. Habilidad en el uso de las tecnologías de la información y la comunicación.
8. Capacidad para formular y gestionar proyectos de investigación en el aula.

Competencias específicas

1. Capacidad para aplicar conocimientos, la comprensión de la transformación en la estructura de la materia y dar solución a problemas cualitativos y cuantitativos.
2. Emprender acciones para la conservación del medio ambiente de forma sostenible desde los procesos de transformación en la estructura de la materia.
3. Capacidad para planificar, desarrollar y socializar procesos de investigación.
4. Habilidad en el uso de las herramientas de la informática y la comunicación aplicadas a la transformación de la estructura de la materia.
5. Habilidad para aplicar técnicas analíticas en la interpretación de datos y observaciones que involucran conceptos matemáticos relacionados con la transformación de la estructura de la materia.
6. Capacidad para actuar con iniciativa, responsabilidad e integralidad en el estudio de los fenómenos que involucran la transformación en la estructura de la materia.

II. Instrucciones Generales para el Trabajo en el Laboratorio

Se sugiere trabajar con grupos de máximo veinte (20) estudiantes en el laboratorio organizados en cinco grupos de cuatro miembros (mínimo dos), desempeñando cada uno de los integrantes alguno de los siguientes roles o funciones en orden a favorecer el trabajo cooperativo. A éstos se les ha asignado los siguientes nombres de forma casual:

1. Operadores: estudiantes que realizan los procedimientos experimentales, organizan y planifican el trabajo en el laboratorio y proponen mejoras en los procedimientos.
2. Calculador: estudiante que realiza cálculos previos a la experimentación y procesa los resultados experimentales; ayuda al operador.
3. Representante: estudiante que elabora un preinforme con los resultados obtenidos y los discute y expone junto a los otros participantes.

Se propone que todos los estudiantes de un mismo grupo deben rotar durante el semestre en los diferentes roles que fueron referidos anteriormente, sin que esto signifique que durante el desarrollo de la práctica no se puedan y deban apoyar entre ellos.

Como recomendaciones generales, la mesa, materiales y equipos utilizados deben quedar limpios y en el

lugar correspondiente antes de salir del laboratorio. Las llaves del gas y del agua deben quedar debidamente cerradas.

En el Laboratorio de química es absolutamente necesario establecer ciertas reglas de conducta y normas de seguridad, de cuyo cumplimiento dependen el orden en el trabajo, la comodidad y la seguridad de todos los participantes.

A continuación se enuncian algunas reglas generales que se deben tener en cuenta:

1. Prepararse siempre para cualquier práctica leyendo las instrucciones de la guía antes de ir al laboratorio.
2. Utilizar los implementos para la seguridad personal: bata, guantes, gafas y máscara de seguridad (Anexo 1). Por normas de seguridad internacionales, si un estudiante no trae dichos implementos, no se le debe permitir el ingreso al laboratorio, sin excepciones.
3. No manipular los compuestos químicos directamente con las manos. Para manipularlos se usarán espátulas, cucharitas, pinzas, etc. y los guantes de seguridad. Recordar lavarse las manos antes de salir del laboratorio.
4. Dejar pasar suficiente tiempo para que se enfríen el vidrio y los objetos calientes antes de manipularlos.

5. Todos los sólidos y papeles que sean desechados se deben arrojar a un recipiente adecuado para desechos: contenedores y canecas de color rojo.
6. No arrojar al sifón cerillas, papel de filtro o sólidos poco solubles.
7. Comprobar cuidadosamente los rótulos de los frascos de reactivos antes de usarlos.
8. No devolver nunca a los frascos de origen los sobrantes de compuestos utilizados, a menos que se indique lo contrario.
9. Realizar un manejo adecuado de los residuos peligrosos que se puedan generar.

III. Propuesta para el Pre-Informe de Laboratorio

Este es el documento para ayudar a consignar toda la información cualitativa y cuantitativa obtenida durante la experiencia en una forma clara, ordenada y legible.

Para sacar el máximo provecho de los datos consignados, se aconseja seguir las siguientes recomendaciones:

1. Anotar todos los datos tan pronto como sea posible después de hacer las observaciones.
2. Los estudiantes, con apoyo del docente, decidirán qué anotaciones son las más apropiadas para cada experiencia.
3. Utilizar una forma para tabular siempre que sea apropiada. Desarrollar el hábito de hacer diagramas claros.
4. Indicar las operaciones realizadas, presentando un cálculo ordenado.
5. Anotar las conclusiones y comentarios pertinentes. Cada informe contiene una serie de preguntas y ejercicios, los cuales se relacionan directamente con el experimento. Responder todas las preguntas en el informe.
6. Se recomienda elaborar el informe inmediatamente después de la sesión de trabajo de laboratorio.

IV. Propuesta para presentar el Informe de Laboratorio

Para afianzar las competencias investigativas en un laboratorio de química, es importante aprender a organizar la información recopilada y a analizarla. En la actualidad, los artículos científicos son la manera más común para divulgar el conocimiento; se trata de motivar a los estudiantes en la utilización de formatos de este tipo para la escritura de los reportes de laboratorio. Existen muchos formatos que se podrían utilizar para elaborar artículos científicos, cada docente tiene la autonomía para elegir el formato que desea utilizar, pero en general contienen los aspectos mencionados a continuación:

1. **Resumen:** Contiene ente 150 y 300 palabras, y debe establecer lo que fue hecho, cómo fue hecho, los resultados principales y su significado. No se citan referencias en el resumen.
2. **Abstract:** es el mismo resumen pero en inglés.
3. **Palabras claves:** deben estar incluidas en el resumen y son aquellos conceptos alrededor de los cuales gira el tema desarrollado en un artículo.
4. **Keywords:** son las mismas palabras claves pero en inglés
5. **Introducción:** debe contener la presentación o inducción sobre el trabajo, la justificación, algo de los antecedentes y los objetivos del mismo.

6. Fundamento teórico: es el marco de referencia conceptual de la práctica; debe ser breve pero pertinente.
7. Desarrollo experimental: contiene una descripción de los procedimientos realizados para llevar a cabo la práctica, esquema(s), foto(s) o diagrama(s) del montaje realizado.
8. Cálculo y análisis de resultados: es el desarrollo matemático en el cual se describen las ecuaciones utilizadas y los resultados obtenidos. Para la realización de este aspecto, se deben tener en cuenta los componentes matemáticos, físicos y gráficos de la experiencia y su relación con los principios teóricos del tema.
9. Conclusiones: se realizan teniendo en cuenta el objetivo o los objetivos planteados y el análisis de los resultados.
10. Referencias bibliográficas: se recomienda utilizar la norma IEEE para trabajos escritos.

Se recomienda que las gráficas se realicen con diferentes softwares tales como Excel, Matlab, Derive u otro. Los cálculos deben realizarse empleando herramientas tales como el Editor de ecuaciones.

V. Prácticas de Laboratorio

1. Preparación de soluciones en unidades físicas y químicas

Objetivo general:

Preparar soluciones acuosas en unidades físicas y químicas.

Objetivos específicos:

1. Realizar los cálculos matemáticos para determinar la cantidad de soluto necesario en cada caso.
2. Aprender a realizar interconversiones entre unidades físicas y químicas.

Información básica.

Una solución se define como una mezcla homogénea entre un soluto y un solvente, entendiendo como soluto la sustancia que se encuentra en menor proporción y como solvente la sustancia que está en mayor cantidad. Una solución acuosa es aquella cuyo solvente es el agua y éstas pueden tener solutos en forma gaseosa, líquida o sólida; del estado del soluto dependerá la expresión matemática que se debe utilizar.

La concentración de una solución es una forma de expresar, de forma cuantitativa, la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de solvente. Existen unas expresiones matemáticas que relacionan las cantidades de

soluto y de solvente en una solución teniendo en cuenta o no su composición química. Las llamadas unidades físicas son aquellas que relacionan dos magnitudes como son la masa y el volumen sin considerar la naturaleza de la sustancia, mientras que las unidades químicas deben tener en cuenta con qué sustancia se está trabajando porque los cálculos se realizan con unidades equivalentes de masa, como moles y equivalente-gramo.

Las unidades físicas de uso regular son el %m/v (porcentaje masa-volumen), %v/v (porcentaje volumen-volumen) y ppm (partes por millón), cuyas expresiones matemáticas son:

$$\% \frac{m}{v} = \frac{gSoluta}{mLSolución} * 100\% \quad (1)$$

$$\% \frac{v}{v} = \frac{mLSoluta}{mLSolución} * 100\% \quad (2)$$

$$ppm = \frac{mgSoluta}{LSolución} \quad (3)$$

Las unidades químicas de uso regular en la preparación de soluciones son la Molaridad (M) y la Normalidad (N), cuyas expresiones matemáticas son:

$$M = \frac{molesSoluta}{LSolución} \quad (4)$$

$$N = \frac{equivalentes - gramoSoluta}{LSolución} \quad (5)$$

Es importante tener en cuenta que muchas veces los cálculos relativos a las soluciones acuosas requieren una interconversión de unidades (por ejemplo, de mola-

ridad a %m/v); para lo cual es importante conocer las bases conceptuales sobre los factores de conversión.

Otro concepto a tener en cuenta en la preparación de soluciones es el de dilución. La dilución consiste, de forma simple, en adicionar más solvente a una porción de una solución de concentración conocida para obtener una nueva solución con menor concentración, lo cual se expresa matemáticamente así:

$$V_1C_1= V_2C_2 \quad (6)$$

Donde V y C son volumen y concentración, respectivamente, 1 es el estado inicial o concentrado y 2 es el estado final o diluido. Es necesario conocer muchas veces la densidad o peso específico de la solución de partida y su porcentaje de concentración para aplicar esta ecuación [2].

Palabras claves: soluto, solvente, concentración, dilución.

Situación problémica

1. A partir de los siguientes datos responda:

Concentración	Soluto (g)	Solución (mL)
5%m/v	A	250
4%v/v	8	B

Los datos faltantes son, en su respectivo orden:

a) $A=11,5\text{g}$ y $B=250\text{ mL}$

b) $A=10,5\text{g}$ y $B=100\text{ mL}$

c) $A=12,5\text{g}$ y $B=200\text{ mL}$

d) $A=8,5\text{g}$ y $B=250\text{ mL}$

2. En una industria se requiere utilizar durante el proceso una salmuera, si al preparar dicha solución ocurre un error inesperado y se obtiene una concentración mayor a la deseada, ¿qué haría si fuera el ingeniero encargado del proceso para subsanar el error y utilizar la salmuera?

Materiales, equipos y reactivos:

Matraces de diferentes volúmenes, beakers de 100 y 250mL, varilla de agitación, balanza digital, espátulas, pipetas. Reactivos asignados por el docente: ácidos fuertes o débiles, bases fuertes o débiles y sales.

Experimentación con variables abiertas.

1. Se le entregarán tres matraces de diferentes volúmenes, se le asignarán tres concentraciones y tres reactivos para preparar y rotular unas soluciones, ¿qué necesita hacer?
2. A partir de una solución ya preparada de concentración conocida, proponga cómo obtener una nueva con una menor concentración. Explique.

3. Si se tiene una solución 0,1M, ¿es lo mismo que tener una solución de 200ppm? ¿Por qué? ¿Cómo lo sabe? Explique.

DATOS EXPERIMENTALES
Título de la práctica:
Docente:
Integrantes:
Fecha:

Registrar en la siguiente tabla los cálculos necesarios para el punto 1 del apartado anterior.

Concentración	Reactivo	Cantidad de soluto	Cantidad de solución
1-			
2-			
3-			

Preguntas de evaluación.

- ¿Cuántos mililitros de ácido nítrico se necesitan para preparar una solución 0,15M en un matraz de 250mL? Se sabe que la densidad del ácido es 1,39 g/mL y que su pureza es del 65%. Haga los cálculos detalladamente.
- El vinagre comercial es una solución diluida del ácido acético. Si se sabe que su concentración en promedio es del 4%v/v, ¿a cuánto equivale esa concentración en M y en N? (La densidad del ácido acético es 1,05 g/mL)

3. En una titulación se necesita una solución de NaOH 0,1M, pero en el laboratorio hay una solución de ese reactivo 0,25M. ¿Se puede utilizar esta solución? ¿Por qué? ¿Qué se debe hacer? Explique claramente.
4. Los medicamentos en tabletas tienen diferentes concentraciones de lo que llaman “el principio activo”, por ejemplo, la popular vitamina C viene en presentación de 500 mg regularmente. Si se disolvieran 2 tabletas en 300 mL de agua, ¿con qué concentración quedaría esa solución en ppm?

2. Reacción de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte

Objetivo general:

Utilizar la titulación ácido-base para observar el comportamiento de un ácido fuerte frente a una base fuerte.

Objetivos específicos:

1. Aprender a identificar el punto final de una titulación utilizando indicadores.
2. Dibujar a partir de datos experimentales la curva de titulación ácido fuerte-base fuerte y compararla con la encontrada en la literatura.

Información básica.

Las reacciones de neutralización o valoraciones ácido-base poseen las siguientes características:

1. Se basan en una reacción volumétrica entre una sustancia ácida y una básica.
2. El fundamento teórico de dicha reacción es la transferencia de protones entre el ácido y la base.
3. El intervalo de viraje del pH se caracteriza por un cambio brusco en el mismo.
4. Se necesita un indicador químico o un medidor de pH (pH meter) para monitorear la valoración.

Los casos más frecuentes en las valoraciones ácido-base son:

1. Valoración de ácido fuerte con base fuerte.
2. Valoración de base fuerte con ácido fuerte.
3. Valoración de ácido débil con base fuerte.
4. Valoración de base débil con ácido fuerte.

Se tiene el siguiente ejemplo sencillo: se valoran 50 mL de una disolución de cloruro de hidrógeno (HCl) 0,1 M con otra disolución de 0,1 M de hidróxido sódico (NaOH). La concentración inicial de protones es de 0,1 M (ya que el ácido clorhídrico es un ácido fuerte que está totalmente disociado), y por lo tanto, el pH es aproximadamente 1. Al ir añadiendo NaOH se va neutralizando el HCl, pero el pH varía muy poco. Así, por ejemplo, cuando se han añadido 49 mL de disolución de NaOH, es decir, muy cerca del punto de equivalencia, se puede calcu-

lar fácilmente que el $\text{pH} = 3$. En el punto de equivalencia, naturalmente, el pH será cercano a 7 (ya que la sal que se forma proviene de un ácido y una base fuerte, y ni el catión ni el anión se hidrolizarán). En cuanto se ha añadido 0,1 mL de NaOH en exceso, el pH sube a 10, y si se agrega un 1 mL más, llega hasta 11 (Fig.1).

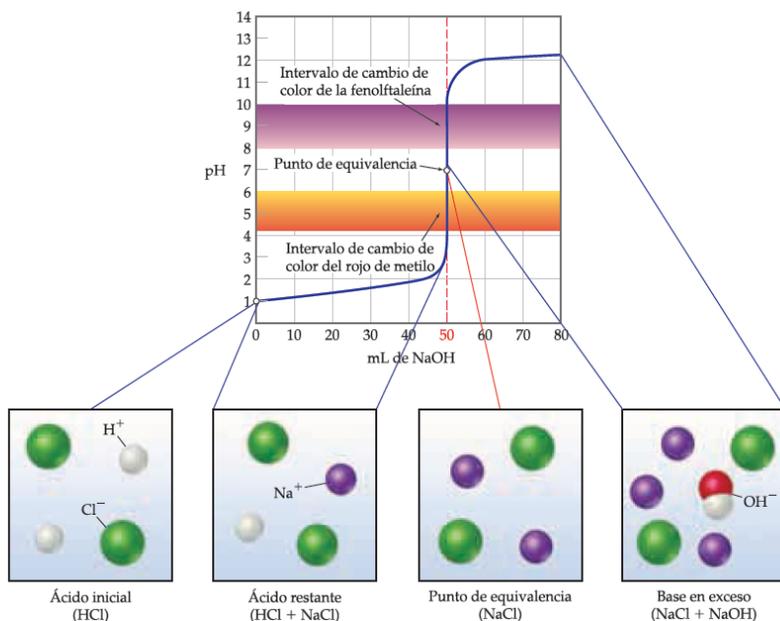


Fig.1. Curva de titulación ácido fuerte-base fuerte [3].

Se observa así que en las proximidades del punto de equivalencia se produce un salto de pH (de unas siete unidades), que puede ponerse de manifiesto con algún indicador ácido-base (punto final).

Cuando se valora un ácido débil, como el ácido acético, con una base fuerte, el salto de pH es menor. Por

otra parte, en el punto de equivalencia, la disolución ya es básica ($\text{pH} > 7$) puesto que se trata de una sal de ácido débil y base fuerte. Análogamente, cuando se valora una base débil (amoníaco) con un ácido fuerte, también es menor el salto de pH y, además, en este caso la disolución es ácida ($\text{pH} < 7$) en el punto de equivalencia pues ahora se trata de una sal de ácido fuerte y base débil. Todo esto va a influir a la hora de elegir el indicador adecuado para cada valoración [4].

Palabras claves: titulación, ácido fuerte, base fuerte, punto de equivalencia, punto final.

Situación problémica:

El fundamento de la neutralización es un equivalente gramo de ácido que reacciona exactamente con un equivalente gramo de una base. En la neutralización, el número total de equivalentes gramos de ácido es igual al número de equivalentes gramos de la base y se resume en la siguiente expresión: $V_a N_a = V_b N_b$.

Por lo tanto, para neutralizar 250 mL de una solución 5 N de H_2SO_4 con una solución de NaOH, ¿cuántos litros se necesitan? Argumente su respuesta.

Materiales, equipos y reactivos.

NaOH sólido y HCl concentrado para preparar soluciones de HCl y NaOH 0,1M; matraces de 200 mL (2); pipetas; espátula; balanza; montaje para titulación (bureta, soporte, pinzas); erlenmeyer (2); medidor de pH ; fenolftaleína; probeta de 100 mL; beaker de 200 mL; embudo de vidrio.

Experimentación con variables abiertas.

1. Preparación de la solución de un álcali (NaOH).

Se empleará una solución de NaOH, base fuerte soluble en agua; calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar 200 mL de una solución 0,1 M. Rotularla.

2. Preparación de la solución de un ácido (HCl).

Calcular la concentración del ácido “concentrado” o de partida con la siguiente ecuación:

$$C_1 = \frac{\% \times d \times 10}{pm} \quad (7)$$

Y utilizando la relación de dilución, $V_1C_1=V_2C_2$, calcular el volumen del mismo que se debe tomar para obtener 200 mL de la solución de HCl 0,1 M si se sabe que:

d = densidad (g/mL)

%= porcentaje de pureza (ver etiqueta del ácido)

pm = peso molecular

V1 = volumen del ácido concentrado a tomar (mL)

C1 = concentración del ácido (M ó N)

V2 = volumen que se quiere preparar del ácido (mL)

C2 = concentración diluida que se requiere del ácido (M ó N)

Realice el montaje de la bureta (Anexo 2), luego llénela con ayuda de un beaker y un embudo hasta tener 20 mL de solución de NaOH 0,1 M. Tome 10 mL de la solución de HCl 0,1 M y añádalo en el Erlenmeyer; agregue 2 gotas de fenolftaleína o del indicador asignado. Mida el pH del ácido que acaba de tomar y regístrelo como el primer valor de pH

para la curva donde $V=0$ mL. Después, comience a gotear la solución de NaOH sobre la solución de HCl y a realice lecturas de pH cada 1 ó 2 mL de NaOH agregados hasta alcanzar el punto de equivalencia que se reconocerá por un cambio de color del indicador. ¿Cuál sería ese cambio de color? Agregue un exceso de titulante para obtener más datos para la gráfica (a más puntos, mejor gráfica).

DATOS EXPERIMENTALES	
Título de la práctica:	
Docente:	
Integrantes:	
Fecha:	

1.-Registrar los cálculos necesarios para preparar las soluciones de NaOH y HCl.

2.-Complete la siguiente tabla con los datos obtenidos de volumen y de pH.

Volumen de NaOH gastado (mL)	pH

Preguntas de evaluación

1. Construya la mejor curva de titulación de pH vs Volumen de NaOH con los datos obtenidos. Compárela con la que se encuentra en la literatura y mencione dos características o aspectos resultantes de la comparación. ¿Son diferentes? ¿Por qué?
2. Según la relación de neutralización $V_a C_a = V_b C_b$, ¿qué cantidad de base debió consumirse, teóricamente, durante la titulación experimental? Demuéstrelo.
3. ¿Cuál es la importancia práctica de los procesos de titulación o neutralización en la industria química y sus aplicaciones? Explique claramente.

3. Reacción de neutralización de un ácido fuerte con una base débil

Objetivo general:

Utilizar la titulación ácido-base para observar el comportamiento de un ácido fuerte frente a una base débil.

Objetivos específicos:

1. Aprender a identificar el punto final de una titulación utilizando indicadores.
2. Dibujar a partir de datos experimentales la curva de titulación ácido fuerte-base débil y compararla con la encontrada en la literatura.

Información básica.

Las reacciones de neutralización o valoraciones ácido-base poseen las siguientes características:

1. Se basan en una reacción volumétrica entre una sustancia ácida y una básica.
2. El fundamento teórico de dicha reacción es la transferencia de protones entre el ácido y la base.
3. El intervalo de viraje del pH se caracteriza por un cambio brusco en el mismo.
4. Se necesita un indicador químico o un medidor de pH (pH metro) para monitorear la valoración.

Los casos más frecuentes en las valoraciones ácido-base son:

1. Valoración de ácido fuerte con base fuerte
2. Valoración de base fuerte con ácido fuerte
3. Valoración de ácido débil con base fuerte
4. Valoración de base débil con ácido fuerte

Cuando un ácido fuerte como el HCl se neutraliza con una base débil NH_3 , el pH se mantiene muy bajo mientras aún existe ácido libre, y después de alcanzar la neutralidad, el ligero exceso de NH_3 eleva paulatinamente el pH sin provocar cambios bruscos.

Cuando se valora un ácido débil como el ácido acético con una base fuerte, el salto de pH es menor. Por otra parte, en el punto de equivalencia, la disolución ya es básica (pH >7) puesto que se trata de una sal de ácido débil y base fuerte. Análogamente, cuando se valora una base débil (amoníaco) con un ácido fuerte, también es menor el salto de pH y, además, en este caso la disolución es ácida (pH <7) en el punto de equivalencia pues ahora se trata de una sal de ácido fuerte y base débil. Todo esto va a influir a la hora de elegir el indicador adecuado para cada valoración, ya que no todos los indicadores se pueden utilizar, siempre dependerá del rango en el que se espera que ocurra la neutralización [4].

Palabras claves: titulación, ácido fuerte, base débil, punto final, punto de equivalencia.

Situación problémica.

El amoníaco de uso doméstico es una disolución diluida en agua. Al titular 2,0 mL de amoníaco casero, se necesitaron 34,9 mL de ácido clorhídrico 0,10 M para neutralizar la disolución hasta el punto final con rojo de metilo. A partir de esta información calcule:

- La molaridad de la solución de amoníaco.
- El porcentaje de disolución del amoníaco (densidad de la disolución= 0,985 g/mL).

Materiales, equipos y reactivos.

Soluciones de amoníaco NH_3 y HCl 0,1 M, matraces de 200 mL (2), pipetas, espátula, balanza, montaje para titulación (bureta, soporte, pinzas), erlenmeyers, medidor de pH,

fenolftaleína u otro indicador disponible, probeta de 200 mL, beaker de 200 mL, embudo de vidrio.

Experimentación con variables abiertas.

1. Preparar las soluciones de NH_3 y HCl 0,1 M en su respectivo matraz. Calcular la cantidad de soluto en cada caso.
2. Determinar la molaridad de las soluciones concentradas con $C_1 = \frac{\% \times d \times 10}{pm}$ y utilizar la relación de dilución $V_1C_1 = V_2C_2$, en donde:

V_1 = volumen de solución concentrada a tomar (en mL).

C_1 = concentración de la solución inicial (M).

V_2 = volumen que se quiere preparar (200 mL).

C_2 = concentración diluida que se requiere (0,1 M).

3. Realice el montaje de la bureta (Anexo 2). Luego llénela con ayuda de un beaker y un embudo hasta tener 30 mL con solución de HCl 0,1 M. Tome 10 mL de la solución de NH_3 0,1 M y añádalo en el Erlenmeyer; agregue 2 gotas de fenolftaleína. Inicie la titulación hasta alcanzar el punto final registrando el pH cada 1 ó 1 mL, y prosiga con un exceso de titulante para obtener más datos para la gráfica.

DATOS EXPERIMENTALES
Título de la práctica:
Docente:
Integrantes:
Fecha:

1.-Registrar los cálculos obtenidos en la preparación de las soluciones de NaOH y HCl.

2.-Complete la siguiente tabla con los datos obtenidos de volumen y de pH.

Volumen de HCl gastado (mL)	pH

Preguntas de evaluación

1. Construya la mejor curva de titulación del pH vs Volumen de HCl con los datos obtenidos. Compárela con la que se encuentra en la literatura y mencione dos características o aspectos resultantes de la comparación.
2. Según la relación de neutralización $V_a C_a = V_b C_b$, ¿qué cantidad de ácido debió consumirse, teóricamente, durante la titulación experimental? ¿Se puede aplicar el mismo análisis que para la neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte? Argumente su respuesta.
3. ¿Por qué se agrega el ácido a la base y no al revés? Argumente su respuesta.

4. Estandarización y valoración ácido-base utilizando col lombarda (repollo morado) como indicador [5].

Objetivo general:

Realizar una valoración ácido-base utilizando un indicador natural como el repollo morado o col lombarda para detectar el punto final o de equivalencia.

Objetivos específicos:

1. Elaborar indicadores ácido-base con sustancias naturales.
2. Valorar un ácido frente a una sustancia patrón (base de concentración perfectamente conocida).
3. Determinar los valores de la acidez de un vinagre o de un zumo de fruta.

Información básica.

El análisis volumétrico es una técnica basada en mediciones de volumen para calcular la cantidad de una sustancia en solución y consiste en una valoración (titulación), que es el proceso de determinación del volumen necesario de solución (solución patrón) que reacciona con una masa o volumen determinado de una muestra.

La adición de solución patrón se continúa hasta alcanzar el punto llamado punto final, momento cuando el número de equivalentes de una sustancia es igual al número de equivalentes de la otra. En el caso de un ácido y una base:

Equivalente gramo de ácido =
Equivalente gramo de base.

Si: $V_a N_a =$ equivalente gramo de ácido.

$V_b N_b =$ equivalente gramo de base.

Entonces:

$$V_a N_a = V_b N_b \quad (8)$$

Donde:

$V_a =$ volumen de la solución del ácido (mL).

$V_b =$ volumen de la solución de la base (mL).

$N_a =$ Normalidad (concentración) de la solución de ácido.

$N_b =$ Normalidad (concentración) de la solución de base.

En la práctica, la operación se reduce a averiguar qué cantidad de ácido de concentración conocida es necesaria para neutralizar una cantidad fija de base de concentración desconocida. En este caso, el proceso se llama *alcalimetría*. El caso inverso, de hallar la concentración del ácido, se denomina acidimetría.

Para determinar el punto final se usan compuestos que tienen la propiedad de cambiar de color en el momento que finaliza la reacción entre la solución patrón y la solución que se valora; estos compuestos se denominan indicadores. La elección del indicador y el conocimiento de su zona de viraje son aspectos esenciales en la valoración. El valor del pH de una disolución tiene una gran influencia en muchos procesos químicos y biológicos, por lo que su conocimiento es de suma importancia.

En la mayoría de los casos prácticos, tanto industriales como biológicos, es necesario medir el pH, lo que se hace con unos aparatos especiales llamados *pH metros* (de su nombre en inglés *pH meter*) o medidor de *pH*. El pH metro se basa en la medida de la diferencia de potencial eléctrico entre dos electrodos: uno de referencia y otro sensible a la concentración de protones, introducido en la disolución cuyo pH se desea medir.

De una manera aproximada, puede conocerse el pH de una disolución utilizando indicadores, que son disoluciones de ciertos colorantes orgánicos complejos cuyo color cambia con el pH del medio en que se encuentren. Los indicadores son ácidos o bases débiles que se caracterizan por tener distinto color, uno para el ácido y otro para la base conjugada.

Considere como ejemplo el anaranjado de metilo que es un indicador del tipo ácido débil. Como su molécula es muy compleja se representará por **HIn**. La molécula tiene color rojo mientras que su base conjugada, **el ion In⁻**, es de color amarillo. En disolución se establece el equilibrio:



Como coexisten las dos especies químicas (roja y amarilla), resulta el color naranja propio del indicador. Ahora bien, en disoluciones ácidas, al ser grande la concentración de protones, el equilibrio anterior está muy desplazado hacia la izquierda y el indicador tendrá color rojo y, si le añade una base al medio, reaccionará con los protones reduciéndose su concentración, por lo que el equilibrio se desplazará hacia la derecha cambiando el indicador a color amarillo [5].

Las volumetrías o valoraciones ácido-base tienen su fundamento en el cambio brusco de la concentración de protones que se produce en el punto final de la reacción de neutralización o punto de equivalencia [5].

Palabras claves: valoración ácido – base, pH, estandarización, disolución, indicador de pH.

Situación problémica.

Cuando se inicia una valoración, el pH de la disolución del matraz será ácido. Conforme se añade la base desde la bureta, el pH de la mezcla debe aumentar, muy lentamente al principio (tampón ácido) y rápidamente cuando se aproxima el punto de equivalencia, ¿por qué? Se recomienda por tanto, la adición del reactivo gota a gota para permitir observar con seguridad el cambio de color (viraje) del indicador (punto final de la valoración), que informa del momento cuando se debe tomar la medida experimental del volumen consumido en la valoración.

Si se continúa añadiendo reactivo, el pH sigue aumentando bruscamente. La acumulación de un exceso del mismo frena el aumento del pH por la formación del tampón básico. La variación del pH alcanzado en función del volumen de disolución añadido cuando se valora un ácido fuerte con una base fuerte se puede ver en la Fig. 1, donde además, se incluyen los indicadores más habituales señalando el intervalo de pH en el que se produce el cambio de color. En este primer caso, el punto de equivalencia coincide con el de neutralización ($\text{pH}=7$) y se pueden utilizar los indicadores que se incluyen en el diagrama para determinar el punto final de la valoración.

La forma de la curva de valoración se altera según el tipo de ácido utilizado, elevándose en la zona del tampón ácido (pH bajos) cuando disminuye la fuerza del ácido y, como consecuencia, el punto de equivalencia se sitúa en valores de pH tanto mayores cuanto menor sea la fuerza del ácido (Fig. 2); en estos casos se deberá seleccionar el indicador más apropiado para encontrar el punto final de forma correcta.

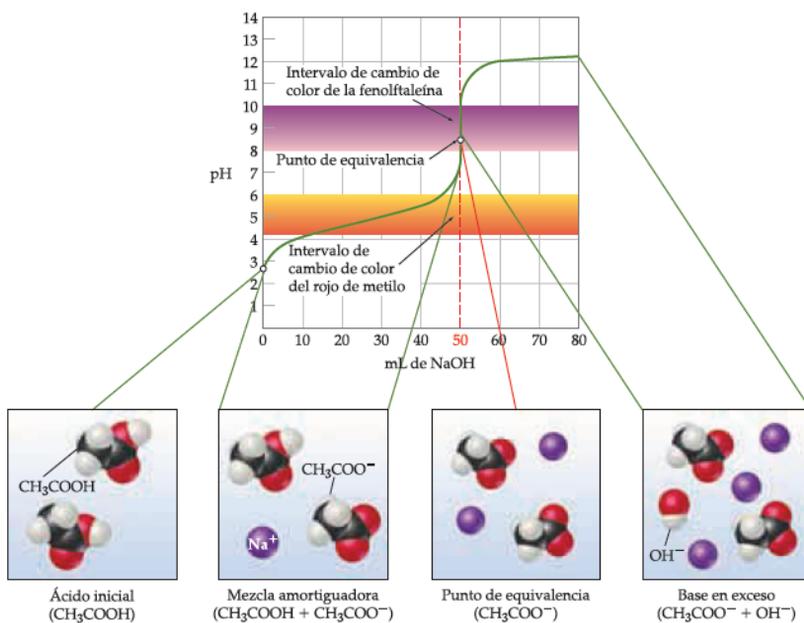


Fig. 2. Curva de titulación base fuerte- ácido débil [3].

Explique, ¿a qué propiedades y características de las soluciones se le atribuyen todos los cambios ocurridos en el proceso? Sustente su respuesta.

Materiales, equipos y reactivos.

Vaso de precipitados, montaje para titulación, matraz aforado, erlenmeyers, tubos de ensayo, gradilla para tubos de ensayo, pinzas, vidrio de reloj, pipetas, goteros, agitador, mortero, espátula, papel de filtro, papel indicador universal, pH metro, balanza, fenolftaleína, ácido clorhídrico, hidróxido sódico, vinagre blanco, acetato sódico, otros indicadores ácido – base (rojo de metilo, naranja de metilo, azul de bromotimol), col lombarda (repollo morado) y agua destilada.

Experimentación con variables abiertas.

Etapa 1: Preparación de un indicador orgánico y utilización de indicadores sintéticos.

Cortar aproximadamente 50 g de repollo morado en trocitos pequeños. Extraer el pigmento con agua hirviendo procurando obtener un extracto lo más concentrado posible. Conservarlo en recipiente cerrado hasta que se enfríe.

Preparar 50 mL de las siguientes disoluciones (para 5 grupos de trabajo):

HCl 0,1 M

HCl 0,01M

Ácido acético 0,1 M

Ácido acético 0,1 M + acetato de sodio 0,01 M (partes equivalentes o según criterio del docente)

Ácido acético 0,1 M + acetato sódico 0,1 M (partes equivalentes o según criterio del docente)

Agua destilada

Acetato sódico 0,1 M

Hidróxido de sodio 0,01 M

Tomar 8 tubos de ensayo y llenar cada uno de ellos con 10 mL de las soluciones preparadas y añadir a cada tubo tres gotas de un indicador (según las instrucciones del docente). Registrar las coloraciones que se producen. Repetir la misma operación con los otros indicadores disponibles comprobando la siguiente tabla.

Tabla 1. Patrones de comparación de indicadores de pH y su rango de variación [5].

Disolución	1	2	3	4	5	6	7	8	Intervalo de pH
pH	1	2	3,8	4,8	5,8	7	8,75	12	
Fenolftaleína									8,2 a 10
Naranja de metilo									3,2 a 4,4
Rojo de metilo									4,2 a 6,3
Azul de bromotimol									6,0 a 7,6
Col lombarda									3,2 a 4,8 - 7,4 a 9,1
Papel indicador									3 a 11

Etapa 2: Valoración o estandarización de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH).

La valoración de las disoluciones se realiza frente a determinadas sustancias que se denominan patrones. Dichos patrones son disoluciones de sustancias muy puras de concentración perfectamente conocida.

Se preparará una disolución 0,1 M de hidróxido sódico para utilizarla como patrón. Es preciso conocer la concentración, para ello, se debe pesar exactamente la cantidad necesaria de NaOH para el volumen del matraz aforado del que se dispone. Hay que recordar que el hidróxido sódico debe ser pesado rápidamente porque absorbe humedad, y que al preparar la disolución es conveniente enjuagar todo el material utilizado tres veces uniendo las aguas de lavado a la disolución y aforando bien el matraz. Registre los datos.

El ácido clorhídrico se vende en el comercio, para usos en laboratorios, en forma de disolución concentrada del 37% en peso y densidad 1,19 g/mL. Se utilizará este ácido para valorar la solución patrón de NaOH y así conocer su concentración exacta.

Para proceder a la valoración, en dos erlenmeyers perfectamente limpios y enjuagados con agua destilada, se debe añadir en cada uno 10 mL de la disolución del ácido y dos gotas de fenolftaleína o del indicador de repollo morado.

Por otra parte, llenar una bureta de 25 mL con la disolución de hidróxido sódico preparada. El hidróxido sódico se va adicionando desde la bureta gota a gota y agitando. El punto final de la valoración se detectará por el viraje del indicador (la fenolftaleína vira de incoloro en medio ácido a color rosa en medio básico). ¿Entre qué colores vira el indicador orgánico de repollo morado? Hay que tener en cuenta que el viraje se debe producir en toda la disolución y no sólo en una zona localizada, además, no debe desaparecer al agitar.

Realizar este proceso dos o tres veces (según el tiempo disponible) y anotar los resultados en la tabla de datos respectiva. Con estos datos (el volumen gastado de NaOH, la concentración de la disolución de HCl y el volumen de la disolución de HCl), se puede determinar la concentración de la disolución patrón de hidróxido sódico estandarizada.

Etapa 3: Valoración de la acidez del vinagre.

El vinagre comercial es una disolución de ácido acético. Se asumirá que toda la acidez del vinagre es debida al ácido acético que contiene. Con una pipeta se toman 5 mL de vinagre comercial blanco y se diluyen en agua destilada hasta 50 mL en un matraz aforado. Utilizando un erlenmeyer se preparan tres muestras de 10 mL cada una de la disolución de vinagre y se añaden dos gotas de fenolftaleína o del indicador de repollo morado y se valora frente a la disolución de NaOH preparada anteriormente, siguiendo el mismo procedimiento que en la Etapa 1.

Con los datos obtenidos del volumen gastado, la concentración de la disolución de NaOH estandarizada y el volumen de la disolución problema se puede determinar la concentración de la disolución diluida del vinagre (ácido acético). Si se quisiera valorar la acidez de un zumo (de limón o naranja, por ejemplo) se procedería de la misma manera, y sólo habría que tener en cuenta que para este ejemplo se estaría valorando el ácido cítrico que es triprótico (con tres grupos ácidos en su molécula).

DATOS EXPERIMENTALES
Título de la práctica:
Docente:
Integrantes:
Fecha:

En las tablas que aparecen a continuación se registran los resultados de la práctica:

Cálculos de la etapa 2: valoración o estandarización de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH).

Experiencia #	Vol. de NaOH añadido (mL)
1	
2	
3	
Vol. promedio de NaOH (mL)	

Determinar la concentración de la disolución patrón de hidróxido sódico estandarizada utilizando la ecuación:

$$V_a N_a = V_b N_b \quad (8)$$

Y teniendo en cuenta que en este caso la molaridad coincide con la Normalidad, entonces la Molaridad estandarizada del NaOH es _____.

Cálculos de la etapa 3: valoración de la acidez del vinagre blanco.

# Experiencia	Vol. de NaOH añadido (mL)
1	
2	
3	
Vol. Promedio de NaOH (mL)	

Utilizando la ecuación $V_a N_a = V_b N_b$ (8)

Y teniendo en cuenta que al ser el ácido acético un ácido monoprótico HA, la molaridad también coincidirá con la Normalidad, así que la Molaridad de la disolución diluida de vinagre es _____

Preguntas de evaluación

1. Con base en la información anterior y sabiendo que el ácido acético glacial utilizado en técnicas analíticas tiene los siguientes datos de densidad y pureza, $d = 1,05 \text{ g/ml}$ y $\% = 100$, ¿cuántas veces es más concentrado el ácido acético glacial que el comercial (vinagre)? Realizar la comparación en términos de molaridad. Explique bien los cálculos o aproximaciones que deba hacer.
2. Investigar los cambios de color y los intervalos de viraje de pH de los indicadores utilizados en la primera parte de esta práctica y compararla con los resultados obtenidos en la Tabla 1. Registrar en otra tabla los resultados de la comparación.

3. Utilizando sólo un indicador ¿se puede asegurar si la disolución es ácida o básica? Justifique su respuesta.
4. Escriba todas las reacciones que se han producido en esta práctica así como la reacción ácido base que gobierna todos los procesos de neutralización.
5. ¿Tiene existencia real el ion H^+ en disolución acuosa? ¿Cómo lo comprueba?
6. Indique si son ácidos o bases las siguientes sustancias de uso frecuente en la vida cotidiana:
 - Zumo de limón
 - Vino
 - Cerveza
 - Leche
 - Saliva
 - Sangre
 - Agua del mar
 - Lejía
7. Investigue en la bibliografía el porcentaje de ácido acético que tiene el vinagre comercial y compárelo con el resultado obtenido en las unidades de concentración correspondientes.

LECTURA COMPLEMENTARIA 1:

Sales de ácidos ternarios todos los días [2].

Puede haber encontrado algunas sales de ácidos ternarios sin que se haya enterado; por ejemplo, puede ingerir hierro en forma de sulfato de hierro (II), FeSO_4 , o de fosfato de hierro (II), $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, en los cereales y en el pan que ingiere en el desayuno; el calcio de estos alimentos suele agregarse en forma de carbonato de calcio: CaCO_3 . Las frutas y los vegetales conservan su frescura porque les han aplicado sulfito de sodio, Na_2SO_3 , y sulfito ácido de sodio, NaHSO_3 . En los restaurantes también se utilizan ambos sulfitos para mantener las barras de ensaladas más apetitosas. El color rojo de la carne fresca se conserva por mucho más tiempo mediante los aditivos nitrato de sodio, NaNO_3 , y nitrito de sodio, NaNO_2 ; el fosfato de sodio, Na_3PO_4 , se usa para evitar el sabor de los iones metálicos y controlar la acidez de algunos productos enlatados.

Muchas sales de ácidos ternarios se emplean en la medicina. El carbonato de litio, Li_2CO_3 , se ha utilizado con éxito para combatir el retraso mental severo. El carbonato de litio también se ha utilizado en el tratamiento de manías, depresiones, alcoholismo y esquizofrenia. El sulfato de magnesio, MgSO_4 , a veces ayuda a prevenir las convulsiones durante el embarazo, así como para reducir la solubilidad del sulfato de bario tóxico en preparaciones administrativas en forma interna antes de tomar placas de rayos X del tacto gastrointestinal.

Otras sales que puede encontrar en el hogar son el clorato de potasio, KClO_3 , en los cerrillos como agente oxidante y fuente de oxígeno; el hipoclorito de sodio, NaClO , en blanqueadores y preparaciones para eliminar el moho; y el carbonato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, el ingrediente principal de las sales aromáticas.

La caliza y el mármol son formas de carbonato de calcio; el yeso y el yeso blanco son en eficiencia sulfato de calcio, CaSO_4 . Los fuegos artificiales toman sus colores brillantes por las sales como nitrato del bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, que imparte un color verde; el carbonato de estroncio, SrCO_3 , que da un color rojo; y el sulfato de cobre (II), CuSO_4 , que produce un color azul. Si por accidente los fuegos artificiales comienzan a arder, el fosfato de amonio, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, el carbonato ácido de sodio, NaHCO_3 , y el carbonato ácido de potasio, KHCO_3 , de un extintor ABC de polvo seco le ayudarán a resolver el problema.

Preguntas de análisis:

1. ¿Cuál es la idea principal del texto?
2. Resuma el texto en dos párrafos.
3. Ya que se mencionan los cereales, ¿sabe por qué al consumir cereal con leche el hierro precipita y queda en el fondo de la taza? ¿Cómo se podría evitar esto?
4. Pregunta de opinión: ¿Será una buena idea utilizar sustancias químicas para “mantener la frescura” de alimentos sanos como las ensaladas y frutas? ¿Por qué sí o por qué no?
5. ¿Qué otro uso común para el ser humano tiene el carbonato de calcio?
6. Los fuegos artificiales suelen ser un hermoso espectáculo para observar, pero ¿contribuirán con la contaminación atmosférica? Sustente su respuesta.

LECTURA COMPLEMENTARIA 2:

Los indicadores ácido-base [6].

Para llevar a cabo una reacción de neutralización es necesario contar con métodos seguros que permitan distinguir qué sustancias son ácidas y cuáles son básicas. Esto resulta sencillo porque afortunadamente existen sustancias indicadoras ácido-base. Se trata de compuestos químicos cuyo color varía con la acidez o basicidad del medio.

El papel tornasol y el papel pH son otros indicadores que se utilizan comúnmente en el laboratorio. Ambos son tiras de papel impregnadas con sustancias indicadoras, como las señaladas en la tabla, e indican el valor aproximado del pH de la sustancia.

En el laboratorio se pueden encontrar varios compuestos químicos que sirven tanto para tener una idea del pH de las disoluciones con que se trabaja, como para detectar si el pH cambia. Algunos ejemplos de sustancias indicadoras se muestran en la siguiente tabla.

Tabla 2. Ejemplo de indicadores de pH [6].

Indicador	Color en medio ácido	Color en medio básico	Intervalo de pH en el que cambia de color
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul	3 - 4.6
Fenolftaleína	Transparente	Morado	8 - 9.5
Rojo fenol	Amarillo	Rojo	6.8 - 8.2

Pero los indicadores ácido-base no son sólo sustancias con nombres extraños que cambian de color cuando el pH varía. También se encuentran en los lugares más inesperados, como en las plantas. Por ejemplo, el color del extracto de las hojas de la planta del té cambian de la siguiente forma:

Hojas de la planta del té	pH ácido	pH básico
	Café claro	Café oscuro

Con un indicador como éste, sólo se puede conocer si la disolución es ácida o básica, pero no indica cuál es el valor del pH. Sin embargo, otros indicadores naturales como el tornasol, presentan colores distintos a lo largo de la escala de pH.

Preguntas de análisis:

1. ¿Cuál es la idea principal del texto?
2. ¿Qué otras fuentes de indicadores de origen vegetal conoce? Mencione por lo menos dos diferentes a las hojas de té.
3. ¿Qué ventajas y desventajas tendrá un indicador de pH de origen vegetal frente a uno de origen sintético? Investigue y sustente su respuesta.

LECTURA COMPLEMENTARIA 3:

Neutralizando los ácidos en nuestro cuerpo [6].

Las sales

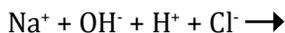
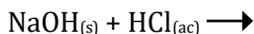
Las reacciones de neutralización entre una base fuerte y un ácido fuerte siempre producen agua más un compuesto iónico que se disocia en el medio y da lugar a aniones y cationes.

Los compuestos iónicos formados en una reacción de neutralización reciben el nombre de sales. De esta forma, la ecuación química general que representa la reacción de neutralización es la siguiente:



Para formar las sales en una reacción de neutralización, se une el anión del ácido con el catión de la base. El agua se produce al juntarse los iones H^+ que proporciona el ácido con el ion OH^- de la base.

La sal de cloruro de sodio (NaCl) se forma a partir del anión cloruro (Cl^-), que proviene del ácido y el catión (Na^+) derivado de la base.



¿Acidez estomacal?

El pH del jugo gástrico es cercano a 1,5 porque en él existe una concentración de ácido clorhídrico de casi 0,003 M. La acidez es tan alta que las células que cubren las paredes internas del estómago han de ser renovadas constantemente.

Cuando se sufre de acidez estomacal, el exceso de ácido puede ser neutralizado con una base. Por ejemplo, el “antiácido” conocido como leche de magnesia es una disolución de hidróxido de magnesio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) que reacciona con el ácido clorhídrico estomacal de la siguiente manera:



La sal que se forma, el cloruro de magnesio (MgCl_2), es menos irritante que el ácido clorhídrico.

Cuando se emplea el bicarbonato de sodio (NaHCO_3) para combatir la acidez estomacal, la reacción de neutralización es la siguiente:



La sal que se forma en esta reacción es el inofensivo cloruro de sodio (NaCl), sin embargo, la formación de gas dióxido de carbono (CO_2) puede provocar otras molestias, como la flatulencia.

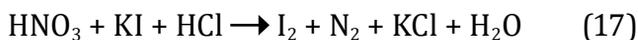
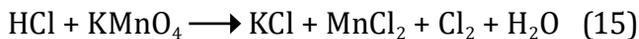
Preguntas de análisis:

1. ¿Cuál es la idea principal del texto?
2. ¿Por qué se alivia la acidez estomacal al ingerir antiácidos? Explique desde el punto de vista químico.
3. ¿Por qué no se puede ingerir hidróxido de sodio para calmar una indigestión estomacal?
4. ¿De qué tipo es cada una de las reacciones químicas que se encuentran en el texto? Clasifíquelas en un cuadro comparativo.

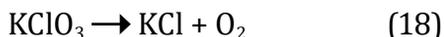
EVALUACIÓN DE COMPETENCIAS N°1

1. Determinar los números de oxidación de los elementos en cada uno de los siguientes compuestos:
 - a. KMnO_4
 - b. NaOH
 - c. ZnSO_4
 - d. H_3PO_4
 - e. Na_2CO_3
 - f. KClO_3
 - g. AlCl_3
 - h. MnCl_2

2. Balancear por el método óxido - reducción las siguientes ecuaciones químicas, determinando el agente oxidante, el agente reductor y el tipo de reacción:



3. En la obtención del oxígeno en el laboratorio, según la siguiente ecuación:



- a. Se gastaron 50 g de KClO_3 , ¿qué cantidad de oxígeno se produce?_____.
- b. Si se producen 6 moles de O_2 , ¿cuántas moles de KClO_3 se gastaron?_____.
- c. ¿Cuántos g de KCl son producidos con 2 moles de KClO_3 ?_____.
4. Una disolución acuosa de ácido metanoico (fórmico), cuya constante de disociación es $K_d = 1,77 \times 10^{-4}$, tiene un grado de disociación $\alpha = 0,0412$. Calcule:
- a. ¿Cuál es la concentración molar de dicho ácido?
- b. ¿Cuál es el pH de dicha disolución?

c. ¿Cuántos mililitros de ácido fórmico o metanoico 1 M habrá que tomar para preparar 100 mL de la disolución original?

5. Complete el siguiente cuadro teniendo como base 2 litros de solución:

Fórmula	Gramos	Eq-gramo	Normalidad	Molaridad
H ₂ SO ₄	150			
Ca(OH) ₂	200			
HCl	500			
NaCl	1000			
KOH	100			
K ₂ CO ₃	500			
Al ₂ (SO ₄) ₃	300			
HClO	800			
HNO ₃	700			
Ca(NO ₃) ₂	600			

6. Cruciquímica

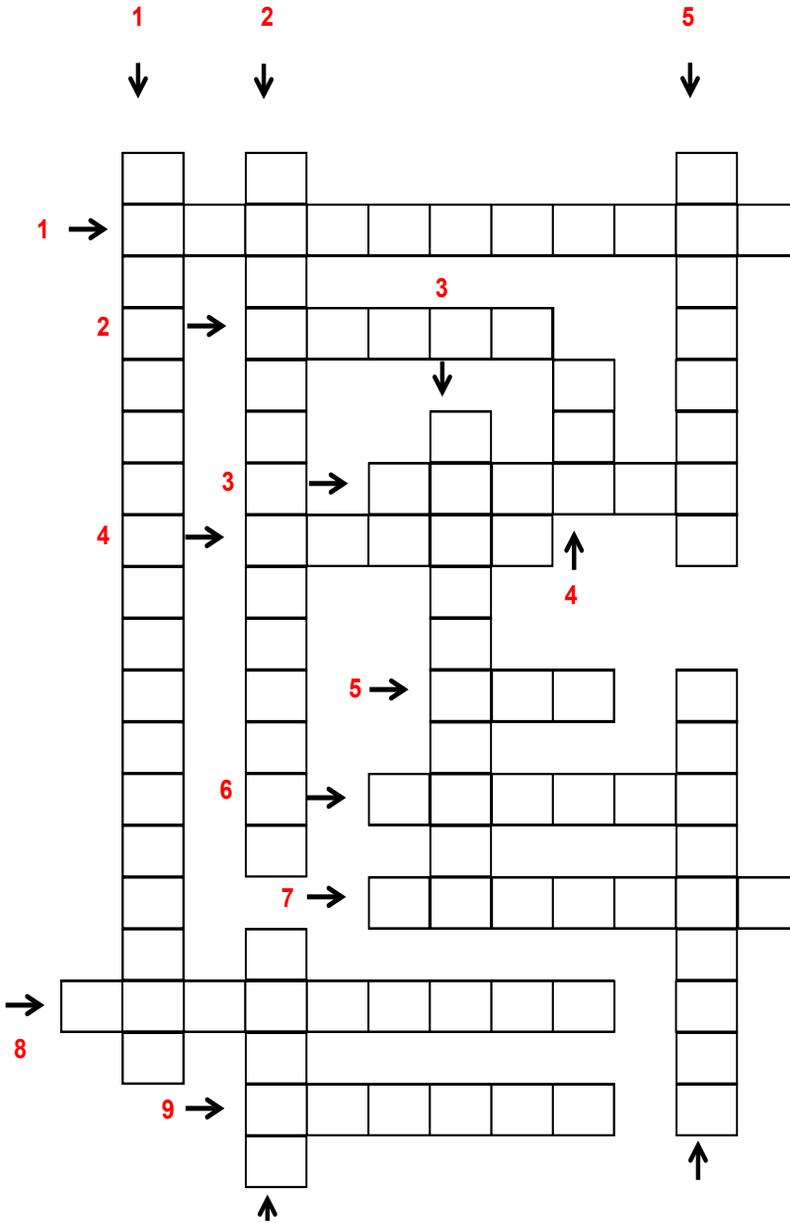
Horizontales

1. Fórmula donde se indican los electrones de valencia.
2. Enlace covalente donde un átomo queda parcialmente con carga eléctrica.
3. Clase de enlace donde hay transferencia de electrones.

4. Ion con carga negativa.
5. Sufijo de los óxidos cuando un elemento trabaja con la mayor valencia.
6. Químico que formuló la ley de las proporciones múltiples..
7. Manera de representar un compuesto.
8. Autor de la ley de la conservación de la materia.
9. Unión de átomos diferentes o iguales.

Verticales

1. Proceso por el cual unas sustancias se transforman en otras (plural).
2. Reacción donde un elemento sustituye a otro en un compuesto. Forma abreviada de óxido – reducción (inv.).
3. Clase de enlace donde los electrones que se comparten son aportados por un sólo átomo.
4. Átomo con carga eléctrica (inv.).
5. Forma de representar una reacción química. Enlaces donde se comparten electrones (inv.).



5. Solución amortiguadora ácida o tampón ácido

Objetivo general:

Preparar una solución amortiguadora, tampón o búfer con pH ácido.

Objetivos específicos:

1. Aprender a realizar los cálculos matemáticos para preparar una solución tampón ácida con un pH determinado.
2. Verificar la acción de una solución tampón para mantener el pH estable cuando se añade reactivo.

Información básica.

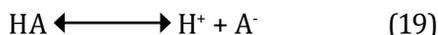
Las soluciones amortiguadoras son soluciones de ácidos (HA) o bases débiles con sus sales (NaA) de estos electrolitos que tienen un ion común y poseen la propiedad de mantener el pH de las soluciones más o menos constantes a pesar de adiciones de cantidades pequeñas de ácidos o bases fuertes. El equilibrio involucrado es el del ácido o la base débil, en donde la concentración del anión común A⁻ proviene casi exclusivamente de la sal (NaA) [7].

Ecuación de Henderson-Hasselbalch: concepto de pK.

Frecuentemente se utiliza la ecuación de Henderson-Hasselbalch para el cálculo del pH en soluciones amortiguadoras. Sin embargo, debe aclararse que esta ecuación no es aplicable en todos los casos, ya que para su deducción se realiza una serie de suposiciones.

Esta ecuación suele proporcionar resultados incorrectos cuando las concentraciones del ácido y su base conjugada (o de la base y su ácido conjugado) son bajas. Para el cálculo del pH, se debe saber el pKa del ácido y la relación entre la concentración de sal y ácido, como se observa a continuación.

Para la disociación de un ácido débil la ecuación es:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \text{ de donde } [\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]}$$

Aplicando logaritmos:

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

Multiplicando por -1 toda la expresión:

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

Si se hace que: $-\log [\text{H}^+] = \text{pH}$ y $-\log K_a = \text{pKa}$

y aplicando las propiedades de los logaritmos, se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Ácido}]} \quad (20)$$

Si en la ecuación la concentración del ácido es igual a la de la sal, el cociente es 1, siendo el log de 1 = 0, se tiene que:

$$\text{pH} = \text{pKa}$$

Por tanto, se puede definir el pKa como el valor de pH de una solución amortiguadora en el que el ácido y la base se encuentran en concentraciones equimolares o al 50% cada una. Se puede partir también de la relación:

$$[H^+] = \frac{K_a [\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]} \quad (21)$$

Ka es un valor constante (obtenido de tablas) y si se conoce el pH de la solución, se puede usar la anterior relación para calcular la concentración de la sal; y conociendo el volumen que se quiere preparar de solución amortiguadora, se pueden calcular los gramos que se necesitan de la sal, a partir de las siguientes relaciones:

$$\text{pH} = -\log [H^+] \longrightarrow [H^+] = 10^{-\text{pH}} \quad (22)$$

Reemplazando:

$$\frac{[H^+]}{K_a} = \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]} \longrightarrow [\text{Sal}] = \frac{[\text{Ácido}]K_a}{[H^+]} \quad (23)$$

Para obtener los Gramos de la sal:

$$g = [\text{Sal}] \times V(L) \times \text{p.m. (peso molecular)} \quad (24)$$

Cada vez que se adiciona cierto número de moles de ácido fuerte se observa un aumento de la $[H^+]$ y el equilibrio se rompe momentáneamente. El sistema trata de restablecer el equilibrio tratando de disminuir la $[H^+]$ aumentada, para lo cual, se desplaza en el sentido inverso, aumentando la cantidad de ácido HA y disminuyendo los iones de A⁻, manteniendo así el pH más o menos constante.

Si estas mismas moles de ácido fuerte se agregan al agua, el pH cambiaría bruscamente. Las disoluciones amortiguadoras o tampones son muy importantes en los sistemas químicos y biológicos. El pH en el cuerpo humano varía mucho de un fluido a otro; por ejemplo, el pH de la sangre es alrededor de 7.4, en tanto que el jugo gástrico humano es alrededor de 1.5. En la mayor parte de los casos, estos valores de pH que son críticos para el funcionamiento adecuado de las enzimas y del balance de la presión osmótica se mantienen gracias a las disoluciones. Una disolución amortiguadora debe contener una concentración relativamente grande de ácido para reaccionar con los iones OH^- que se añadan, y también, debe contener una concentración semejante de base para que reaccione con la cantidad de iones H^+ que se añadan [7].

Además, los componentes ácidos y básicos del amortiguador no deben consumirse el uno al otro en una reacción de neutralización. Estos requerimientos se satisfacen con un par ácido-base conjugado, por ejemplo, un ácido débil y su base conjugada (suministrada por una sal) o una base débil y su ácido conjugado (suministrada por una sal) [7].

Palabras claves: solución amortiguadoras ácida, pH, pKa, ácido fuerte, base conjugada.

Situación problémica.

El proceso de la digestión de los alimentos involucra sustancias químicas. Durante el transcurso de la vida el tipo de alimentación de las personas va cambiando y

actualmente es común escuchar decir a muchos que tienen problemas digestivos como excesiva acidez. Las soluciones amortiguadoras o búfer son comunes en nuestro organismo. ¿Cómo respondería las siguientes preguntas?

- a. ¿Por qué la digestión de los alimentos requiere de sustancias químicas?
- b. ¿Qué tiene que ver las soluciones amortiguadoras con la digestión?
- c. ¿Por qué cree que se da la acidez estomacal? (Desde un punto de vista netamente químico no médico).

Materiales, equipos y reactivos:

Reactivos asignados por el tutor para la solución amortiguadora (acetato de sodio-ácido acético, benzoato de sodio-ácido benzoico), solución de HCl 0,1 M, beakers de 250 mL (2), 1 vidrio reloj, espátulas, matraces, varilla de agitación, balanza digital y medidor de pH.

Experimentación con variables abiertas.

Paso 1 → Preparar en el matraz una solución del ácido asignado al 0,1 M.

Paso 2 → Tome en un beaker 50 mL de solución del ácido asignado y calcule la cantidad de la respectiva sal que debe agregar para obtener una solución amortiguadora con pH=5. Mézclelos.

Esta es la solución amortiguadora o tampón; rotúlala. Mida el pH y regístrelo.

Paso 3 → En otro beaker tome 50 mL de agua destilada (muestra control). Mida el pH y regístrelo.

Verifique si la solución preparada es amortiguadora. Añada a la solución tampón, 2 mL de ácido clorhídrico 0,1 M. Mida el pH y registre sus observaciones. De igual forma, añada al beaker con agua destilada otros 2 mL del ácido clorhídrico 0,1 M. Mida el pH y registre sus observaciones.

DATOS EXPERIMENTALES	
Título de la práctica:	
Docente:	
Integrantes:	
Fecha:	

Solución	pH Inicial	pH con HCl
Tampón		
Control		

Preguntas de evaluación:

1. Anote todos los cálculos realizados para preparar las soluciones y todas sus observaciones de pH.
2. ¿Cómo explicaría los diferentes valores de pH observados? ¿Qué ocurre en cada caso? Explique.

3. Se quiere preparar una solución tampón ácida de CH_3COOH y CH_3COONa cuyo pH debe ser 5.0. ¿Qué valores de concentración pueden tener las soluciones empleadas? (Determine al menos 2 pares de concentraciones para el ácido y la sal).
4. Investigue aplicaciones prácticas (ejemplos) de las soluciones amortiguadoras o tampones y 3 parejas de ácido o base (diferentes a las vistas) con sus respectivas sales que puedan ser utilizadas para preparar soluciones amortiguadoras.

6. Solución amortiguadora básica o Tampón básico

Objetivo general:

Preparar una solución amortiguadora, tampón o búfer con pH básico.

Objetivos específicos:

1. Aprender a realizar los cálculos matemáticos para preparar una solución tampón básica con un pH determinado.
2. Verificar la acción de una solución tampón para mantener el pH estable cuando se añade reactivo.

Información básica.

Soluciones amortiguadoras son aquellas soluciones cuya concentración de hidrogeniones varía muy poco al añadirles ácidos o bases fuertes. El objeto de su empleo, tanto en técnicas de laboratorio como en la finalidad

funcional del plasma, es precisamente impedir o amortiguar las variaciones de pH y, por eso, suele decirse que sirven para mantener constante el pH. Los más sencillos están formados por mezclas binarias de un ácido débil y su base conjugada (una sal del mismo ácido con base fuerte); por ejemplo, una mezcla de ácido acético y acetato de sodio, o bien una base débil y su ácido conjugado (la sal de esta base con un ácido fuerte), como el amoníaco y el cloruro de amonio.

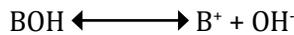
La aplicación más importante de esta teoría de los amortiguadores es para los sistemas biológicos. Para dar una idea de la importancia de los amortiguadores de la sangre, recordemos que la concentración de hidrogeniones del agua pura experimenta una elevación inmediata cuando se añade una mínima cantidad de un ácido cualquiera y crece paralelamente a la cantidad de ácido añadido. No ocurre así en la sangre, que admite cantidades del mismo ácido notablemente mayores, sin que la concentración de hidrogeniones aumente de una manera apreciable [8].

Si por alguna razón los sistemas amortiguadores no funcionan de manera adecuada, se puede presentar una acidosis ($\text{pH} < 7,35$) o alcalosis ($\text{pH} > 7,45$) como consecuencias de alteraciones respiratorias o metabólicas. Como ejemplo de alcalosis respiratoria pensemos en una respiración profunda y rápida en la cual se exhala demasiado CO_2 (g), y como consecuencia, la presión parcial del CO_2 en los pulmones es más baja que en los tejidos, por lo que el CO_2 se difunde de la sangre a los pulmones afectando el equilibrio $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ normal en la sangre [8].

Pero las soluciones amortiguadoras no sólo tienen importancia biológica sino también ambiental. La capacidad amortiguadora de los lagos junto con el pH de la precipitación pluvial se correlaciona con la vida acuática. Sin la existencia de los sistemas amortiguadores naturales, sería difícil la supervivencia de la vida acuática en el planeta [8].

La utilidad de las mezclas amortiguadoras estriba precisamente en la posibilidad de mantener la concentración de iones hidrógeno dentro de límites estrechos, que con razón pueden considerarse invariables. El pH se puede mantener muy aproximadamente al nivel que convenga escogiendo las mezclas adecuadas. Por ejemplo, con un determinado amortiguador, el pH de una cierta reacción puede ser 3, y con otro amortiguador, la misma reacción se puede estudiar a pH 8 [8].

Para el caso de una solución tampón básica:



se debe considerar la siguiente expresión obtenida de forma análoga a la de la solución tampón ácida:

$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_b[\text{BOH}]}{[\text{B}^+]} = \frac{K_b[\text{Base}]}{[\text{Sal}]} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{[\text{Base}]}{K_b} \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Sal}]}$$

Aquí debe considerarse el concepto de pOH: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ y su relación con el pH: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

También se puede obtener la siguiente expresión:

$$\rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

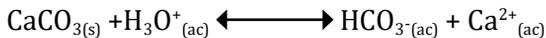
Palabras claves: solución amortiguadora, pH, pOH, base débil, ácido conjugado.

Situación problemática.

Sistemas reguladores en el agua [8]. Entre los factores que contribuyen a los cambios de pH en el agua del subsuelo y en los lagos de una determinada región geográfica, se encuentran los vientos, el clima, el tipo del suelo, las fuentes de agua, la naturaleza del terreno, las características de la vida vegetal, la actividad humana y las características geológicas de la región.

El principal amortiguador natural en el agua es el ion bicarbonato. Dado que la capacidad amortiguadora de una solución es proporcional a la concentración del amortiguador, ¿de qué dependerá la susceptibilidad del agua a acidificarse?

En el agua, la fuente más importante del ion bicarbonato es la piedra caliza o carbonato de calcio, CaCO_3 , la cual reacciona con los iones hidronio de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los lagos en cuyo fondo abunda la piedra caliza presentan concentraciones relativamente elevadas de bicarbonato disuelto. ¿Qué tan susceptibles serán estos lagos a la acidificación? Y, ¿qué pasará con la acidez en lagos que contienen granito, piedra arenosa, grava y otros tipos de rocas que tienen poco o nada de CaCO_3 ? Sustente su respuesta.

Materiales, equipos y reactivos:

Beakers de 250 mL (2), beaker de 100 mL, 1 vidrio reloj, matraces (según los volúmenes a preparar), espátulas, varilla de agitación, balanza digital y medidor de pH. Para la solución amortiguador o tampón se pueden utilizar varias parejas base débil-sal; una de las más comunes es la del amoníaco-cloruro de amonio. Se requiere, además, una solución de NaOH 0,1 M y agua destilada.

Experimentación con variables abiertas.

Realizar los cálculos para preparar en los matraces asignados los volúmenes de las soluciones requeridas, todas con concentración 0,1 M.

Tome en un beaker 50 mL de solución de la base asignada y calcule la cantidad de la respectiva sal que debe agregar para obtener una solución tampón con $\text{pH}=10$; mézclelos. Ésta es la solución amortiguadora, rotúlela. Mida el pH y registre sus observaciones. En otro beaker tome 50 mL de agua destilada, como solución control; mida el pH y regístrelo.

Verifique la acción de la solución tampón preparada añadiéndole 2 mL de hidróxido de sodio 0,1 M. Mida el pH y regístrelo. Compárelo con la solución control añadiéndole también 2 mL del hidróxido de sodio 0,1 M. Mida el pH y registre sus observaciones.

DATOS EXPERIMENTALES		
Título de la práctica:		
Docente:		
Integrantes:		
Fecha:		

Solución	pH Inicial	pH con NaOH
Tampón		
Control		

Preguntas de evaluación:

1. ¿Cómo explicaría los datos de pH registrados?
¿Qué ocurrió en cada caso? Explique.
2. Resuelva: Se quiere preparar una solución tampón básica de NH_3 y NH_4Cl cuyo pH debe ser 10. ¿Qué valores de concentración pueden tener las soluciones empleadas? Determine al menos 2 pares de concentraciones para la base y la sal. ¿Qué volumen de cada solución se debe mezclar? ¿Afectarían dichos volúmenes el valor del pH final de la solución amortiguadora?
3. Investigue otros sistemas amortiguadores básicos y su importancia en los ecosistemas acuáticos. Explique.

7. Electrólisis: Celda electrolítica

Objetivo general:

Estudiar, de manera práctica, los procesos electro-líticos.

Objetivos específicos:

1. Construir una celda electrolítica.
2. Determinar la cantidad de material depositado en el cátodo de la celda.
3. Relacionar la cantidad depositada con la intensidad de la corriente suministrada y el tiempo de operación de la celda.

Información básica.

La electrólisis es el proceso inverso del galvánico, en éste último la energía química se convierte en electricidad y en el primero la energía eléctrica se utiliza para generar una reacción química. En la Fig. 3 se muestra una celda electrolítica sencilla; dos cintas de cobre sumergidas en una solución de sulfato de cobre y conectadas a los terminales opuestos de un generador eléctrico. En la cinta de cobre conectada a la terminal negativa se da la reacción de reducción:



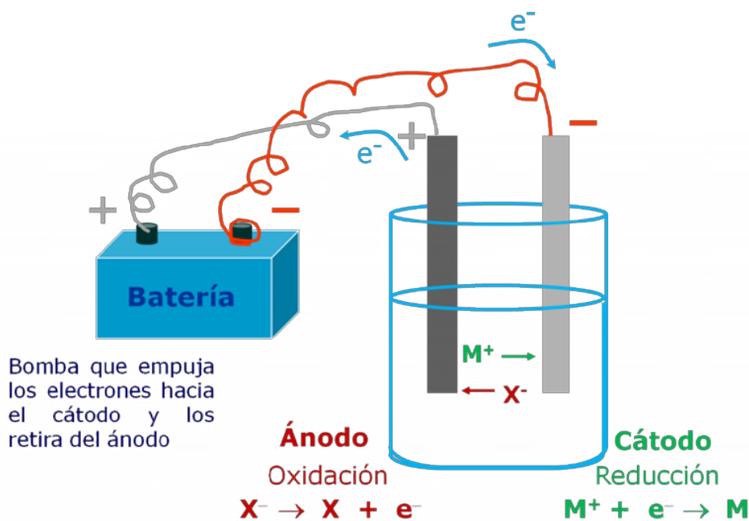


Fig. 3. Celda Electrolítica
Fuente: Creative Commons.

El Cu metálico formado se deposita sobre la cinta, mientras que en la conectada a la terminal positiva se da la reacción de oxidación:



El Cu metálico se disuelve pasando a la solución. El electrodo donde ocurre la reducción se llama cátodo, mientras que el ánodo es el electrodo donde ocurre la oxidación. El peso o el número de moles de metal que se deposita o que se disuelve en un electrodo es función de la estequiometría de la reacción en el respectivo electrodo y de la cantidad de electricidad que ha pasado por la celda.

Un mol de electrones tiene una carga eléctrica de 96.490 culombios. A esta cantidad se le conoce como faradio (F). Con relación a la celda del ejemplo, podemos decir que 2 faradios (2 F) depositan un mol de cobre (Cu) en el cátodo, o que disuelven un mol de cobre en el ánodo. Como la cantidad de carga entregada a una celda es igual a la intensidad de la corriente en amperios multiplicada por el tiempo en segundos, conocidos estos parámetros podemos calcular la cantidad de metal depositado o disuelto en los electrodos de la celda durante ese tiempo de operación [9].

Palabras claves: electrólisis, cátodo, ánodo

Situación problémica.

Una corriente de 5 amperios fluye a través de una celda electrolítica durante 30 minutos, la reacción catódica es la siguiente:



1. Las moles de metal, M(s), que se depositan en el cátodo son:
a) 0,03 b) 3,0 c) 1,0 d) 1,5
2. Si el ánodo es una varilla de metal M(s) de 67% de pureza, esto es, que el 33% es material inerte, el metal M(s) depositado en el cátodo tendrá una pureza de:
a) 67% b) 100% c) 33% d) 80%

3. Si el peso atómico del metal M es 107 g/mol, el peso de metal depositado será:

- a) 3,21 g b) 321 g c) 9107 g d) 86,4

Materiales, equipos y reactivos.

Laminillas de cobre, zinc, aluminio o grafito, monedas de cualquier denominación, una pila de 9 voltios o superior, alambre conductor con terminales para conexión, beaker de 200 mL, soluciones de CuSO_4 , ZnSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ y balanza analítica.

Experimentación con variables abiertas.

1. Proponga al tutor el montaje de una celda electro-lítica con los elementos a su disposición.
2. Si se aprueba, constrúyala y hágala funcionar durante todo el tiempo disponible para la práctica. Por lo menos 1 h (para mejores observaciones). Pese la laminilla o moneda que decidió usar como cátodo antes y después de finalizado el proceso. Igual para el ánodo.

DATOS EXPERIMENTALES
Título de la práctica:
Docente:
Integrantes:
Fecha:

Descripción de la celda	Peso inicial en g		Peso final en g		Amperios	Tiempo de operación
	Cátodo	Ánodo	Cátodo	Ánodo		

Reacción catódica: _____

Reacción anódica: _____

F, transferidos: _____

Moles de metal depositadas en el cátodo: _____

Preguntas de evaluación.

1. ¿Qué aplicaciones prácticas tienen los procesos electrolíticos?
2. Investigue ejemplos de aplicaciones industriales de estos procesos.
3. ¿Podrán tener estos procesos alguna aplicación en ingeniería del medio ambiente, como por ejemplo en la depuración de aguas contaminadas con metales pesados? Intente sustentar su respuesta con un ejemplo.

8. Celdas galvánicas

Objetivo general:

Comprobar que en una reacción espontánea de oxidación-reducción se genera una corriente eléctrica.

Objetivos específicos:

Medir el voltaje generado en una celda galvánica.

Comprobar el efecto de las concentraciones de las formas iónicas sobre el voltaje de la celda.

Información básica.

La relación existente entre las energías química y eléctrica es el fundamento de estudio de la electroquímica. Una celda galvánica no es otra cosa que un dispositivo que permite utilizar la corriente eléctrica que se genera espontáneamente en una reacción de oxidación-reducción debido a la transferencia de electrones entre el agente oxidante y el agente reductor. Una corriente eléctrica es un flujo de electrones que se produce gracias a una diferencia de voltaje. En una celda galvánica las reacciones de oxidación y de reducción se efectúan en recipientes separados y la transferencia de electrones del agente reductor hacia el agente oxidante se establece a través de un circuito externo. Se hace necesario que el sistema esté cerrado, y para ello se coloca un puente salino entre los recipientes donde se dan las semi-reacciones (Fig. 4). Ejemplos de celdas galvánicas son las baterías para vehículos a motor, las baterías para linternas, celulares, radios transistores, etc [9].

El voltaje a través de los electrodos de una celda galvánica se llama voltaje de la celda o potencial de la celda. Otro término común para el voltaje de la celda es fuerza electromotriz o fem (E). La ecuación de Nernst [3], se utiliza para calcular el valor de E , en función de las concentraciones de los reactivos y los productos en una reacción redox. A 298 K, la ecuación se expresa como:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592V}{n} \log Q \quad (28)$$

Donde:

E = es el potencial corregido del electrodo.

E° = el potencial en condiciones estándar
(se encuentran tabulados para diferentes reacciones de reducción).

n = la cantidad de mol de electrones que participan en la reacción.

Q = es el cociente de las concentraciones de la reacción

$\log Q$ = es el logaritmo base 10 de Q que es el cociente de reacción.

Palabras claves: celda galvánica, cátodo, ánodo

Situación problémica.

La Fig. 4 muestra la celda galvánica, $Zn/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu$, construida por un electrodo de zinc que está formado por una varilla de zinc sumergida en una solución de sulfato de zinc 1,0 M, y un electrodo de cobre, formado por una varilla de cobre sumergida en una solución de sulfato de cobre 1,0 M. Los electrodos se conectan a un voltímetro que mide una caída de voltaje de 1,1 vol cuando el circuito se cierra con un puente salino de KCl. La aguja del voltímetro indica que el flujo de electrones va del electrodo de Zn hacia el de Cu.

Basado en esta información responda:

- ¿Cuál elemento se oxida y cuál se reduce? ¿Por qué?
- Escriba las semirreacciones y la reacción completa que se presentan en esta celda.

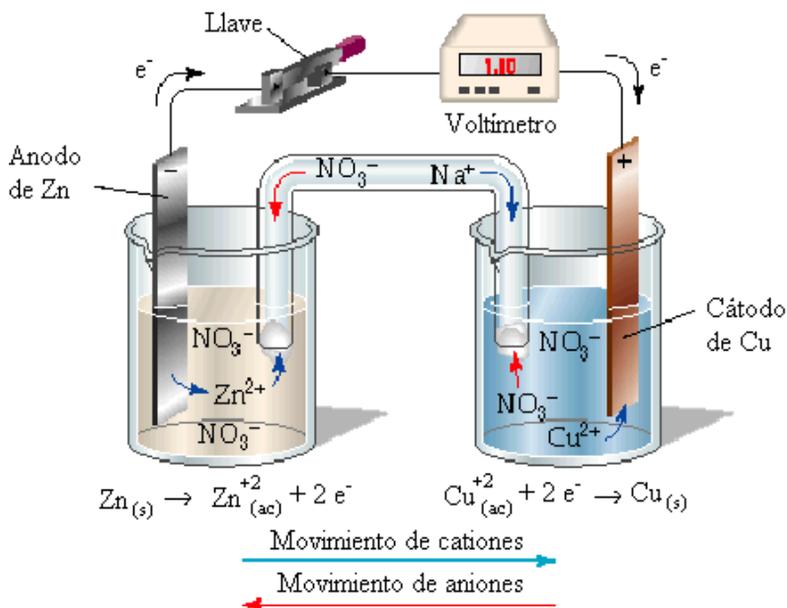


Fig.4. Celda galvánica, Zn/Zn²⁺//Cu²⁺/Cu, $\Delta E^{\circ} = 1,1$ voltios [3] pp. 852.

Materiales, equipos y reactivos:

Varillas de cobre, aluminio y zinc; alambre conductor con terminales para conexión; voltímetro; 2 beakers de 250 mL; tubo en U o cinta de papel absorbente; solución de Al₂(SO₄)₃ 1,0 M; solución de CuSO₄ 1,0 M; solución saturada de KCl ó NaCl.

Experimentación con variables abiertas.

1. Monte el sistema: solución de sulfato de aluminio, varilla de aluminio || sulfato de cobre, varilla de cobre.
2. Lea y anote en su cuaderno el voltaje que produce esta celda.
3. Diluya una de las dos soluciones a 0,01 M y monte nuevamente el sistema.
4. Lea y anote el voltaje que produce esta celda.

DATOS EXPERIMENTALES	
Título de la práctica:	
Docente:	
Integrantes:	
Fecha:	

CELDA	CONCENTRACIONES	VOLTAJE MEDIDO
	$\text{Al}^{3+} = 1,0 \text{ M}$	
	$\text{Cu}^{++} = 1,0 \text{ M}$	
	$\text{Al}^{3+} =$	
	$\text{Cu}^{++} =$	

Preguntas de evaluación:

1. De los metales utilizados, ¿cuál es el de mayor poder reductor?
2. ¿Qué varilla se consume y cuál aumenta de peso?
¿Por qué?

3. ¿Cómo influye el cambio de concentración en el voltaje de la celda?
4. ¿Están de acuerdo los resultados obtenidos en la práctica con lo que predice la ecuación de Nernst? Justifique su respuesta.

9. Termoquímica: calor de una reacción

Objetivo general:

Determinar a partir de una reacción química las variaciones térmicas que en ella ocurren, comprobando así la ley de Hess.

Objetivos específicos:

1. Calcular el calor producido por la reacción entre el zinc y el ácido clorhídrico.
2. Comprobar la Ley de Hess.

Información básica.

Todas las reacciones químicas están acompañadas ya sea por una absorción o una liberación de energía que en general se manifiesta como calor. La termoquímica es la parte de la termodinámica que estudia los cambios de energía en las reacciones químicas. El calor de una reacción química es el calor intercambiado en el curso de la reacción considerada, o, en un sentido más general, es igual al cambio de entalpía del sistema cuando la reacción ocurre a presión constante. En general, este calor de reacción depende no sólo de la naturaleza química de

cada producto y cada reactivo, sino también de sus estados físicos. Con el fin de uniformar la expresión de resultados y valores, se ha hecho necesario definir un calor estándar de reacción que puede ser considerado como una propiedad característica de la reacción y a partir de la cual se pueden calcular calores de reacción bajo otras condiciones. Se define el calor estándar de reacción como el cambio de entalpía resultante del proceso de la reacción bajo una presión de 1 atm, comenzando y terminado con todos los materiales a la temperatura de 25°C [9].

Palabras claves: termodinámica, termoquímica, entalpía, liberación de energía.

Situaciones problemáticas.

La neutralización de soluciones acuosas diluidas de un ácido por medio de una solución acuosa diluida de una base es un tipo particular de reacción química; es una reacción de neutralización. La neutralización de una solución acuosa de HCl con una solución de NaOH puede ser representada por la siguiente ecuación:



El calor de reacción $\Delta H^{\circ}_{25^{\circ}\text{C}}$ puede calcularse a partir de los respectivos calores de formación, ΔH°_f , a saber:

$\Delta H^{\circ}_f \text{NaOH (ac)}$	-112,236 kcal
$\Delta H^{\circ}_f \text{HCl (ac)}$	-40,023 kcal
$\Delta H^{\circ}_f \text{NaCl (ac)}$	-97,302 kcal
$\Delta H^{\circ}_f \text{H}_2\text{O (l)}$	683,17 kcal

Según la expresión matemática:

$$\Delta H^{\circ} \text{ reacción} = \sum \Delta H^{\circ} \text{f (productos)} - \sum \Delta H^{\circ} \text{f (reactivos)}$$

Determine el calor estándar de reacción para la ecuación anterior (29) a 25° C.

Materiales, equipos y reactivos:

Dos tubos de ensayo; gradilla de madera; pinza para tubo de ensayo; soporte universal; balanza granataria y balanza digital; un beaker de 100 mL; termómetro; pipetas; cinta de enmascarar; 0,5 gramos de zinc (ojalá en polvo) y 5 mL de ácido clorhídrico (HCl) concentrado y 5 mL de ácido clorhídrico 6 M.

Experimentación con variables abiertas.

Pese 80 g de agua en un beaker utilizando la balanza granataria. Luego pese 0,5 g de zinc y resérvelo. Una el termómetro con el tubo de ensayo utilizando la cinta y cuidando de que el bulbo quede lo más cerca posible a las paredes del tubo sin que sobresalga del fondo, después introdúzcalos dentro del beaker con agua cuidando de que no toquen el fondo ni las paredes; mida la temperatura inicial del agua y regístrela. Añada el zinc en el tubo de ensayo y luego agregue CON CUIDADO, por las paredes del tubo, el ácido clorhídrico. Observe el aumento de temperatura en el agua y cuando se haya consumido todo el zinc y registre esa temperatura como temperatura final. Escriba todas tus observaciones y regístrelas. ¿Qué cambios podría proponer a la experiencia si contara con un calorímetro?

DATOS EXPERIMENTALES	
Título de la práctica:	
Docente:	
Integrantes:	
Fecha:	

1. Datos recolectados

Masa del agua	Calor específico del agua	Temperatura inicial del agua	Temperatura final del agua	Diferencia de temperatura	Calor ganado por el agua= calor desprendido por la reacción

2. Calor ganado por el agua (Q) = masa de agua (m) x calor específico (Ce -obtenido de los libros-) x diferencia de temperatura (DT).

Este resultado se da en calorías.

$$Q = m \times Ce \times \Delta T \quad (30)$$

Preguntas de evaluación:

1. ¿Por qué se registra un cambio en la temperatura? Explique su respuesta.
2. Establezca la ecuación balanceada para la reacción y calcule el calor desprendido.
3. Calcule el número de moles de zinc y de ácido clorhídrico que reaccionaron.

4. Establezca, mediante cálculos, el reactivo límite y el reactivo en exceso para las dos concentraciones del ácido clorhídrico.
5. ¿Cuánto calor se desprendería si se hace reaccionar 1 mol de zinc con suficiente ácido clorhídrico?
6. Investigue: ¿cuál es la importancia de conocer el calor de una reacción? ¿Para qué se podría utilizar? Explique.

10. Desplazamiento del equilibrio por variación de la concentración: principio de Le Châtelier.

Objetivo general:

Aplicar el principio de Le Châtelier sobre el desplazamiento del equilibrio.

Objetivos específicos:

1. Observar e interpretar los efectos de distintos factores en el estado de equilibrio.
2. Predecir el efecto que tiene adicionar nuevas cantidades de sustancias sobre el equilibrio químico.
3. Predecir el efecto que tiene la variación de la temperatura sobre el equilibrio químico.

Información básica.

Las reacciones químicas son procesos reversibles, en consecuencia, hay condiciones de concentración y temperatura bajo las cuales reaccionantes y productos

coexisten en equilibrio, es decir, no hay conversión neta de reaccionantes a productos ni de productos a reaccionantes. Las propiedades observables o macroscópicas de un sistema en equilibrio no cambian con el tiempo. Sin embargo, a nivel microscópico, el equilibrio es dinámico debido a que tanto las reacciones directas como las inversas proceden a la misma velocidad. La reacción en equilibrio se representa:



En general, hay tendencia del sistema a alcanzar un estado de equilibrio. Si un sistema compuesto por sustancias A, B, C y D no está en equilibrio, el sistema se moverá espontáneamente hacia el estado de equilibrio. Habrá una conversión neta de reaccionantes a productos y de productos a reaccionantes. En general, la velocidad de reacción disminuye a medida que la concentración de reaccionantes disminuye, así que, a medida que los reaccionantes se convierten en productos, la velocidad de reacción directa disminuye, mientras que la velocidad de reacción inversa aumenta. Cuando las dos velocidades se igualen, la reacción neta termina y una concentración constante, tanto de productos como de reaccionantes, se mantiene.

En un sistema que no está en equilibrio, el hecho de que la velocidad de reacción directa o la inversa sea mayor, depende de las concentraciones iniciales de reaccionantes y productos con respecto a las concentraciones en la posición de equilibrio. Debe quedar claro, entonces, que un dado estado de equilibrio puede ser alcanzado bien sea mediante la reacción directa o mediante la inversa. Luego la naturaleza y propiedades de una condición de equilibrio son las

mismas, independientemente de la dirección en la cual se ha alcanzado.

La respuesta cualitativa de un sistema en equilibrio a cambios en las condiciones externas puede ser determinada usando el Principio de Le Châtelier, el cual establece que: “si un sistema en equilibrio perturbado por un cambio de temperatura, presión o la concentración de uno de los componentes, el sistema desplazará su posición de equilibrio de manera que se contrarreste el efecto de la perturbación” [9]. Naturaleza y propiedades de una condición de equilibrio son las mismas independientemente de la dirección en la cual se ha alcanzado.

Para la realización de esta práctica se llama la atención sobre la capacidad contaminante de varios de los reactivos utilizados. Su uso será de forma “transitoria” en la medida en que se puedan ir reemplazando con el tiempo por otras sustancias menos contaminantes. Por tal razón, y con el propósito de generar la menor cantidad de residuos peligrosos, se decide utilizar pequeños volúmenes de cada uno de ellos y en bajas concentraciones, sin afectar el desarrollo de la experimentación. De igual forma, se debe realizar un manejo adecuado de dichos residuos al finalizar la práctica [14].

Palabras claves: equilibrio, perturbación, naturaleza, velocidad de reacción, Le Châtelier, catalizador.

Situaciones problémicas.

Efecto de los catalizadores sobre el equilibrio: combustión del azúcar.

Realice la siguiente prueba: tome un terrón de azúcar y acérquelo a la llama del mechero, éste se consumirá sin arder. Basta con poner un poco de ceniza (catalizador) sobre el terrón para conseguir que arda; es decir que su reacción de combustión se realizará a mayor velocidad. ¿A qué propiedades de la sacarosa se debe este fenómeno? ¿Cómo se aplica el principio de Le Châtelier en el fenómeno observado?

Materiales, equipos y reactivos:

Balanza, beakers, embudo, probeta, tubos de ensayo, gradilla para tubos de ensayo, tapones, pinzas, vidrio de reloj, pipetas, goteros, varilla de agitación, espátula, terrón de azúcar, ceniza, fenolftaleína (u otro indicador disponible), ácido clorhídrico, hidróxido sódico, dicromato potásico, sulfocianuro potásico, cloruro de bario, cloruro de hierro (III), cloruro de cobalto (II), metanol y agua destilada.

Experimentación con variables abiertas.

Efecto de la concentración sobre el equilibrio

- Equilibrio de indicadores ácido base:

Una gran parte de los indicadores son ácidos o bases débiles cuya ecuación de disociación puede escribirse como:



En el caso de la fenolftaleína la forma ácida (HIn) es incolora y a un pH de aproximadamente 9 cambia a

la forma básica (In-) de color rosa intenso. Con objeto de observar los efectos de ácidos y bases sobre indicadores, se debe poner una gota de fenolftaleína (o de algún otro indicador) en un tubo de ensayo con unos 3 mL de agua. A continuación se deben añadir 2 gotas de NaOH 0,1 M, y seguidamente, 6 gotas de HCl 0,1 M. Observar los cambios producidos.

- Equilibrio del ion cromato-dicromato:

El ion cromato (de color amarillo) reacciona con protones (provenientes de cualquier ácido) para dar el ion dicromato (de color naranja):



Añadiendo una base a este equilibrio, se observa un desplazamiento inmediato hacia la izquierda, porque cuando la base absorbe los protones presentes en el equilibrio, según Le Châtelier, el sistema buscará fabricar más protones y la disolución se volverá de color amarillo. Si una vez alcanzado el equilibrio se añade un ácido, el exceso de protones volverá a desplazar el equilibrio hacia la derecha y la disolución tomará el color naranja original.

Entonces, se debe preparar una solución al 0,01 M de dicromato potásico en 10 mL de agua para todo un curso de laboratorio. Tomar 1 mL de dicha disolución en un tubo de ensayo y añadir gota a gota, agitando el tubo, hidróxido sódico 0,1 M hasta observar un cambio de color. A continuación, añada de la misma manera ácido clorhídrico 0,1 M hasta recuperar el color inicial. Vierta de nuevo, gota a gota, hidróxido sódico e interprete los cambios observados.

- Equilibrio de precipitación del cromato de bario:



Si se mezcla una disolución que posea iones cromato (CrO_4^{-2}), amarilla, con otra que contenga iones bario (Ba^{+2}), se formará cromato de bario que precipitará en el fondo del tubo de ensayo (precipitado blanco), ya que es muy insoluble. Si una vez alcanzado el equilibrio se le añade un ácido, como se sabe por el equilibrio (33), los pocos iones cromato que hubiese en la disolución desaparecerían y se convertirían en iones dicromato (de color naranja). Al desaparecer los iones cromato, el equilibrio (34), según Le Châtelier, se desplazará a la izquierda y el precipitado se disolverá. Si cuando ya haya desaparecido el sólido se añade una base (que elimina los H^+), el equilibrio (33) se desplazará a la izquierda, desapareciendo los iones dicromato que pasarán a cromato de nuevo. Pero entonces el equilibrio (34), según Le Châtelier, se desplaza hacia la derecha para eliminar el exceso de iones CrO_4^{-2} y se formará de nuevo el precipitado [10].

Por tanto, tomar 1 mL de la disolución de dicromato potásico preparada en el apartado anterior en un tubo de ensayo y añadir, gota a gota, hidróxido sódico 0,1 M hasta que cambie de color (amarillo por la presencia de iones CrO_4^{-2}). Vierta entonces 1 mL de una disolución de cloruro de bario 0,1 M y observe lo que ocurre. Posteriormente, añada gota a gota HCl 0,1 M hasta que desaparezca completamente el precipitado, y a continuación, vuelva a introducir gota a gota hidróxido sódico 0,1 M. Repita esta última operación cuantas veces desee. Intente justificar todos los cambios observados según Le Châtelier.

- Equilibrio del ion complejo tiocianato-férrico:

La formación de este ion, de color rojo sangre, puede describirse según la reacción:



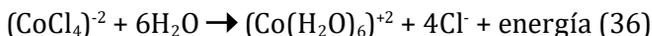
Poner en un vaso de precipitados 3 mL de KSCN (sulfocianuro potásico) 0,01 M y 3 mL de una disolución de cloruro férrico 0,01 M. Diluir esta mezcla con 20 ó 30 mL de agua con el objeto de disminuir la intensidad de color y poder observar más fácilmente los cambios del mismo (mezcla para todo un curso de laboratorio).

Preparar 4 tubos de ensayo, introduciendo en cada uno de ellos unos 1 mL de esta disolución. Añadir 1 mL (aproximadamente 20 gotas) de FeCl_3 0,1 M al primero, y al segundo, 1 mL de KSCN 0,1 M. A la tercera disolución se le añaden 5 ó 6 gotas de $\text{Na}(\text{OH})$ 0,1 M. Eventualmente puede formarse un coloide amarillo pardo de hidróxido férrico que se deberá disolver nuevamente añadiendo gota a gota ácido clorhídrico 0,1 M. El cuarto tubo de ensayo sirve de referencia para los otros tres. Comparar la intensidad relativa del complejo en cada uno de los tres tubos de ensayo e interpretar las observaciones aplicando el principio de Le Châtelier.

- Efecto de la temperatura sobre el equilibrio:

Equilibrio del ion Co (II):

El complejo CoCl_4^{-2} es de color azul, mientras que el $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+2}$ es de color rosa. Entre ambas especies se puede establecer este equilibrio fuertemente dependiente de la temperatura:



El principio de Le Châtelier indica que si enfriamos el sistema, el equilibrio se desplaza hacia el complejo acuoso (derecha).

Colocar en un tubo de ensayo seco 1 mL de disolución en metanol de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 0,10 M (color rosa del acuocomplejo). Añadir unas gotas de ácido clorhídrico concentrado y calentarlo al “baño maría” hasta unos 65-70 °C cerca de una ventana abierta del laboratorio (precaución: los vapores del metanol son tóxicos e inflamables). Debes observar un cambio de color rosa a azul (que denota la presencia del ion CoCl_4^{-2}). En caso de no producirse, hay que seguir calentando, ya que probablemente haya un exceso de agua en la disolución original.

El cambio de color es reversible, y consecuentemente, enfriando la disolución bajo el chorro de agua fría del grifo (introduciendo la parte exterior del tubo), se recupera el color rosa original. Repetir el ciclo de calentamiento y enfriamiento.

DATOS EXPERIMENTALES
Título de la práctica:
Docente:
Integrantes:
Fecha:

A continuación se registran las observaciones de cada uno de los ensayos:

1. Equilibrio de Indicadores ácido base:

2. Equilibrio de precipitación del cromato de bario:

3. Equilibrio del ion complejo tiocianato-férrico:

4. Efecto de la temperatura sobre el equilibrio del ion Co (II).

Preguntas de evaluación:

1. Registrar todos los cambios observados en cada una de las reacciones experimentadas tratando de justificarlos aplicando el principio de Le Châtelier, y si es posible, escribiendo las reacciones químicas que tienen lugar.
2. En la reacción del ion cromato, ¿cómo afecta el ion OH⁻ al equilibrio descrito?

3. ¿Las reacciones que tienen lugar en el apartado con el ion cobalto (II) son endotérmicas o exotérmicas? ¿Por qué?
4. Investigue y justifique el manejo que se le debe dar a los residuos peligrosos generados en esta práctica.

11. Cinética química: una reacción redox

Objetivo general:

Verificar los factores que afectan la velocidad de una reacción química.

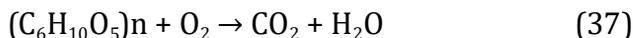
Objetivos específicos:

1. Realizar medidas de tiempo para comprobar los cambios de la velocidad de reacción.
2. Observar las evidencias de la reacción (cambios de color) ocasionados por la variación de la velocidad de la reacción.

Información básica.

La cinética química estudia las velocidades de las reacciones químicas y los mecanismos por los cuáles se producen. La velocidad de una reacción química es la rapidez de formación de los productos debido al consumo de los reactivos, es decir, es una medida de la cantidad de reactivo consumido o de producto formado en el tiempo. La velocidad de una reacción se puede medir por la variación que experimenta la concentración de uno de los reactivos o uno de los productos de la reacción, siendo propor-

cional al aumento de concentración de un producto o a la disminución de concentración de un reactivo por unidad de tiempo. Hay muchas reacciones que se desarrollan lentamente, como la oxidación de los metales, en especial la del hierro (Fe), y otras aún más lentas, como la formación de los diamantes. Por el contrario, algunas se producen en fracción de segundos, como una explosión. Otro ejemplo es el cambio de color del papel de los libros, en un principio amarillento y después de muchos años de coloración café, esta reacción se debe a la combustión lenta del papel:



Es decir, el papel se quema de forma lenta y espontánea a temperatura ambiente, por lo tanto, si la reacción es termodinámicamente favorable, puede ocurrir, aunque no necesariamente a una velocidad observable.

La cinética determina si una reacción se produce en determinado período de tiempo. Las reacciones de ácidos fuertes con bases fuertes son termodinámicamente favorables y ocurren con gran velocidad, como la reacción que se produce entre una solución de HCl y el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sólido [3].

Hay cuatro factores que afectan las velocidades de reacción: la naturaleza de los reactivos, la concentración de los reactivos, la temperatura y los catalizadores [10], [11]. Uno de ellos se tratará de verificar a través de esta práctica.

Palabras claves: velocidad de reacción, cambio en la concentración de reactivos.

Situación problémica.

Las pastillas efervescentes contienen bicarbonato sódico y un ácido sólido (por ejemplo ácido cítrico). En contacto con el agua se produce una reacción química entre el ácido y el bicarbonato. Los productos que se obtienen son una sal, agua y dióxido de carbono, que forma las burbujas que suben a la superficie del agua. Son muchos los factores que pueden modificar la velocidad de una reacción química.

Primera parte: efecto de la temperatura. Llenar un vaso con agua caliente y el otro con la misma cantidad de agua helada. Luego se deja caer una pastilla efervescente en cada vaso, anotar el tiempo de reacción en cada vaso y observar qué ocurre con la velocidad de la reacción. ¿Qué se puede concluir al respecto? Escriba las reacciones que se producen y justifique las respuestas sobre el efecto de la temperatura en la velocidad de la reacción.

Segunda parte: estado físico, naturaleza, concentración de los reactivos y la superficie de contacto. Llenar dos vasos con la misma cantidad de agua fría. Luego triturar una pastilla efervescente, dejar caer una pastilla entera en un vaso y la pastilla triturada en el otro vaso. Tomar el tiempo de reacción en cada vaso. ¿Qué se observa en cada reacción? ¿Qué se puede aportar a las diferencias observadas en los dos procesos? ¿A qué se deben estas diferencias? Justifique las respuestas.

Materiales, equipos y reactivos:

Tubos de ensayo (5); gradilla; beakers de 100 mL; goteros; matraces; cronómetro; varilla de agitación; soluciones de ácido oxálico (HOCCOOH) [o de sulfato ferroso

(FeSO₄) al 10%, al 12%, al 14%, al 16% y al 18% (concentraciones sugeridas); solución de permanganato de potasio al 1% M/V (100mL); y ácido sulfúrico concentrado.

Experimentación con variables abiertas.

Preparar las soluciones de ácido oxálico (o de sulfato ferroso) y de permanganato de potasio en cantidades suficientes para no generar muchos residuos y que sirvan para desarrollar esta práctica, anotar las propiedades organolépticas de cada solución. Tomar 15 mL de la solución de permanganato y acidularla con 1 mL de ácido sulfúrico. Verificar el pH y anotar características de la solución. Agregar la solución anterior en 5 tubos de ensayo (3 mL en c/u) y rotularlos.

Al tubo #1 adicionar 2 mL del ácido oxálico al 10%, al tubo #2 adicionar 2 mL del ácido oxálico al 12%, y así sucesivamente. Agitar suavemente y tomar el tiempo de reacción en cada tubo; anotar las observaciones. ¿Cuál tubo reaccionó en menor tiempo y cuál en mayor? ¿Con qué fenómeno se asocian las observaciones? ¿Qué ocurriría si se aumenta la temperatura al primer y al quinto tubo? Justifique las respuestas.

NOTA: Se sugiere realizar un procedimiento a la vez o utilizar varios cronómetros diferentes, uno para cada tubo.

DATOS EXPERIMENTALES
Título de la práctica:
Docente:
Integrantes:
Fecha:

Tubo N° 1. Concentración de H00C-COOH	Tubo N° 2. Concentración de H00C-COOH	Tubo N° 3. Concentración de H00C-COOH	Tubo N° 4. Concentración de H00C-COOH	Tubo N° 5. Concentración de H00C-COOH
Tiempo de reacción 1	Tiempo de reacción 2	Tiempo de reacción 3	Tiempo de reacción 4	Tiempo de reacción 5
Velocidad de reacción 1	Velocidad de reacción 2	Velocidad de reacción 3	Velocidad de reacción 4	Velocidad de reacción 5

Preguntas de evaluación:

1. Registre en una tabla el tiempo que demora cada reacción en terminar. Organice los datos de la manera más clara y completa posible.
2. ¿Qué factores influyen en la velocidad de una reacción? Explique cada uno.
3. Con los datos recogidos en el laboratorio y la consulta en textos, ¿se podría calcular la velocidad de esa reacción? Si es así, hágalo de forma clara.
4. Investigue qué tipo de reacción ocurre entre el ácido oxálico y el permanganato. Escriba la ecuación química y balancéela (explique y registre cada paso en el balanceo de la ecuación).

12. Cinética química: uso de catalizadores

Objetivo general:

Determinar y comparar la efectividad de los catalizadores biológicos y químicos.

Objetivos específicos:

1. Verificar diferencias entre los catalizadores biológicos y los químicos.
2. Determinar el efecto de los catalizadores biológicos con los cambios de temperatura.

Información básica.

En la naturaleza, muchos procesos químicos y biológicos se desarrollan a diferentes velocidades de reacción, dependiendo de la interacción con agentes externos a la reacción llamados catalizadores.

Un catalizador es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción cambiando la energía de activación (“barrera energética” que debe superarse en una reacción química para que ocurra) porque ocasiona un descenso de ésta, así, cuando una reacción ocurre lentamente es porque tiene una alta energía de activación. El uso de catalizadores se hace precisamente para disminuir esa energía y propiciar una reacción “más rápida”. Aunque el catalizador participa en la reacción no se tiene en cuenta en la ecuación balanceada, pero en caso de que reaccione, se regenerará todo en pasos posteriores. Cuando una especie no se regenera, se considera como reactivo y no como catalizador.

La catálisis es una rama de la química muy útil para el desarrollo de la industria química y farmacéutica. Cerca del 90% de los productos químicos manufacturados se obtienen mediante procesos que requieren el empleo de catalizadores por lo menos en una de sus etapas, además, los productos sintetizados mediante procesos catalíticos son muy variados, tanto en su naturaleza química como en la cantidad producida y su coste por unidad de peso. Con frecuencia, las transformaciones químicas presentan velocidades de reacción muy bajas, a menudo inapreciables, y resultan inviables para una producción industrial, salvo que se utilice un catalizador adecuado. Por otra parte, el empleo de catalizadores permite llevar a cabo las reacciones en condiciones menos enérgicas (menor presión y temperatura), lo que en un proceso industrial supone un importante ahorro energético y de los costos de inversión de diseño y construcción de la planta industrial. En la industria química existen dos tipos de catálisis, la catálisis homogénea, en la que los reactivos y el catalizador se encuentran en la misma fase, y la catálisis heterogénea, donde el catalizador se encuentra en una fase diferente a la de los reactivos.

Los catalizadores pueden ser sustancias orgánicas o inorgánicas. Cuando son sustancias orgánicas reciben el nombre de enzimas o catalizadores biológicos, como la catalasa, presente en la papa y la manzana. En cuanto a los catalizadores inorgánicos, son usualmente metales de transición (por ejemplo, platino y níquel) o sus compuestos (por ejemplo, dióxido de manganeso) [10], [11].

Palabras claves: catalizadores orgánicos (enzimas), catalizadores inorgánicos, energía de activación, temperatura.

Situación problemática.

Las reacciones enantioselectivas son de gran importancia en la industria farmacéutica debido a que los seres vivos son extremadamente selectivos en distinguir enantiómeros, que son sustancias químicas que tienen la misma formulación pero al no ser idénticos, no pueden “superponerse”; por ejemplo, las manos son iguales pero no se pueden superponer y por ello es necesario un guante para la mano derecha y otro para la izquierda. Pues bien, igual que las manos distinguen los guantes, el organismo también distingue los enantiómeros, y así un mismo producto, como el aminoácido asparagina, proporciona sabor dulce cuando se toma el enantiómero R, pero su análogo, el enantiómero S, es amargo.

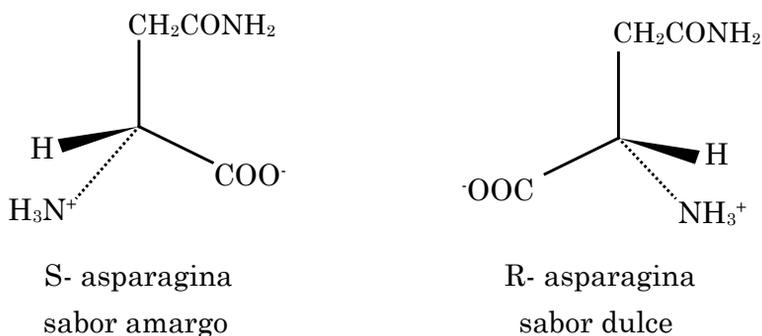


Fig. 5. Enantiómeros de la asparagina [11].

En la industria farmacéutica, uno de los aspectos más relevantes de la catálisis homogénea por complejos metálicos es que permite la preparación selectiva de uno u otro enantiómero, ya que los seres vivos usualmente absorben y asimilan uno sólo de los enantiómeros, por ejemplo en el caso del antiinflamatorio de uso frecuente Naproxen, sólo el isómero S es absorbido mientras que el R es tóxico para los humanos.

Un aspecto especialmente atractivo de la catálisis homogénea, desde el punto de vista industrial, es la excelente economía atómica de muchos procesos catalíticos. El concepto de economía atómica ha sido introducido recientemente y es aplicable a las reacciones, o procesos sintéticos de varias reacciones. Estas ideas de óptima economía atómica en reacciones químicas, unida a selectividades superiores del 90%, permiten diseñar procesos de muy bajo impacto medioambiental, que es el objetivo de la moderna “química verde”. En ello, los catalizadores químicos, y muy especialmente los catalizadores homogéneos, desempeñan una función excepcional [11].

A partir de la información anterior, ¿por qué cree que son útiles los catalizadores? Con sus palabras explique ¿Cómo aportan estos procesos a la “química verde”? ¿Conoce algún catalizador biológico diferente al mencionado en la información básica?

Materiales, equipos y reactivos:

Tubos de ensayo con una gradilla, probeta, beaker, varilla agitadora, trozos de manzana, yuca y plátano verde, agua oxigenada (en diferentes concentraciones) y dióxido de manganeso.

Experimentación con variables abiertas.

Parte A: catalizadores biológicos o enzimas.

1. En 3 tubos de ensayo debidamente rotulados agregar cantidades diferentes (pequeñas) de cada una de las frutas o tubérculos seleccionados. Agregar a cada uno 3,0 mL de H_2O_2 con concentración fija (usted la determinará) y dejar reposar por 4 minutos. Anotar las observaciones. Realizar la misma experiencia con diferentes concentraciones para el agua oxigenada.
2. Rotular otros 3 tubos de ensayo y adicionar aproximadamente 2 gramos de una las frutas o tubérculos seleccionados en cada uno. Colocar el primer tubo en baño maría a 10°C por 5 minutos, retirarlo del baño y adicionarle 3 mL de H_2O_2 con concentración fija (usted la determinará), observar. Repetir el procedimiento con la misma fruta o tubérculo, pero con diferentes temperaturas, 30°C y 60°C , por ejemplo. Registrar las observaciones.

Parte B: catalizadores inorgánicos.

1. En otros 3 tubos de ensayo (o más tubos si se desea) debidamente rotulados, agregar en cada uno 3,0 mL de H_2O_2 con diferentes concentraciones (usted las determinará), y adicionar una pequeña cantidad de dióxido de manganeso a cada uno. Dejar reposar por 4 minutos. Registrar las observaciones.

DATOS EXPERIMENTALES	
Título de la práctica:	
Docente:	
Integrantes:	
Fecha:	

Registre sus observaciones en tablas similares.

1. Tubo	2. Tubo	3. Tubo
Observaciones	Observaciones	Observaciones

Preguntas de evaluación:

1. ¿Cómo afecta la temperatura a cada uno de los tubos experimentados?
2. Consigne una hipótesis que explique los resultados de los experimentos.
3. ¿Cómo se relacionan los resultados de los experimentos con la teoría de cinética molecular?
4. ¿Qué diferencias se pueden observar entre la acción de una enzima y de un catalizador químico? Hacer una lista si es posible.

13. Manejo sostenible de los residuos generados: una aplicación de la química verde.

El manejo de los residuos peligrosos que se generan durante las prácticas habituales en un laboratorio de química debe ser revisado y tenido en cuenta por ser éste un aspecto importante en el compromiso social y académico con el desarrollo sostenible.

Como referente de este manual, la legislación colombiana en el Decreto 1713 de 2013 define residuo:

Es cualquier objeto, material, sustancia o elemento sólido, semisólido, líquido o gaseoso resultante del consumo o uso de un bien en actividades domésticas, industriales, comerciales, institucionales o de servicios, que el generador abandona, rechaza o entrega y que es susceptible de aprovechamiento o transformación en un nuevo bien, con valor económico o de disposición final [12].

En un laboratorio de química es normal generar varios tipos de residuos, la mayoría de los cuales tienen características especiales. Éstos se pueden clasificar según su grado de descomposición en aprovechables (reciclables y reutilizables) y no aprovechables (basura). Todo laboratorio debe contar con canecas o recipientes adecuados para los residuos sólidos comunes y para residuos sólidos peligrosos.

Pero como no todos los residuos que se generan son sólidos, la mayoría en realidad son soluciones acuo-

sas o mezclas con solventes orgánicos, los cuales teniendo en cuenta sus características, se clasifican como residuos peligrosos o RESPEL.

La legislación ambiental colombiana en el Art.3 de la Ley 1252 de 2008 define residuo peligroso como:

Aquel residuo o desecho que por sus características corrosivas, reactivas, explosivas, tóxicas, inflamables, infecciosas o radiactivas, puede causar riesgos, daños o efectos no deseados, directos e indirectos a la salud humana y el ambiente. Así mismo, se considerarán residuos peligrosos los empaques, envases y embalajes que estuvieron en contacto con ellos [13].

Los RESPEL no deben disponerse de forma “convencional” (por el desagüe o en canecas de residuos comunes) porque se constituyen en contaminantes del medio ambiente. Por esta razón, es importante adoptar buenas prácticas de laboratorio que incluyan la correcta disposición y clasificación de los residuos generados durante las mismas. No hay un único método para tratar dichos residuos, no obstante, pueden diseñarse estrategias puntuales, según las necesidades, en las cuales se aplican los principios de la química y el sentido común.

Se propone, en este manual, una estrategia para el manejo “in situ” de algunos de los residuos peligrosos generados al realizar prácticas académicas en el laboratorio de química en el marco de la transformación de una institución educativa hacia una además sostenible [14].

En principio, lo que debe hacerse es tratar de minimizar el volumen de los desechos, lo cual se logra reduciendo la cantidad de reactivos utilizados en los experimentos o prácticas sin que se pierda el carácter científico y creativo de las mismas. No todos los desechos son igualmente peligrosos o se tratan de la misma manera, por lo tanto, es importante enseñarle al estudiante a poner los desechos en un sitio y recipiente previamente determinado por el profesor o el auxiliar a cargo del laboratorio. No es correcto arrojar los residuos por el desagüe a menos que se especifique de esta manera porque sea una sustancia inocua para el medio ambiente. Se sugiere almacenarlos en frascos o recipientes debidamente rotulados y en un lugar dispuesto para ello en el laboratorio hasta que se determine el curso de acción más apropiado [14].



Fig. 6. Ejemplo de recipientes para almacenar los RESPES del laboratorio de química.

Fuente: Claudia Herrera

Al finalizar cada una de las prácticas de este manual se propone que se separen y dispongan los residuos teniendo en cuenta las características de los mismos y las siguientes recomendaciones [14]:

- *Ácidos y bases.* Se refiere a residuos de ácidos y bases inorgánicas y sus sales. Éstos se deben separar en unos contenedores debidamente rotulados según el pH, ácidos (<7) en un recipiente y básicos (>7) en otro. Se deben cuantificar, neutralizar y diluir antes de ser agregados al desagüe. Como agentes neutralizantes se pueden utilizar el carbonato de calcio, soluciones diluidas de hidróxido de sodio y de ácido clorhídrico, según el caso.
- *Metales pesados y agentes oxidantes.* Considerando la peligrosidad de éstos y su difícil manipulación, en estas prácticas de laboratorio se limita al mínimo posible el uso de sustancias que los contengan. Los compuestos de cromo (cromato de potasio; dicromato de potasio), manganeso (permanganato de potasio) y plomo (nitrato de plomo) son cancerígenos. La estrategia en este caso consiste en separar los residuos que los contengan en recipientes adecuados y rotularlos para ser entregados a una empresa debidamente certificada en el manejo de los RESPEL.
- *Compuestos orgánicos.* Teniendo en cuenta que las cantidades de solventes que se utilizan en el laboratorio son pequeñas, se recomienda almacenarlos en recipientes debidamente rotulados hasta disponer de la cantidad suficiente para su recuperación o disposición final. Los solventes orgánicos se deben recuperar por destilación a reflujo en la medida de lo posible. Los demás productos de reacciones de caracterización serán entregados a una empresa debidamente certificada en el manejo de los RESPEL.

Estas recomendaciones generales pueden ser modificadas o ampliadas según el criterio del docente encargado de la práctica, pero siempre contando con la participación del auxiliar del laboratorio y de los estudiantes como actores importantes en una acción local con efecto global en el proceso de convertir una universidad en una institución sostenible o en un “Green campus”.

LECTURA COMPLEMENTARIA 4:

Crear objetos con comportamiento deseado es posible [15].

Investigadores de la Universidad Rey Juan Carlos (URJC) junto con Disney Research Zurich presentan un método que permite replicar el comportamiento de objetos deformables de cara a simular o incluso a fabricar otros nuevos a través de modernas impresoras en 3D. Las principales aplicaciones se encuentran en la animación, videojuegos e incluso para simulaciones de entrenamiento médico.

Este trabajo introduce una serie de procesos de datos para diseñar y fabricar materiales con un comportamiento deformable elegido. El proceso comienza con la evaluación y medida de las propiedades de deformación de materiales base. Dados los materiales base o resinas, se combinan hasta conseguir un objeto con el comportamiento deseado. Además, este trabajo demuestra el proceso completo de diseño y fabricación de objetos con complejos y heterogéneos materiales, usando modernas impresoras en tres dimensiones. “Seguimos un procedimiento distinto completamente a lo que se ha hecho

hasta hoy en el mundo de la física y la mecánica y lo más interesante a nivel científico es el método particular que hemos seguido para poder lograr los modelos”, asegura Miguel Otaduy, Profesor e Investigador en el área de Arquitectura de Computadores y Ciencias de la Computación de la Universidad Rey Juan Carlos.

A través de ecuaciones y fórmulas matemáticas que describen los objetos se crean modelos a los que se les asignan parámetros y a estos valores que finalmente caracterizan el comportamiento del objeto de estudio. Conseguir caracterizar todo el comportamiento no es una tarea fácil ya que los modelos existentes hasta ahora no son capaces de capturar todos los comportamientos. Entre las aplicaciones que podemos encontrar a esta técnica existe una gran variedad ya que se enfoca a aquellas para las que se necesite un objeto movable.

Por tanto, se pueden encontrar en animaciones, creación de videojuegos o incluso simulaciones de entrenamiento médico, puesto que se pueden llegar a crear objetos reales que simulen el comportamiento del tejido humano, es decir, si un cirujano está aprendiendo a cortar un hígado no necesita que la simulación sea exactamente igual pero sí un objeto de comportamiento similar.

Para fabricar estos objetos, los investigadores se han valido de un avance moderno. Se trata de unas impresoras que en lugar de imprimir en papel como estamos acostumbrados, imprimen materiales en 3D, a través de la deposición de unos materiales que van configurando y generando un objeto, hasta ahora rígido,

que permite tener un modelo que podemos tocar, por lo que de antemano se puede dar cuenta qué objeto vamos a tener.

La limitación que tienen estas impresoras es que no imprimen el objeto con el material real, sino con un sustituto que puede ser más frágil, aguantar temperatura mejor, pero se puede tocar. No obstante, de un año aquí estas impresoras han evolucionado y son capaces de imprimir un objeto deformable. Pero estas impresoras no lo dan todo hecho, no dicen cómo combinar múltiples materiales para obtener un comportamiento deseado, eso ha sido resultado de este trabajo de investigación titulado “Design and Fabrication of Materials with Desired Deformation Behavior”.

Preguntas de análisis:

1. ¿Qué análisis le supone este texto?
2. ¿Está de acuerdo o no con lo que se propone en este artículo? Justifique y argumente su respuesta.
3. Explique qué quiere decir el autor con la frase “Seguimos un procedimiento distinto completamente a lo que se ha hecho hasta hoy en el mundo de la física y la mecánica”.
4. ¿Estas ideas pueden ser útiles para interpretar otros fenómenos? Explique cuáles.
5. Construya un mapa mental que describa las ideas más importantes de este texto.

LECTURA COMPLEMENTARIA 5:

Dióxido de titanio ayuda a almacenar energía de fuentes renovables [15].

La sustancia química, dióxido de titanio (TiO_2) comúnmente usado en industrias, puede ayudar a almacenar la energía producida por fuentes renovables, según estudio en Australia.

Sidney, Australia (01/jul/2013). El dióxido de titanio (TiO_2), una sustancia química comúnmente utilizada en las industrias, puede ayudar a almacenar la energía producida por fuentes renovables, según un estudio publicado hoy en Australia. Esta sustancia que se usa, por ejemplo, como pigmento blanco en pastas de diente, plásticos o bloqueadores solares, puede servir para la construcción de dispositivos de almacenamiento de energías renovables, según la química Yun Liu de la Universidad Nacional Australiana. Las fuentes renovables, como la solar, eólica, producen electricidad intermitentemente, por lo que su integración a la red eléctrica supone un gran reto, explicó la investigadora a la cadena local ABC. Pero el almacenamiento de esta energía, con ayuda de esta sustancia química, podría contribuir a equilibrar la cantidad de energía que alimenta a la red, agregó la científica. Liu y sus compañeros han intentado durante varios años hallar el material perfecto para incluirlo en los condensadores eléctricos, unos dispositivos pasivos que se utilizan para almacenar energía. Para ello, los científicos propusieron construir estos condensadores mediante la separación de dos electrodos metálicos con un aislante (material dieléctrico). “Si se separan dos monedas con un pedazo de papel ya se tiene un condensador eléctrico, aunque el papel tiene una mínima capacidad de almacenamiento de energía”, explicó Liu. La química australiana explicó que

su equipo buscaba un material que tenga tres características: una constante dieléctrica muy elevada para que pueda almacenar mucha energía, una baja pérdida dieléctrica para no desperdiciarla y la capacidad de resistir una gran gama de niveles de temperatura. Hallar este material no fue fácil porque generalmente éstos podían tener una gran constante dieléctrica, pero adolecían de la capacidad de evitar la pérdida de energía o de resistir a diversas temperaturas. Tras cinco años de trabajo, el equipo científico conformado también por Ray Withers, descubrió que el también llamado óxido de titanio, manipulado a nivel molecular, cumple con todos los requisitos. “Es un sueño hecho realidad”, acotó la científica de la universidad australiana, quien consideró que este material que se encuentra en estado natural en todo el mundo, también puede ser utilizado en vehículos eléctricos y tecnología militar y espacial. “Es un material simple y abundante y Australia actualmente domina el mercado exportador de este producto”, acotó Liu, quien espera trabajar pronto en las aplicaciones del dióxido de titanio.

Preguntas de análisis:

1. Realice una síntesis y análisis de la información contenida en el texto a través de un mapa conceptual.
2. ¿Qué quiere decir el autor en la frase “Si se separan dos monedas con un pedazo de papel ya se tiene un condensador eléctrico, aunque el papel tiene una mínima capacidad de almacenamiento de energía”?
3. ¿Qué otros procesos de la ciencia tienen relación directa o indirecta con el texto anterior? Explique.
4. ¿Qué relación encuentra entre el texto y la Química?

LECTURA COMPLEMENTARIA 6:

Química verde: ¿una realidad o una novedad?

Autor: Mg. Claudia P. Herrera H.

La química verde es el diseño, desarrollo e implementación de productos y procesos químicos que reducen o eliminan el uso y generación de sustancias peligrosas para la salud humana y el medio ambiente [17]. Este concepto surge en los años 90 bajo el liderazgo del Ph.D. Paul Anastas, actual Director del Centro para la Química Verde e Ingeniería Verde de la Universidad de Yale y que en años previos se desempeñó como Administrador Auxiliar de la Oficina de Investigación y Desarrollo (ORD) de la EPA (Environmental Protection Agency) y como asesor científico de dicha agencia.



Fig. 7. Ph.D. Paul Anastas [17]. **Fig. 8.** Ph.D. John Warner [18].

El Ph.D. Paul Anastas y el Ph.D. John Warner son considerados como fundadores de un nuevo campo de investigación llamado química verde, basado en la colaboración en investigación “productiva” entre gobierno, la industria y la academia. (American Chemical Society, ACS).

La química verde ha hecho sus aportes en procesos químicos catalíticos (metatésis), los cuales requieren menos energía y generan menos cantidad de gases de efecto invernadero. En la fabricación de chips, se está usando el CO₂ supercrítico en uno de los pasos de la preparación logrando reducir la cantidad de energía, químicos y agua necesarios para producir un chip.

NatureWorks de Minnetonka, Minnesota, hace los envases de alimentos a partir de un polímero llamado ácido poliláctico registrado como Ingeo®. Los científicos de NatureWorks descubrieron un método donde los microorganismos convierten el almidón de maíz en una resina que es tan fuerte y rígida como el plástico a base de petróleo que utiliza actualmente para envases tales como botellas de agua y botes de yogur.

BASF desarrolló una película de poliéster compostable que llamó Ecoflex®. Ellos están haciendo y comercializando bolsas totalmente biodegradables Ecovio® hechas de esta película junto con el almidón de yuca y carbonato de calcio. Certificadas por el Instituto de Productos Biodegradables, las bolsas se desintegran completamente en agua, CO₂ y biomasa en sistemas de compostaje industrial. Las bolsas son resistentes a los pinchazos, al desgarrar, es impermeable, imprimible y elástica. El uso de estas bolsas en el lugar de bolsas de plástico convencionales, la cocina y los desechos de jardín se degradan rápidamente en los sistemas municipales de compostaje [19].

Así hay muchos otros ejemplos de los avances que ha tenido la química verde en la industria. Actualmente, Estados Unidos es uno de los muchos países que cuentan con

programas de química verde, centros e iniciativas educativas. Otros países incluyen Australia, China, Alemania, India, Italia, Países Bajos, España y el Reino Unido, por mencionar sólo algunos. En Latinoamérica no es algo muy popular aún. Es por esa razón que cobra relevancia poder integrar las tendencias de la Ciencia con la Academia en donde se están formando los futuros profesionales y científicos.

En nuestro contexto, la química verde aún es algo poco atractivo por los costos que implicaría introducirla en los procesos, aunque a largo plazo signifique un ahorro económico, de recursos y una enorme contribución a la calidad de vida en el planeta. A algunos puede parecerles una moda “ecologista” pero no lo es. Es realmente actuar con conciencia en la administración de la naturaleza y sus recursos.

Algunos de los doce principios de la química verde que se pueden asociar con los propósitos de este manual son:

1. Prevención de residuos.
2. Disminución del uso de sustancias auxiliares.
3. Minimizar el potencial de accidentes químicos.

Reduciendo las cantidades de reactivos utilizados o buscando alternativas de sustancias químicas (mejor de origen vegetal o natural) menos tóxicas para desarrollar las prácticas, se introduce la química verde dentro del campus universitario en esta propuesta. Por supuesto, sin afectar la calidad de la experimentación ni la verificación de los principios planteados.

Anastas, con respecto a si sería posible realmente “transformar” la forma de hacer y usar la química, dijo: “We can... and I believe we will, because we must” (“Podemos...y creo que lo haremos, porque debemos”).

Preguntas de análisis:

1. ¿Será la química verde una moda, novedad o una necesidad? Argumente su respuesta.
2. ¿Cree que estamos listos en Colombia para enfrentar los retos de la química verde?
3. ¿Tú estás listo para considerar la química verde como un campo de desarrollo profesional?

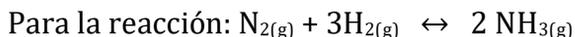
EVALUACIÓN DE COMPETENCIAS N°2

1. Determinación de pH
 - a. Determinar el pH de una solución cuya concentración de iones H^+ es 3.5×10^{-14}
 - b. Determinar el pH de una solución ácida para la cual $H^+ = 1.8 \times 10^{-14}$ moles/litro _____. Y de una solución alcalina para la cual $OH^- = 3.5 \times 10^{-14}$ moles/litro.
 - c. Si el pH de una solución es uno, significa que la solución es:
 - a. Fuertemente ácida
 - b. Débilmente ácida
 - c. Fuertemente básica
 - d. Débilmente básica

2. Responda (SI) a los conceptos verdaderos y (NO) a los falsos.

- () La energía que se libera en las reacciones químicas es independiente de la estructura de los reactivos.
- () En una reacción química cambia la naturaleza de los átomos.
- () En la fotosíntesis se produce un ordenamiento de las moléculas y su $\Delta S > 0$.
- () Conocido el valor de la entalpía (ΔH), se puede predecir si la reacción es factible.
- () En una reacción endotérmica hay absorción de energía.
- () Una reacción es factible cuando $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$.
- () La mayor parte de las reacciones químicas se desarrollan a través de varios pasos elementales.
- () La velocidad de la reacción depende de la frecuencia de los choques entre las moléculas de los reactivos.
- () Toda reacción reversible puede alcanzar en determinadas condiciones un estado de equilibrio.

3. Marque la respuesta correcta:



La expresión de la constante de equilibrio (K_e) es:

- a. $K = [\text{N}] [\text{H}]^3 / [\text{NH}_3]$
- b. $K = [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3 / [\text{NH}_3]^2$
- c. $K = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3$
- d. $K = [\text{N}_2]^2 [\text{H}_2]^2 / [\text{NH}_3]^3$
- e. $K = [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3 / [\text{NH}_3]$

4. A cuál de las siguientes reacciones corresponde la expresión de la constante de equilibrio:

$$K = [\text{SO}_3]^2 / [\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]$$

- a. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$
- b. $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \leftrightarrow \text{SO}_3$
- c. $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$
- d. $\text{SO}_3 \leftrightarrow \text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2$
- e. $\text{SO}_2 \leftrightarrow \text{SO}_3 + \text{O}_2$

5. Al añadir un catalizador a un sistema en equilibrio se producen todos los cambios que se indican, excepto:

- a. Se incrementa por igual la velocidad directa e inversa de la reacción.
 - b. Se modifica el valor de la constante de equilibrio.
 - c. Permite la formación de moléculas intermedias que no se formarían en las reacciones no catalizadas.
 - d. Se aumenta el porcentaje de colisiones eficaces.
 - e. Disminuye o aumenta la energía de activación de los reactivos.
6. El principio de Le Châtelier predice:
- a. Cuál será la evolución de un sistema en equilibrio cuando se altera cualquier variable que influya en el sistema.
 - b. Cuál será la constante cuando la temperatura no cambia en el sistema.
 - c. El rendimiento de la reacción de acuerdo con la constante.
 - d. El aumento de la presión en un sistema de gases en el equilibrio.
 - e. La cantidad de sustancia que tiende a consumirse en el equilibrio.

7. En la siguiente sopa de letras encuentra 10 palabras que al agruparlas pueden formar 2 frases químicas.

E	S	T	R	U	C	T	U	R	A	L	D
L	D	H	J	X	Z	M	N	D	P	S	K
E	N	L	A	C	E	S	M	J	A	O	M
C	F	E	S	X	O	P	O	L	A	R	O
T	J	I	N	C	I	G	U	K	M	N	L
R	F	S	I	G	D	M	Ñ	J	U	L	E
O	B	N	J	G	R	J	U	L	I	E	C
N	O	X	Z	O	M	I	N	I	M	A	U
I	M	B	F	M	A	M	A	T	U	L	L
C	O	V	A	L	E	N	T	E	L	J	A
A	C	O	O	R	D	I	N	A	D	O	R

1. _____

2. _____

Referencias Bibliográficas

- [1] Tuning América Latina, Competencias genéricas y específicas, 2014. [En línea]. Disponible en: <http://tuning.unideusto.org/tuningal/index.php?option=content&task=view&id=216&Itemid=245>
- [2] G. Garzón, Fundamentos de química general con manual de laboratorio. México: Editorial McGraw-Hill, 2001.
- [3] T. Brown, H. Lemay, B., Bursten, C. Murphy. Química: la Ciencia Central, 11^a. Edición. México: Pearson Educación. 2009, pp. 648, 851-854.
- [4] R. Chang, Química, México: McGraw-Hill, 10a. Edición, 2010. pp. 233-235, 246, 252-256, 638, 853.
- [5] J. Pascual. Estandarización ácido-base. Ciencia Química. Blog. (s.f.). [En línea]. Disponible en: [100ciaquimica.net /on - line/exper/exp2bqui/e2bq12r.htm](http://100ciaquimica.net/on-line/exper/exp2bqui/e2bq12r.htm)
- [6] Consejo nacional de educación para la vida y el trabajo, CONEVyt. Lectura: Indicadores de pH y sales. (s.f.). [En línea]. Disponible en: http://www.conevyt.org.mx/cursos/cursos/cnaturales_v2/interface/main/recursos/antologia/cnant_3_16.htm
- [7] M. Coronado, Soluciones amortiguadoras, (s.f.). [En línea]. Disponible en: <http://galeon.hispavista.com/melaniocoronado/AMORTIGUADORES.pdf>

- [8] E. Vega Avila, M. Konigsberg Fainstein, “La importancia biológica de los sistemas amortiguadores”, ContactoS. 42, 2001, pp. 23-27. [En línea]. Disponible en: <http://www.izt.uam.mx/newpage/contactos/anterior/n42ne/sistam.pdf>
- [9] K.W. Whitten, R.E. Davis, M. L. Peck, G. G. Stanley, Química, 8va Ed., México: CENGAGE Learning Editores S.A., 2009, pp.791-801.
- [10] Wordpress.com. Laboratorio de Química General UNEXPO, Principio de Le Châtelier. (s.f.). [En línea]. Disponible en: <http://labquimicageneral.wordpress.com/>
- [11] Aragón Investiga. Catalizadores que aceleran el proceso de fabricación de nuevos fármacos. 2010. [En línea]. Disponible en: <http://www.aragoninvestiga.org/Catalizadores-que-aceleran-el-proceso-de-fabricacion-de-nuevos-farmacos/>
- [12] Ministerio de Ambiente, Vivienda y Desarrollo Territorial, Decreto 1713 de 2002, [En línea]. Disponible en: http://www.minambiente.gov.co/documentos/dec_1713_060802.pdf
- [13] Ministerio de Ambiente, Vivienda y Desarrollo Territorial, Ley 1252 de 2008. [En línea]. Disponible en: http://www.minambiente.gov.co/documentos/normativa/ley/ley_1252_271108.pdf
- [14] F. Bernal, C. Herrera y S. Valbuena, “Manual para el manejo de los RESPEL del Laboratorio de Química”, Trabajo de investigación, Dpto. Ciencias Básicas, Universidad de la Costa, Barranquilla: Educosta, 2015. [En línea] Disponible en: <http://repositorio.cuc.edu.co/xmlui/handle/11323/770>.

- [15] B. Vargas. Siencya, Blog. 2013. [En línea]. Disponible: www.siencya.blogspot.com
- [16] A.P. Farayand Persian, Green Chemistry At Glance, (s.f.) [En línea]. Disponible en: http://ogidco.com/articles/GREEN_CHEMISTRY_at_a_Glance.pdf
- [17] ChemistryViews. (s.f.). [En línea]. Disponible en: http://www.chemistryviews.org/details/ezone/1443619/Paul_Anastas_Leaving_EPA.html
- [18] Official Blog IgCW. (s.f.). [En línea]. Disponible en: <https://igcw.wordpress.com/2009/10/15/dr-john-warner/>
- [19] American Chemistry Society, ACS Examples of Green Chemistry. Chemistry for Life. (s.f.). [En línea]. Disponible en: <http://www.acs.org/content/acs/en/greenchemistry/what-is-green-chemistry/examples.html>

Anexos

ANEXO 1.

Implementos de seguridad personal.



Bata de laboratorio

Fuente: Autores



Gafas de seguridad

Fuente: Autores



Guantes y mascarilla

Fuente: Autores

ANEXO 2.

Montaje para titulación ácido-base.



Fuente: Autores

ANEXO 3.

Materiales de uso general en el laboratorio.



Gradilla de madera y tubos de ensayo

Fuente: Autores



Balanza analítica

Fuente: Autores



Baño maría

Fuente: Autores



Campana extractora

Fuente: Autores



pH metro
Fuente:Autores



Erlenmeyer
Fuente:Autores



Beaker

Fuente: Autores



Matraz aforado

Fuente: Autores

FUNDADORES
CORPORACIÓN UNIVERSIDAD DE LA COSTA CUC

EDUARDO CRISSIEN SAMPER
RUBÉN MAURY PERTUZ (q.e.p.d.)
NULVIA BORRERO HERRERA
MARÍA ARDILA DE MAURY
RAMIRO MORENO NORIEGA
RODRIGO NIEBLES DE LA CRUZ (q.e.p.d.)
MIGUEL ANTEQUERA STAND

PERSONAL DIRECTIVO
CORPORACIÓN UNIVERSIDAD DE LA COSTA CUC

TITO JOSÉ
CRISSIÉN BORRERO
Rector

HERNANDO
ANTEQUERA MANOTAS
Vicerrector Financiero

MARIO MAURY ARDILA
Director Departamento
de Posgrados

ALFREDO GÓMEZ VILLANUEVA
Decano Facultad de Arquitectura

FEDERICO
BORNACELLI VARGAS
Secretario General

JAVIER MORENO JUVINAO
Decano Facultad de
Ciencias Económicas

GLORIA CECILIA
MORENO GÓMEZ
Vicerrectora Académica

ALFREDO PEÑA SALOM
Decano Facultad de Derecho

HENRY MAURY ARDILA
Vicerrector de Investigaciones

FAIRUZ VIOLET
OSPINO VALDIRIS
Decana Facultad de Ingeniería

JORGE MORENO GÓMEZ
Vicerrector de Extensión

NADIA JUDITH
OLAYA CORONADO
Decana Facultad de
Ciencias Ambientales

ROSMERY TURBAY MIRANDA
Vicerrectora de Bienestar

SANDRA VILLARREAL VILLA
Decana Facultad de Humanidades

DANIEL JESÚS ALCÁZAR FRANCO

Docente investigador, licenciado en Biología y Química, Químico Farmacéutico; Especialista En Computación para la Docencia y en Química Orgánica Avanzada. Magister En Ciencias Química y Doctorando en Ciencias Química. Con experiencia en Investigación formativa. Se caracteriza por su vocación y dedicación a su labor docente.

FABIO ARMANDO FUENTES GANDARA

Biólogo, especialista en Estudios Pedagógicos y Magíster en Ciencias Ambientales, con experiencia por más de seis años en el sector educativo en las asignaturas de Biología, Química y Metodología de la Investigación. Actualmente se desempeña como docente tiempo completo de Química Inorgánica I y II adscrito a la facultad de Ciencias Ambientales de la Universidad de la Costa. Cinco años de experiencia en análisis ambientales, con énfasis en evaluaciones de las concentraciones de metales pesados en especies ícticas, agua y sedimento. Ha participado en procesos de investigación asociados al grupo de investigación de Aguas, Química Aplicada y Ambiental de la Universidad de Córdoba desde el 2011.

MÁXIMO ALFONSO GALLARDO MERCADO

Ingeniero Químico con estudios de Maestría en Ing Ambiental. Especialista en Docencia Universitaria, profesor Asociado III de la Universidad del Magdalena (Colombia) donde además desempeñó la dirección del Departamento de Química y del Laboratorio de la misma área. Catedrático de la Universidad de la Costa en las aéreas de Química General teórica y práctica.

CLAUDIA PATRICIA HERRERA HERRERA

Ingeniero Químico de la Universidad del Atlántico. Especialista en Estudios Pedagógicos de la Universidad de la Costa. Magister en Gestión y Auditorías Ambientales de la Universidad Internacional Iberoamericana. Docente Tiempo completo de la Facultad de Ciencias Ambientales de la Universidad de la Costa, CUC, con más de 8 años de experiencia docente en el área de Química, impartiendo las asignaturas de Química Inorgánica, Química Orgánica, sus respectivos laboratorios, Bioquímica y Química Analítica. Con experiencia en Investigación formativa. Miembro del grupo de investigación GESSA. Líder del semillero Química Verde, que apunta hacia procesos más limpios, productos amigables con el medio ambiente y fomentar una conciencia en la comunidad educativa, que apunte al desarrollo sostenible.

ISABEL LINARES DE MORENO

Ingeniero Químico - Universidad del atlántico; Magister en Ingeniería Química. Experiencia en el campo de la docencia en áreas como: Química y laboratorio de química, calidad y tratamiento del agua potable, materiales de ingeniería e impacto ambiental. Cargos administrativos en coordinación académica con convenios institucionales. Amplios conocimientos en ingeniería química, ingeniería sanitaria y ambiental y estudios pedagógicos. Dinámica, perseverante, proactiva, con disposición para el aprendizaje, habilidades para el trabajo en equipo, buenas relaciones interpersonales, actitud Investigativa y comprometida con la excelencia.

SANDRA MARGARITA VILLARREAL VILLA

Doctorante en Ciencias De La Educación en la Universidad del Norte, Magister en educación de la Universidad del Norte. Especialista en Docencia Universitaria. Especialista en Informática y telemática, Licenciada en Ciencia de la Educación Especialidad Biología y Química, Docente en educación Secundaria y Media Académica, Educación superior pregrado y posgrado. Profesional interdisciplinaria con capacidad investigativa en el campo de la educación.

ALEJANDRA MARÍA ZAMBRANO ARÉVALO

Licenciada en Biología y Química, especialista en Química Orgánica y Magíster en Ciencias Química. Actualmente se desempeña como docente Tiempo completo adscrita a la Facultad de Ingeniería de la Universidad de la Costa, CUC. Enseña las asignaturas de Química General, Química Inorgánica y sus Laboratorios. Con experiencia en formación e investigación por más de 5 años. Línea de investigación en caracterización de materiales.