



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES
CUAUTITLAN

UNA PROPUESTA PARA LAS PRÁCTICAS DEL LABORATORIO
DE QUÍMICA A NIVEL MEDIO SUPERIOR

T E S I S

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE:

LICENCIADO EN QUÍMICA INDUSTRIAL

P R E S E N T A :

KARL EMMANUEL SÁNCHEZ LAURSEN

ASESORA: DRA. MARGARITA GÓMEZ MOLINE



Universidad Nacional
Autónoma de México



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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

Autorizo a la Dirección General de Bibliotecas de la UNAM a difundir en formato electrónico e impreso el contenido de mi trabajo recepcional.

NOMBRE: SANCHEZ LOBSEN
Karl Emmanuel

FECHA: 31/Ago/2005

FIRMA: Karl



UNIVERSIDAD NACIONAL
AVENIDA EN
MEXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
UNIDAD DE LA ADMINISTRACION ESCOLAR
DEPARTAMENTO DE EXAMENES PROFESIONALES

ASUNTO: VOTOS APROBATORIOS

DR. JUAN ANTONIO MONTARAZ CRESPO
DIRECTOR DE LA FES CUAUTITLAN
PRESENTE

ATN: Q. Ma. del Carmen García Mijares
Jefe del Departamento de Exámenes
Profesionales de la FES Cuautitlán

Con base en el art. 28 del Reglamento General de Exámenes, nos permitimos comunicar a usted que revisamos la TESIS:

Una Propuesta para las prácticas del labora-
torio de Química a nivel medio superior

que presenta el pasante: Karl Emmanuel Sánchez Larrea
con número de cuenta: 09753741-5 para obtener el título de :
licenciado en Química Industrial

Considerando que dicho trabajo reúne los requisitos necesarios para ser discutido en el EXAMEN PROFESIONAL correspondiente, otorgamos nuestro VOTO APROBATORIO.

ATENTAMENTE
"POR MI RAZA HABLARA EL ESPIRITU"

Cuautitlán Izcalli, Méx. a 30 de mayo de 2005

PRESIDENTE	<u>Dra. Margarita Gómez Moline</u>	
VOCAL	<u>IQ. Gloria Borjon Apan Ruiz</u>	
SECRETARIO	<u>IA. Natividad Venegas Herrera</u>	
PRIMER SUPLENTE	<u>IQ. Gilberto Atilano Amaya Ventura</u>	
SEGUNDO SUPLENTE	<u>IA. Patricia Becerra Arteaga</u>	

Dedico esta tesis...

- ... A mis padres por tenerme tanta paciencia y apoyarme en todo momento
- ... A Mamá Carmela, por su cariño incondicional
- ... A Dulce por su apoyo en todo momento
- ... A mi hermano por ayudarme a ver las cosas desde otro punto de vista
- ... A mis profesores, por compartir su conocimiento.

AGRADECIMIENTOS:

A la Dra. Margarita Rosa Gómez Moline,
por su dirección en la realización de esta tesis

Al Químico Gilberto González Villanueva,
por ayudarme con el esbozo inicial de esta tesis

Al Sr. Cleli Jiménez Drausin
por la información sobre el trabajo con vidrio

CONTENIDO

1.	Introducción	1
2.	Justificación	2
3.	Objetivos de la tesis	3
4.	Antecedentes	3
4.1	Acerca del trabajo en laboratorio	6
4.2	Acerca del aprendizaje por descubrimiento guiado	7
5.	Prácticas	10
5.1	Diseño de las prácticas	10
5.2	Prácticas propuestas	12
Práctica I Método científico		12
I.1	Objetivos de la práctica	12
I.2	¿Qué es ciencia?	13
I.3	¿Qué es el conocimiento científico?	14
I.4	El método científico	14
I.5	Práctica No.1 El Método científico	18
I.6	Cuestionario del fin de la práctica	21
Práctica II La materia y sus propiedades:		22
II.1	Objetivos de la práctica	22
II.2	¿Qué es la materia?	23
II.3	Clasificación de la materia	23
II.4	Práctica No.2 Clasificación de la masa	25
II.5	Cuestionario del fin de la práctica	29
Práctica III Separación de mezclas		30
III.1	Objetivos de la práctica	30
III.2	Introducción	31
III.3	Tipos de mezclas	31
III.4	Métodos de separación	31
III.5	Práctica No. 3 Mezclas y su separación	35
III.6	Cuestionario del fin de la práctica	43
Práctica IV La tabla periódica		44
IV.1	Objetivo de la práctica	44
IV.2	Introducción	45
IV.3	Arreglo de los elementos en la tabla periódica	45
IV.4	Grupos y periodos en la tabla periódica	46
IV.5	Práctica No. 4 Propiedades periódicas de la materia	49

IV.6	Cuestionario del fin de la práctica	58
Práctica V Química y ecología		59
V.1	Objetivos de la práctica	59
V.2	La química y la ecología	59
V.3	Reciclaje de materias primas	60
V.4	Reciclado de cartón y papel	61
V.5	Práctica No. 5 Reciclado de papel	62
V.6	Cuestionario del fin de la práctica	64
Práctica VI Compuestos químicos ácidos y bases		66
VI.1	Objetivos de la práctica	66
VI.2	Introducción	66
VI.3	Los Ácidos	67
VI.4	Las Bases	68
VI.5	Práctica No. 6 Las propiedades de los ácidos y las bases	69
VI.6	Cuestionario del fin de la práctica	72
Práctica VII Reacciones químicas		73
VII.1	Objetivo de la práctica	73
VII.2	Introducción	73
VII.3	Tipos de reacciones	74
VII.4	Balaceo de ecuaciones	77
VII.5	Práctica No. 7 Identificación de reacciones químicas	82
VII.6	Cuestionario del fin de la práctica	84
Práctica VIII Estequiometría		85
VIII.1	Objetivos de la práctica	85
VIII.2	Introducción	86
VIII.3	Conceptos básicos	86
VIII.4	Cálculos con pesos moleculares	87
VIII.5	Estequiometría de una reacción solución	92
VIII.6	Ejercicios	93
VIII.7	Práctica No. 8 Estequiometría	94
VIII.8	Cuestionario del fin de la práctica	97
Práctica IX Soluciones		98
IX.1	Objetivos de la práctica	98
IX.2	Introducción	99
IX.3	Conceptos básicos	99
IX.4	Tipos de soluciones	101
IX.5	Concentración de las soluciones en unidades físicas	101

IX.6	Concentración de las soluciones en unidades químicas	104
IX.7	Práctica No.9 Relación de la concentración con las propiedades de una solución	107
IX.8	Cuestionario del fin de la práctica	111
6.	Conclusiones	112
7.	Bibliografía	115
	Fuentes bibliográficas impresas	115
	Fuentes bibliográficas electrónicas	116
	Apéndices	117
	Apéndice A Manual de primeros auxilios y seguridad en el laboratorio	118
	Apéndice B Tablas y fórmulas de uso común	128
	Apéndice C Tabla de señalización y simbología del laboratorio	134

Si la curiosidad mató al gato, ¿qué quería saber el gato?

1. Introducción

Esta tesis es una propuesta para apoyar a los estudiantes de Química de nivel medio y medio superior mediante un grupo de prácticas sencillas de realizar a nivel cualitativo, que permiten ilustrar temas mencionados en varios libros de Química de dichos niveles, tales como textos de secundaria abierta, libros de autores de distintas instituciones y los requisitos generales para presentar el examen admisión a la UNAM.

Consta de nueve prácticas en las que se describen los objetivos didácticos que se pretenden alcanzar, es decir, los objetivos del profesor y los objetivos de aprendizaje que se espera que alcancen los alumnos. En cada unidad se pretende que el alumno comprenda un tema o concepto básico para el aprendizaje de la Química.

En la primera unidad se desea que el alumno se familiarice con el concepto de ciencia.

En la segunda unidad se busca que sea capaz de identificar algunas propiedades de la materia.

La tercera unidad pretende que el alumno conozca lo que son las mezclas y los métodos de separación.

La cuarta unidad muestra al alumno como obtener información contenida en la tabla periódica

La quinta unidad busca que el alumno tome conciencia de la importancia de la ecología y su relación con la Química

La sexta unidad desea desarrollar en el alumno la capacidad para clasificar las propiedades de dos tipos de compuestos químicos, los ácidos y las bases

La séptima unidad introduce al alumno al estudio de las reacciones químicas.

La octava unidad define conceptos fundamentales de Estequiometría y los cálculos básicos para cuantificar los productos al final de las reacciones químicas

La novena unidad ilustra la forma de preparar disoluciones y calcular las unidades de concentración.

El conjunto de prácticas, contiene además, ejemplos, analogías, preguntas y ejercicios para conseguir que el alumno se apropie de los conceptos básicos y logre hacerlos significativos.

2. Justificación

Durante mis estudios he podido observar que el aprendizaje de las ciencias presenta una especial dificultad en la representación mental de los fenómenos, lo cual dificulta la comprensión de los mismos. Esta dificultad aleja a muchos estudiantes del área científica y tecnológica por lo que el presente trabajo se propone como un auxiliar en la enseñanza de la asignatura de Química a nivel medio y medio superior, en el que se ha considerado las limitaciones de reactivos e instrumentos que tienen algunas escuelas, aportando prácticas al alcance del alumno y del profesor asimismo las prácticas son de bajo costo y con instrumentos sencillos, elaborados por el propio alumno y reactivos de fácil acceso.

La Química se considera como una ciencia experimental y se considera por lo tanto, la necesidad de desarrollar habilidades para utilizar instrumentos y equipo y familiarizarse con los procedimientos para analizar los fenómenos así como describir sus variables mediante la observación o la provocación de cambios controlados. También es necesario, finalmente, explicar los resultados mediante una teoría, lo cual se consigue a partir de los datos obtenidos en el laboratorio. Este paso es importante y por lo general solo se consigue después de muchas horas de trabajo en el laboratorio bajo la ayuda de un profesor y una guía de prácticas.

Para apoyar todo esto he ensayado una serie de prácticas que están directamente relacionadas con los temas propuestos en las asignaturas de Química, aplicando

de forma directa los conceptos que se están estudiando y proporcionan una relación con la vida diaria.

Se incluyen, además, analogías y modelos cotidianos ya que busca utilizar ejemplos de la experiencia común para estimular los intereses de los estudiantes.

Debido a sus características, este trabajo aporta un enfoque distinto para enseñar Química, evitando el dogmatismo en cuanto sea posible y relacionando e ilustrando la teoría mediante la práctica.

3. Objetivos de la tesis

El objetivo general de esta tesis es apoyar a los alumnos de nivel medio y medio superior en la asignatura de Química, proponiendo prácticas que se puedan implementar en cualquier lugar, con materiales fáciles de conseguir y en algunos casos la elaboración del equipo para realizarlas.

El objetivo didáctico de la tesis es estimular la curiosidad del alumno hacia las ciencias, permitiéndole analizar fenómenos que tienen que ver con la química y llevar a cabo reacciones químicas sencillas pero llamativas e invitarlo a pensar en una forma científica al tener que elaborar inducciones y deducciones durante la práctica.

4. Antecedentes

Los diferentes modelos de enseñanza, tanto tradicional como de descubrimiento o constructivista, se han desarrollado para responder a las necesidades de la diversidad de estilos de aprendizaje de los alumnos, y también a las distintas etapas evolutivas de la enseñanza.

Dado que epistemológicamente el descubrimiento es una característica de la ciencia que utiliza el método científico universal, el laboratorio ayuda a desarrollar

la observación objetiva y permite practicar el inductivismo, es decir, ir de lo particular a lo general.

El método más adecuado para enseñar cualquier actividad está relacionado con las características de ésta, y se ha comprobado que la Química requiere de un método experimental y de descubrimiento, en el que se practiquen las actividades básicas de esta ciencia, que son la inducción, deducción y generalización de conocimientos basándose en observaciones objetivas y experimentación.

Los métodos de enseñanza varían de lo más mecánico y repetitivo (conductismo) hasta lo más interactivo y dependiente del alumno, como los métodos constructivistas, en los que se requiere una gran participación del alumno. Los problemas más importantes de la enseñanza por estos últimos son debidos a la dificultad para establecer un control directo y fácil sobre lo que el alumno hace, como lo hace y para que lo hace.

Por otra parte, los procesos menos interactivos y más mecánicos como el conductismo presentan el inconveniente de que entrenan al alumno en la memorización de los conocimientos, pero no propician enseñar un pensamiento científico ni permiten la práctica de la inducción y la deducción, herramientas fundamentales del trabajo de un científico. (Jiménez, 1992).

Adicionalmente en el presente trabajo se busca con estas prácticas dar un enfoque hacia las actividades cotidianas del alumno, dado que es necesario relacionar lo que no se ve como conceptos micro (átomos, moléculas, reacciones químicas y demás) con lo macro, es decir lo que se ve en la vida cotidiana, los efectos visibles de las reacciones químicas. Por ejemplo, la contaminación, el comportamiento de los nuevos materiales con características predeterminadas obliga a recurrir a modelos teóricos y a hacer analogías entre lo que se ve y se conceptualiza en forma más abstracta. Gillespie,(1997).

Por otra parte Jiménez, (1992) comenta:

Al hablar de actividades de laboratorio y campo no se hace referencia al uso de una metodología concreta, sino a un repertorio variado de actividades, que tienen algunas características en común:

- Son realizadas por alumnos, aunque con un grado variable de participación en su diseño y ejecución
- Implican el uso de procedimientos científicos de diferentes características (observación, formulación de hipótesis, realización de experimentos, técnicas manipulativas, elaboración de conclusiones, etcétera) y con diferentes grados de aproximación en relación al nivel de los alumnos.
- Requieren el uso de un material específico, semejante al utilizado por los científicos, aunque a veces simplificado para facilitar su uso por los alumnos.
- Con frecuencia, se realizan en un ambiente diferente al aula (laboratorio, campo), aunque muchos trabajos prácticos sencillos pueden realizarse en un aula con mesas móviles.
- Encierran ciertos riesgos, ya que la manipulación de material y la realización de excursiones aumenta el peligro de accidentes, por lo que es necesario adoptar medidas específicas para reducirlos al máximo.
- Y, como consecuencia de todo lo anterior, son más complejas de organizar que las actividades habituales del aula, en las que los alumnos se limitan a escuchar, leer o resolver ejercicios con papel y lápiz.

La importancia de este tipo de actividades para la enseñanza y el aprendizaje de las ciencias se ha destacado, ya que:

- Pueden jugar un papel importante en el incremento de la motivación hacia las ciencias experimentales.
- Son una ayuda inestimable para la comprensión de los planteamientos teóricos de la ciencia y el desarrollo del razonamiento científico por parte de los alumnos.
- Facilitan la comprensión de cómo se elabora el conocimiento científico y de su significado.

- Son insustituibles para la enseñanza y el aprendizaje de procedimientos científicos.
- Pueden ser una base sólida para desarrollar algunas actitudes fundamentales relacionadas con el conocimiento científico (curiosidad, confianza en los recursos propios, apertura hacia los demás, etcétera)

4.1. Acerca del trabajo en laboratorio

El trabajo en laboratorio tiene varios niveles relacionados al objetivo final de la práctica;

- Uno puede ser capacitar al alumno para operar el equipo (el nivel más sencillo), en el que se da una especie de receta con los resultados esperados e inclusive se puede indicar posibles fuentes de error.
- Un nivel intermedio que busca que el alumno estudie un proceso dado, este nivel requiere únicamente de la descripción de la técnica experimental y elaborar preguntas clave durante el proceso para que el alumno pueda llegar a sus propias conclusiones.
- Finalmente, el último nivel en el que todo el proceso está abierto al desarrollo por parte del estudiante, donde sólo se plantea una pregunta como puede ser el identificar un reactivo y se espera que el estudiante averigüe la forma de hacerlo, prediga los resultados que se esperan y llegue a sus propias conclusiones. Dado lo variado y distinto de los niveles de estos objetivos, es importante delimitar el nivel al que lleguen las prácticas propuestas.

En el presente trabajo se manejan prácticas que comprenden los dos primeros niveles, es decir, primero las prácticas describen lo que el alumno tiene que hacer (como aprender a operar el equipo) y el segundo, seguir una técnica experimental en la que el alumno tiene que llegar a sus propias conclusiones. Se escogieron estos dos niveles porque si bien es importante hacer trabajo en el laboratorio para fijar y relacionar los conceptos vistos en teoría con el mundo real, también hay que

recordar que el alumno en este nivel de escolaridad tiene una experiencia muy limitada en cuanto al uso de reactivos y material del laboratorio.

Se reconoce ampliamente que el laboratorio es una forma de comprobar y materializar la teoría vista en el aula, por ello tiene un papel importante en el desarrollo de la enseñanza de ciencias, pero como ya se ha dicho antes, el mismo implica riesgos, dificultad de organizar la enseñanza y un coste más alto del proceso, por lo que el presente trabajo busca reducir los costos y facilitar la organización de las prácticas.

4.2. Acerca del aprendizaje por descubrimiento guiado

Aunque se conocen distintos métodos de aprendizaje, el aprendizaje por descubrimiento guiado presenta ciertas características que lo hacen recomendable en varias etapas del estudio de la Química. La idea básica del aprendizaje por descubrimiento es permitir al alumno llegar al conocimiento por medio de experiencias en las que el profesor es únicamente un coordinador, permitiendo que el alumno llegue a sus propias conclusiones, dado que lo que uno descubre por sí mismo es más significativo que lo explicado en clases con el alumno como receptor pasivo.

De acuerdo a este modelo, el conocimiento se adquiere mediante el método científico universal mediante observaciones más o menos objetivas de lo que se estudia, y el aprendizaje se da a través de actividades guiadas por el profesor. Por lo tanto el aprendizaje científico consistirá en practicar los procedimientos básicos del método, es decir, la observación, hipótesis, experimentación y aprobación o rechazo de la hipótesis para formar una ley o principio. El rol del profesor debe ser el de un coordinador de la actividad, sin intervenir directamente en el proceso de adquisición de conocimientos, es decir, puede sugerir un libro de texto, una técnica experimental o hacer recomendaciones acerca de la seguridad, pero no debe dar la información "digerida" al alumno.

Los puntos de partida del método de aprendizaje por descubrimiento guiado son los intereses del alumno, ya que las inquietudes del mismo son las oportunidades que tienen más potencial para volverse significativas para él. Los trabajos deben ser actividades sin carácter de problemas para entrenar al alumno en la observación objetiva.

El objetivo final de las metas a alcanzar en la clase es desarrollar una serie de destrezas cognitivas y procesos mentales determinados, por ejemplo, la habilidad para reconocer un patrón en una serie de datos, la capacidad de formar modelos abstractos de los eventos observados, o el saber como extraer una información importante de un texto dado.

Gillespie (1997) indica que:

Las ventajas de este método para la enseñanza de ciencias a nivel secundaria y preparatoria son las siguientes:

- Existe la posibilidad de motivar e interesar al alumno a seguir profundizando en el experimento hasta los niveles que satisfagan su curiosidad, aprovechando esta asignatura para desarrollar una actitud de experimentación en el alumno, por lo que la labor del maestro debe ser el aprovechar esta motivación para explicar las respuestas que proporciona la ciencia (teorías).
- Permite que el alumno practique el método científico.
- Facilita la práctica de la observación objetiva.
- Alienta la discusión entre los alumnos.
- Permite practicar el inductivismo.
- Permite entrelazar la teoría con las prácticas y desarrollar un aprendizaje más significativo.
- Facilita al estudiante crear un modelo del conocimiento relacionado con otros aspectos de su vida y de su medio.

Por otro lado, el mismo método tiene varias limitaciones, la mayor parte de las cuales están relacionadas con la falta de control en la forma en que aprende y

como aprende el estudiante, a continuación se llstan las principales limitaciones del mismo:

- Se corre el riesgo de que el estudiante aprenda un concepto incorrecto o explique de otra forma un evento o que resuelva problemas por un proceso equivocado que de resultados correctos.
- Se necesita despertar un Interés inicial en el alumno, el cual será satisfecho solo hasta los niveles de curiosidad del alumno mismo.
- Requiere de un nivel de prácticas y de experiencias muy elevado, lo que implica costos más elevados que en una clase magistral tradicional.
- Se requieren diversas medidas de control para evitar la formación de conceptos erróneos debidos a los antecedentes teóricos del estudiante.
- Se ha descubierto que los estudiantes no solo se mueven por su curiosidad, sino también por los conceptos previos que conocen, por lo que es muy fácil que se cometan errores a la hora de elaborar teorías o hipótesis.
- En relación con lo anterior, es común que los estudiantes recreen teorías y conceptos primitivos, por ejemplo, es común que los niños de corta edad tengan una percepción de la mecánica similar a la que tenían los griegos, ya que su experiencia y conocimientos son similares, estos conceptos son tan difíciles de cambiar en los cursos superiores que se vuelven una desventaja si no se controla proplamente.
- Se corre el riesgo de "sacralizar" las actividades de laboratorio y las prácticas y darles más valor que el que tienen, buscando explicar todos los conceptos de modo práctico, queriendo reducirlo todo a actividades de laboratorio sin un soporte teórico suficiente.

Por otra parte, conviene mencionar que el método de aprendizaje por descubrimiento guiado puede ser utilizado en ciertos niveles y para ciertas actividades únicamente, y dada la diversidad de los alumnos es conveniente recurrir a otros métodos como complemento, dado que es imposible esperar que un alumno reconstruya el trabajo de Ahrenius o Le Chateller en el tiempo que toma un curso lectivo.

5. Prácticas

5.1. Diseño de las prácticas

Se han estructurado las prácticas, siempre que ha sido posible, de acuerdo al orden siguiente:

Listado del contenido de la unidad

Objetivos didácticos (del profesor)

Aunque la mayoría de los diseños escritos de unidades didácticas se inician explicando los objetivos que debe alcanzar el estudiante, es conveniente conocer los propósitos didácticos que originaron las prácticas debido a que la explicación de dichos propósitos posibilita que se pueda identificar lo que realmente se prioriza enseñar, y valorar su coherencia. Se considera que las percepciones iniciales de los alumnos con respecto a las razones por las que va a desarrollar una práctica influyen positivamente en captar los conceptos y su significado, permitiendo que los alumnos compartan los objetivos del profesor.

Objetivos del alumno

Se han formulado de acuerdo a la taxonomía de Bloom y en algunas prácticas se ha limitado a las primeras etapas, memorizar y entender, pero en otras prácticas, el alumno lleva a cabo la aplicación del método científico desde un punto de vista que permite fomentar su creatividad.

Cuestionario previo

Este cuestionario pretende que el alumno indague y recupere información de tipo teórico proveniente del aula o de la literatura, para que sirva de marco para observar los fenómenos. Este marco teórico es necesario para que el alumno sepa que debe observar y como interpretarlo.

Material y reactivos necesarios

Se ha procurado, siempre que ha sido posible, elegir material y reactivos fáciles de obtener y de bajo costo.

Equipo

Se emplea equipo común de laboratorio. Sin embargo, para las unidades: 3, Electroforesis; 4 Espectroscopía; Le propone al alumno elaborar instrumentos sencillos que pongan a prueba su habilidad junto con la comprensión de los conceptos.

Guía para el reporte

Las indicaciones y preguntas permiten al estudiante dar a conocer su labor en cuanto a observación, deducción, interpretación de modelos y capacidad de abstracción.

Cuestionario del fin de la práctica:

Permite reafirmar y hacer significativos los conceptos aprendidos.

5.2 Prácticas propuestas

Práctica I

Método científico

Contenido:

- I.1. Objetivo de la práctica
 - I.1.1 Objetivos didácticos
 - I.1.2 Objetivos para el alumno
- I.2 ¿Qué es ciencia?
- I.3 ¿Qué es el conocimiento científico?
- I.4 Método científico
- I.5 Práctica No. 1 El Método científico
- I.6 Cuestionario del fin de la práctica

I.1. Objetivos de la práctica

I.1.1 Objetivos didácticos

1. El alumno aprenderá a razonar siguiendo una lógica científica.

I.1.2 Objetivos para el alumno

1. Al finalizar esta práctica el alumno: reconocerá las características básicas de la ciencia y la podrá distinguir de la charlatanería con algún maquillaje científico.
2. Podrá explicar las características básicas de la química como ciencia.

1.2. ¿Qué es ciencia?

La ciencia es el conjunto de técnicas, procedimientos y conocimientos que nos permiten describir y comprender nuestro mundo, y cumplen con los siguientes requisitos:

Es **sistemático**, esto quiere decir que está organizado, está clasificado y tiene una estructura que depende de la importancia de la forma en que afecta al universo.

Es **lógico**, lo que quiere decir que se construye tomando en cuenta leyes y principios científicos anteriores e integrando los conocimientos nuevos a un marco de conocimientos.

Es **crítico**, lo que quiere decir que no se aceptan las cosas porque las dice alguien con más rango, ni se cree lo que se dice por que así se cree colectivamente.

Es **comprobable**, lo que quiere decir que hay mecanismos para confirmar su validez, de hecho, esto es lo que hace que continuamente cambien los conocimientos científicos.

Es **un proceso dinámico**, ya que los conocimientos cambian, y los procedimientos y técnicas se refinan constantemente, retroalimentándose de los avances para obtener mejores equipos y resultados.

Tiene una validez universal, es decir, los principios científicos son válidos en todo el universo, lo que quiere decir que un principio físico conocido aquí en la tierra, es válido en cualquier lugar del universo.

1.3 ¿Qué es el conocimiento científico?

El conocimiento científico es el conocimiento que fue adquirido por medio del método científico, éste comparte las características de la ciencia, y es comprobable.

Esto quiere decir que es un conocimiento organizado, es descriptivo que da información acerca de algo que podemos ver o medir, y no es inamovible, sino que constantemente se está afinando.

Además el conocimiento científico solo describe lo que se puede ver o medir, por lo que no estudia conceptos abstractos y no comprobables como la religión o la fe, (eso es terreno de la teología)

1.4. El Método científico

Es el procedimiento que se sigue generalmente para hacer un descubrimiento científico, es la herramienta más confiable que tiene la gente para estudiar algún fenómeno desconocido, sus pasos son: observación, elaboración de una hipótesis, experimentación, el análisis de resultados y proposición de una ley o principio.

La observación es ver algo que motive la curiosidad, anotando todas las características que se perciban, objetivamente. Por ejemplo, la forma en la que las abejas hacen sus panales, con celdas de cera hexagonales. Luego se **elabora la hipótesis**, que es ofrecer una explicación tentativa de lo que estamos viendo, la cual debe ser de la forma "Si pasa A entonces pasa B". Siguiendo nuestro ejemplo, establecemos la hipótesis: podríamos pensar que la forma de las celdas se debe a su alimentación, y con ella llevamos a cabo **la experimentación**, que consiste en proponer un método para corroborar nuestra hipótesis, lo cual generalmente se hace repletiendo el fenómeno en condiciones controladas de laboratorio y variando alguna de las condiciones que observamos originalmente.

De acuerdo a nuestro ejemplo, podríamos cambiar la alimentación de las abejas, cambiando las flores de las que se alimentan por agua azucarada y ver si esto afecta la forma en que están contruidos sus panales, con lo que se prueba o rechaza nuestra hipótesis, dependiendo del resultado de nuestra experimentación. En el análisis de resultados, para nuestro caso, observaríamos que las abejas siguen construyendo sus panales en forma hexagonal, por lo que nuestra hipótesis no fue acertada, si fuese acertada, pasamos a **la proposición de una ley o principio**, sin embargo, este paso no se alcanza siempre, ya que muchas veces se necesita rechazar la hipótesis por no ser correcta, suficientemente exacta o por haber encontrado fenómenos relacionados que no son explicados satisfactoriamente. En este caso, se debe regresar a la elaboración de la hipótesis, elaborando una hipótesis nueva y volviendo a experimentar. Un ejemplo para aclarar esto es el siguiente:

Observación, en la mañana, que hace frío y el ambiente es húmedo es más difícil abrir un frasco de vidrio con tapa metálica que a medio día, que hace calor y el ambiente es seco.

Hipótesis, la humedad en el medio ambiente hace que el vidrio se expanda.

Experimentación, sumergir el frasco en agua a medio día (se hace a medio día para que la temperatura sea la misma, y se debe tener cuidado de que el agua esté a la misma temperatura que el aire para que este cambio no afecte nuestro resultado).

Análisis de resultados, de acuerdo a los resultados se rechaza la hipótesis, ya que el frasco pudo abrirse igualmente mojado que seco, por lo que debemos hacer una nueva hipótesis, que puede ser el calor **facilita** abrir el frasco.

Experimentación, en la mañana, para tener un ambiente frío (ya no importa la humedad, por que determinamos en el experimento pasado que ésta no afecta), se sumerge el frasco en agua caliente, y se intenta abrir.

Análisis de resultados, de acuerdo a los nuevos resultados: el frasco se puede abrir fácilmente, se establece la relación entre ambos hechos, por lo que podemos pasar al siguiente paso, que es el **establecimiento de la ley o principio**, en este caso podríamos decir, la facilidad con que se abre un frasco es proporcional a la temperatura (entre más caliente esté un frasco, es más fácil abrirlo). Si hiciéramos un estudio un tanto más profundo, podríamos ver a que se debe; en este caso, se debe a que el metal se dilata (aumenta su volumen a consecuencia de la temperatura) mucho más que el vidrio, por lo que la tapa metálica del frasco se expande más que la boca del jarro y se afloja un poco, por otro lado, descubriríamos los límites de esta teoría, Ya que si calentamos mucho el frasco, puede que este se rompa. Para un científico, las teorías deben explicar los fenómenos naturales hasta las últimas consecuencias.

La principal ventaja que tiene el método científico con respecto a otros métodos de adquisición del conocimiento, es que permite que se pueda comprobar fácilmente, a diferencia de la intuición, que puede obtener un resultado parecido al comportamiento real, pero no ser comprobable ni repetible relacionando hechos sin conexión real, y puede adaptarse a las nuevas evidencias, a diferencia de los sistemas de conocimiento por memorización y repetición.

Ejercicios para identificar la estructura de una hipótesis

Identifique cuales son hipótesis válidas (aquellas que consideran que si pasa A entonces se obtiene B), no es necesario identificar aquellas que son correctas.

- Al quemar un pedazo de madera, parte de este se desintegra, por eso la ceniza pesa menos que la madera
- Si el señor "X" tiene 10 años menos que "Y", entonces "Y" tiene 35 años
- Un cuerpo con más masa es atraído con más fuerza por la tierra que uno con menos masa
- Si el precio de la carne aumenta, la gente comienza dietas vegetarianas.
- Un líquido fermentado no es bueno para la salud.

I.5 Práctica No 1 El Método científico

A) Practicar el método científico

Objetivo

Conocer y comparar los pasos del método científico, aprenderlo y aprender a aplicarlo.

Cuestionario previo

- 1.- Definir los pasos del método científico
- 2.- ¿En que consiste la observación?
- 3.- ¿Cuál es la diferencia entre teoría e hipótesis?
- 4.- Explique la importancia de la experimentación.
- 5.- Cite una ley o principio científico que conozca.
- 6.- Si se deja caer al mismo tiempo dos objetos de distinto peso, ¿llegarán al suelo en momentos distintos?
- 7.- ¿Cómo afecta el peso a la velocidad en que caen los objetos?
- 8.- ¿Qué pasa si se mezclan las siguientes sustancias?
 - agua y vinagre
 - vinagre y carbonato de sodio
 - carbonato de sodio y agua
 - arena y agua
 - azúcar y vinagre
- 9.- Elabore una lista de las distintas disciplinas que conozca y que considere científicamente válidas, discuta en clase porque cree que son válidas y defienda su punto de vista en clase.

Material requerido

- Dos piedras de pesos sensiblemente distintos.
- Un par de hojas de papel.

- Un frasco con tapa que cierre por presión, (preferentemente un tubo de ensaye con su tapón)

Sustancias requeridas

- Agua de la llave
- Vinagre u otro ácido débil (jugo de limón, ácido muriático diluido, etc.)
- Bicarbonato o carbonato de sodio en polvo
- Azúcar

Primera parte

El objetivo de esta parte es conocer la forma en que se plantean las teorías, y como se elaboran.

Para ello debe proponer una teoría basándose en lo que conozca de la gravedad. Anótela y lleve a cabo el experimento que se explica a continuación.

Tome las piedras y prediga en que forma caerán si las suelta al mismo tiempo, por ejemplo: "la piedra más pesada va a caer antes que la más ligera porque pesa más" o, "la piedra más ligera va a caer antes que la más pesada porque tiene menos inercia", explicando por qué cree que esto pasará. La predicción de lo que va a pasar es equivalente a elaborar una hipótesis.

A continuación suéltelas, cuidando hacerlo al mismo tiempo. Observe el resultado de la experiencia y compárelo con su predicción; si su predicción es correcta, repita el experimento varias veces, con distintas piedras y bollitas de papel tan compactas como sea posible.

La importancia de este experimento es entender como se elabora una hipótesis y como se puede afirmar o rechazar ésta para llegar a la ley o principio por medio de la experimentación.

Segunda parte

El objetivo de esta parte es demostrar que el conocimiento sistematizado tiene ventajas en cuanto a repetitividad y confiabilidad en comparación con otras formas de conocimiento, como puede ser la intuición, o hacer pruebas por "fuerza bruta". Para ello, deben formarse dos equipos: uno debe basarse en la información recopilada para dar respuesta a la pregunta #8 del cuestionario previo y el otro no deberá considerar ningún dato, partiendo de conocimientos intuitivos. Cada equipo dará una explicación a los resultados de las mezclas propuestas en dicha pregunta.

Ambos equipos deben intentar hacer un modelo de cañón de juguete, es decir un dispositivo que aproveche la fuerza de los gases producidos por una reacción química para disparar el tapón de un tubo de ensayo forrado con cinta de enmascarar (masking tape) o un equivalente, cada equipo colocará en el tubo las sustancias que considere adecuadas.

Reflexione y anote sus respuestas.

El resultado de esta experiencia explica la importancia de no hacer suposiciones a ciegas en cualquier asunto, que siempre es útil buscar información y basarse en una teoría; es decir, tener un marco de referencia en el momento de elaborar nuestras hipótesis.

Reporte de la práctica

1. Anote las hipótesis que realizó para la primera parte de la práctica 1.
2. Basándose en ella, discuta los resultados de la experiencia de acuerdo a su observación. ¿Existe una relación entre la forma en que caen las cosas y su peso?
3. ¿Qué importancia tiene el buscar un marco de referencia antes de elaborar una hipótesis?

4. ¿Observó coincidencias entre predicciones hechas de acuerdo a su intuición y sus observaciones con leyes científicas?
5. En la segunda parte del experimento ¿Que características de la mezcla que funciono fueron determinantes para llevar a cabo el experimento?
6. Exprese la ecuación química de la reacción que realizo en el segundo experimento.

I.6 Cuestionario del fin de la práctica

1. ¿Cuáles son las características del conocimiento científico?
2. Enumere los pasos del método científico.
3. Que diferencia existe entre hipótesis y teoría.

Bibliografía recomendada

1. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván.** Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983
2. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita.** Química 1. Editorial Esfinge, 2000

Práctica II:

La materia y sus propiedades

Contenido

II.1. Objetivo de la Práctica

II.1.1 Objetivos didácticos

II.1.2 Objetivos para el alumno

II.2. La materia y sus propiedades

II.3. Clasificación de la materia

II.4. Práctica No. 2 Clasificación de la masa

II.5. Cuestionario del fin de la práctica

II.1. Objetivos de la práctica

II.1.1 Objetivos didácticos

1. El profesor pretende que el alumno adquiera una visión científica de las distintas formas en que se presenta la materia.
2. La práctica será un apoyo para hablar de sólidos, líquidos y gases y las propiedades básicas de cada uno de ellos.

II.1.2 Objetivos para el alumno

1. Al terminar esta práctica, el alumno conocerá las características básicas de la materia y aplicará los conceptos de masa y energía en forma cualitativa.
2. El alumno sabrá distinguir entre los diferentes estados de agregación molecular con base a sus propiedades
3. Habrá elaborado un muestrario de distintas clases de materia

II.2. ¿Qué es la materia?

La materia es todo lo que existe, se puede presentar como masa y como energía, su conversión entre una y otra forma se lleva a cabo por medio de la ecuación de Einstein $E=mc^2$, lo que significa que la energía (E) es igual a la masa (m) por la velocidad de la luz al cuadrado (c^2). Hasta donde se logra percibir, en el universo se encuentran ambas formas de la materia y es lógico pensar que también existen en el resto del universo.

La materia no se puede destruir ni crear, por lo que debe haber existido desde el inicio del universo y existirá hasta el final de éste, los lugares donde se transforma la materia en energía más comunes en la naturaleza son las estrellas y los minerales radioactivos, en ambos, la masa se convierte en energía, y en el caso de algunos elementos radioactivos, la energía se puede convertir en masa, formando partículas como los positrones (electrones que tienen una carga positiva en vez de la negativa normal a estas partículas, y que en cuanto chocan con un electrón se desintegran produciendo radiación gama, otra forma de energía).

II.3. Clasificación de la materia

La materia se puede clasificar de acuerdo a varios criterios: puede ser clasificada de acuerdo a su aspecto como homogénea, si solo se ve una fase, como en el agua limpia, o heterogénea, cuando se ven distintas fases como en un pastel, en el que podemos ver claramente zonas con aire (las burbujas dentro del pastel), zonas con bizcocho, y si hay suerte, otras zonas, como pasitas, nueces o fruta.

También podemos clasificar la materia por su estado de agregación, que puede ser líquido, como el mercurio, sólido como el mármol o gaseoso como el aire, las propiedades de la masa están grandemente influenciadas por el estado en que se encuentra, por ejemplo, los sólidos tienen una forma y un volumen definidos, por lo

que uno no puede meter un cubo en un agujero redondo esperando que ocupe todo el espacio disponible, ni exprimir una piedra. Por otro lado, un líquido, aunque tiene un volumen definido, no tiene una forma propia, por lo que es fácil llenar un contenedor de cualquier forma con una cantidad de líquido, teniendo en cuenta que no se derrame, siempre tendrán el mismo volumen. Este hecho permite utilizar líquidos para levantar pesos grandes en prensas y equipo hidráulico y por último, un gas, no tiene ni forma ni volumen propios, por lo que uno puede guardar gas a presión en un tanque, como el que nos permite almacenar combustible para calentar el agua y cocinar.

Otra forma de clasificar la materia, un poco más elaborado, es el separarla por su composición química. La masa puede ser un compuesto, si está formado por dos o más elementos. De hecho la gran mayoría de las cosas que rodean a uno, son compuestos, por ejemplo, la madera es un compuesto muy complejo de carbono, hidrógeno y oxígeno, los plásticos generalmente tienen esos elementos también, con otra distribución.

Por otro lado, hay sustancias que están hechas del mismo tipo de partículas, estas sustancias se conocen como elementos. Estas sustancias son los componentes fundamentales de la materia, en la actualidad se conocen 118 elementos, de los cuales 90 se encuentran en la naturaleza, los demás son preparados sintéticamente por distintos medios.

II.4. Práctica No.2

Clasificación de la masa.

Objetivo

- Al terminar esta práctica el alumno conocerá los distintos estados de agregación así como las diferencias principales entre ellos, y conocerá las propiedades de las mezclas, los compuestos y los elementos.
- Elaborar un pequeño muestrario de la masa en sus distintas presentaciones.

Cuestionario previo

- 1.- ¿Qué es la masa?
- 2.- ¿Qué diferencia hay entre una mezcla homogénea y otra heterogénea?
- 3.- ¿Cómo se clasifica la masa de acuerdo a su composición química?
- 4.- ¿Qué diferencia hay entre mezcla y compuesto?
- 5.- ¿Qué diferencia hay entre un compuesto y un elemento?
- 6.- ¿Qué tiene en común toda forma de masa?

Material

- 10 frascos de vidrio o material transparente con tapa de rosca
- Etiquetas o cinta de enmascarar
- Un plumón de punta gruesa para marcar
- Plastilina
- Un globo
- Un popote

Reactivos:

- Arena
- Agua
- Sal
- Sulfato de cobre

- Limaduras de hierro o lana de hierro
- Papel (cualquier clase sirve)
- Elementos como Hierro, Aluminio, Carbono, Zinc, etc.
- Compuestos comunes como Sal común (NaCl), Agua (H₂O), etcétera.

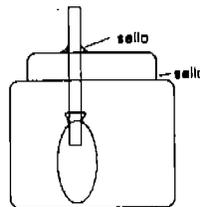
Procedimientos

Mezclas homogéneas y heterogéneas

1.- En un frasco agregue sal y en otro arena, luego agréguele agua a ambos y agítelos 10 minutos, clasifique las mezclas resultantes.

Estados de agregación

2.- Tome tres frascos, llene de arena uno, de agua otro y finalmente perforo la tapa del último, haciendo un agujero por el que pase fácilmente el popote. Cuando la haga pasar, selle el agujero con la plastilina y fije el globo en el extremo de esta que va a quedar hacia adentro del frasco; cierre los tres frascos, éstos ahora contienen sustancias distintas, uno sólido, otro líquido y un gas. En el caso del gas, es necesario introducir el popote y el globo para poder demostrar que se encuentra algo en éste, como medida precautoria, también ponga un sello de plastilina alrededor de la tapa, en el punto en el que se junta con el frasco. A continuación observe los frascos, si son flexibles intente apretarlos, note que ofrecen una resistencia determinada. en el caso del frasco con aire, sople por el popote para hacerlo más evidente. En caso de que sean rígidos, cambie el tapón que tiene el popote entre los distintos frascos, e intente inflar el globo dentro de ellos, note lo que pasa.



Separación de elementos de sus compuestos.

3.- Tome un trozo de papel y quémelo, describa lo que observa.

Disuelva el sulfato de cobre en agua y agregue algunas limaduras de hierro, observe lo que pasa.

¿Cuáles son los elementos que se separaron en cada caso de su compuesto respectivamente?

Formación de un compuesto

4.- Tome 100 gramos de limaduras de hierro, colóquelas en un frasco con una pequeña cantidad de agua y cierre la boca del mismo con un globo estirado sobre el mismo y sellado con una liga de tal manera que quede plano, déjelo en éste por una o dos semanas y observe los cambios, o en caso de contar con lana de hierro, acérquelo un cerillo encendido a ésta, la lana se debe de prender liberando un compuesto.



Reporte de la práctica:

- 1.- ¿Cómo se distingue una fase heterogénea de una homogénea?
- 2.- En el experimento de las botellas con líquidos, sólidos y gases, ¿se notó alguna dificultad al inflar el globo dentro de las botellas?
- 3.- Describa los elementos que se formaron cuando hizo la combustión del papel. Consulte en un libro las reacciones que se llevaron a cabo.

4.- ¿Que cambios notó en las limaduras de hierro y en la superficie del globo?, ¿Cómo explica esto? ¿Cuál es el compuesto formado en la combustión de la lana de hierro? Consulte en un libro la reacción que se lleva a cabo.

5.- Enumere las diferencias entre los experimentos No.3 y No. 4, describa con base en lo consultado que pasa en uno y en otro.

Bibliografía recomendada

1. **Asimov Isaac.** Introducción a la ciencia: Plaza & James 1979
2. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita.** Química 1. Editorial Esfinge, 2000
3. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita.** Química 1. Editorial Esfinge, 2000
4. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván.** Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983

II.5 Cuestionario del fin de la práctica

1. Describa las propiedades básicas de la masa.
2. ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia y cuáles son sus propiedades?
3. Elabore un cuadro en el que indique la forma en que se clasifica la masa, inicie por las divisiones más evidentes y termine con las más sutiles, comente todas sus características importantes.

Práctica III

Separación de Mezclas

Contenido

- III.1. Objetivos de la práctica
 - III.1.1 Objetivos didácticos
 - III.1.2 Objetivo para el alumno
- III.2. Introducción
- III.3. Tipos de mezclas
- III.4. Métodos de separación
- III.5. Práctica No. 3 Mezclas y su separación
- III.6. Cuestionario del fin de la práctica

III.1 Objetivos de esta práctica

III.1.1 Objetivos didácticos

1. Conscientizar al alumno sobre los diferentes tipos de mezclas y sus métodos de separación.
2. Introducir al alumno a las operaciones que llevan a cabo los químicos para identificar y aislar algunas sustancias.

III.1.2 Objetivos para el alumno

1. Al terminar esta práctica, el alumno contrastará las distintas clases de mezclas y distinguirá los procesos que son utilizados comúnmente para separarlas.
2. Enumerará los requisitos para utilizar las técnicas de separación más comunes.
3. Al término de la práctica podrá diseñar procedimientos para separar mezclas en las que los componentes tengan características muy distintas.

III.2. Introducción

Una mezcla es una cantidad de sustancia en el que hay dos o más componentes que no están ligados químicamente, es decir, se pueden separar por procesos físicos sencillos. Estos procesos se basan en que las sustancias tienen distintas propiedades físicas, por ejemplo, algunas sustancias son solubles en agua, y otras en aceite, todas hierven a diferentes temperaturas y todas reaccionan con cierta facilidad ante distintas cosas.

III.3. Tipos de mezclas

Una mezcla puede ser homogénea si no se notan los distintos componentes como puede ser el agua de mar, que es agua con varias sales. Sin embargo estas no son distinguibles del agua, también puede haber mezclas heterogéneas, en las que sí se distinguen los distintos componentes, como puede ser agua revuelta con arena. Para separarlas hay distintos métodos, los que se apliquen o no dependen de la naturaleza de éstas.

III.4. Métodos de separación

A) Los procesos más sencillos son los físicos como el filtrado, el cribado, la precipitación y la centrifugación, todos se pueden aplicar para separar mezclas heterogéneas no solubles (es decir, en las que se pueden distinguir los dos componentes y que uno no es soluble en el otro).

A.1) La filtración requiere de un material permeable que sea capaz de retener el material sólido, este filtro, puede ser un cedazo, una red, papel filtro o en algunos casos, piedras porosas, vidrio fritado (vidrio molido y vuelto a fundir en una forma parcial para hacer un material similar a la piedra pómez).

Dependiendo del tamaño de partícula, se deben utilizar filtros de mayor o menor poro, y también se deben seleccionar materiales que no reaccionen con ninguno de ellos, por ejemplo, aunque un filtro de algodón puede separar muy bien la arena, no se puede utilizar para limpiar ácido sulfúrico concentrado, porque el ácido reacciona con el algodón.

A.2) El cribado consiste en separar una mezcla por la diferencia de tamaño de sus partículas, por ejemplo, se pueden separar grava y arena haciéndolas pasar por un tamiz, que es una malla con agujeros. Estos agujeros permiten que pase el material más pequeño que ellos pero retienen el más grande, sin embargo, este tipo de separación es más bien por el tamaño que por la naturaleza de sus componentes, por lo que en ambos lados del cribado quedan partículas de los distintos componentes de la mezcla.

A.3) La precipitación, también conocida como **decantación**, consiste en dejar que la fase más pesada se deposite y acumule en el fondo del matraz o equipo en el que se esté haciendo la separación, y luego se debe escurrir la más ligera por el borde del equipo, teniendo cuidado de no volver a agitar el precipitado. La decantación se puede usar (con un equipo especial, llamado embudo de decantación) para separar dos líquidos como agua y aceite, la técnica se basa en hacer que la mezcla, que está formada por dos sustancias que no se pueden mezclar, como agua y aceite o agua y arena, se deje inmóvil y sin agitar un rato, con lo que estos compuestos se separaran por sus distintas densidades, quedando el más denso en el fondo y el más ligero en la superficie, con cierto cuidado se puede separar el material más denso por medio de una válvula en el fondo del equipo, o por escurrimiento separar el más ligero.

A.4) La centrifugación se basa en hacer que la mezcla sea separada por la acción de la fuerza centrífuga, acelerando la precipitación del material, el aparato utilizado es la centrifuga, en la cual se colocan dos o varias muestras, estas

muestras se aceleran a velocidades que pueden llegar a los 15,000 revoluciones por minuto (rpm).

B) Los siguientes métodos en orden de complejidad son los que se basan en propiedades físicoquímicas de la sustancia como la sublimación, cristalización, la destilación y la cromatografía, requieren un equipo más complicado pero sirven para separar mezclas que son miscibles (es decir que uno de los componentes se puede disolver en el otro, como el agua y el alcohol).

B.1) La sublimación, se basa en la propiedad que tienen algunos materiales para pasar directamente de la fase sólida a la fase gaseosa sin pasar por la fase líquida. En estas sustancias, como la naftalina y el yodo, la separación se lleva a cabo calentando la base del recipiente donde se encuentra la mezcla que se quiere separar. Cuando se realiza la separación, el sólido que se puede sublimar se convierte en gas y el que no puede hacerlo o no ha alcanzado su temperatura de sublimación se queda en el fondo. el vapor sublimado sube y es enfriado en la parte más alta, donde se condensa en la tapa del recipiente.

Otros procesos que se pueden utilizar para separar mezclas homogéneas, por ejemplo de agua y sal son:

B.2) La cristalización, la cual consiste en concentrar o alterar las condiciones en las que uno de los componentes de la mezcla se encuentra disuelto en el otro. Para poder separarlos hay varias técnicas que consisten en fomentar que la mezcla se separe, por ejemplo, si se tiene sulfato de cobre, uno puede cristalizarlo agregándole alcohol, el cual hace que la polaridad de la solución varíe, con lo que el sulfato de cobre no puede continuar en la solución y se precipita, en el caso de la sal con agua, solo es necesario dejar que el agua se evapore, la concentración llegara al nivel crítico y después de eso se precipitará.

B.3) La destilación se basa en el hecho de que las sustancias tienen puntos de ebullición distintos, por lo que es posible separar la mayor parte de los compuestos líquidos simplemente llevándolos a su punto de ebullición, lo cual permite que se vayan separando de acuerdo a su punto de ebullición. La destilación es un método tan eficiente de separación que una gran cantidad de sustancias son refinadas por este método, por ejemplo, la gasolina, el keroseno y el asfalto, todos surgen del mismo material por destilación, del petróleo.

B.4) La cromatografía se basa en el principio de que las sustancias tienen en distinto grado una propiedad llamada polaridad, por lo que interactúan en forma diferente con distintos disolventes. Además, en la cromatografía se utiliza un material fijo, que puede ser papel, sílica gel, kieselguhr, algunas arcillas, etcétera, sus principales desventajas son que solo pueden emplearse pequeños volúmenes de material, y en algunos casos, incluso el material fijo puede reaccionar con la sustancia que se esté tratando, creando sustancias derivadas llamadas artefactos.

III.5. Práctica No.3

Mezclas y su separación

Objetivo

Al término de esta práctica, el alumno habrá practicado distintas formas de separar una mezcla, y conocerá las principales propiedades utilizadas en la separación.

Cuestionario previo

- 1.- ¿Qué es una mezcla?
- 2.- ¿Cuáles son las principales características de una mezcla?
- 3.- Liste los métodos de separación para mezclas.
- 4.- ¿Por qué se utilizan distintas técnicas de separación?
- 5.- Indague si las sustancias utilizadas en la práctica:
 - ¿Son solubles en agua?
 - ¿Son atraídas por un imán?
 - ¿Reaccionan entre sí?

Lista de equipo

- Matraces Erlenmeyer de 250 ml
- Vasos de precipitados de 250 ml
- Tubos de ensaye
- Un imán
- Un embudo
- Papel filtro
- Un equipo de electroforesis (se describe en la segunda parte del procedimiento)

Reactivos necesarios.

- 10 gramos de cloruro de sodio (sal de mesa)
- 10 gramos de sulfato de cobre grado Industrial
- 10 gramos de sulfato doble de aluminio y potasio (alumbre) grado industrial
- 10 gramos de limaduras de hierro

- tintas vegetales de distintos colores
- 100 ml de aceite vegetal
- 100 ml de alcohol desnaturalizado
- 100 ml de agua

Procedimiento

Primera parte. Caracterización y separación

1. Pase el imán sobre cada sólido en la lista, observe lo que pasa con ellos.
2. Agregue una pequeña cantidad (aproximadamente 1 gramo) de cada sólido en un tubo de ensayo y agregue unos 5 ml de agua, observe como se comporta y a continuación agregue a cada tubo los reactivos siguientes: Hierro, sulfato de cobre, alumbre y cloruro de sodio, como se indica en la siguiente tabla

Resultados	Limadura de hierro	Cloruro de sodio	Sulfato de cobre	Sulfato doble de aluminio y potasio
Resultados con el imán				
Solubilidad en agua				
reacción del hierro con				
reacción del cloruro de sodio con				
reacción del sulfato de cobre con				
reacción del sulfato de aluminio con				

3. Tome la limadura de hierro y mézclela con alguna de las sales, a continuación, basándose en las propiedades que se pidió en el cuestionario previo que indagara sobre las sales y la limadura de hierro, proponga el mejor método para su separación. Puede utilizar cualquier equipo del material listado, describa los pasos que va a seguir y exponga las razones, considere también proponer otras soluciones.

4. Disuelva el sulfato de cobre en una cantidad de agua, cuando tenga una solución homogénea, añádale el alcohol, observe y describa lo que sucede.

5. Tome un matraz o un vaso de precipitados, agregue 10 ml de aceite y 10 ml de agua. Agite y deje que las dos fases se separen, a continuación decante lentamente la fase más ligera (aceite) de la más pesada (agua). Es probable que también haya una tercera fase, de color blanquecino, ésta es una nata (una emulsión muy estable de agua y aceite), si se presenta, deséchela, ya que tardaría mucho tiempo en separarla.

6. Tome el cloruro de sodio y disuélvalo en el agua, coloque una pequeña tira de papel filtro en tal forma que la solución solo toque un extremo de éste, permita que la solución repose un par de días y observe lo que pasó, anote que sucedió con la solución, el papel y el material.

7. Separación de una mezcla múltiple

Tome las limaduras de hierro, una sal de las listadas y el aceite, mézclelos y añada agua a esta mezcla. De acuerdo a lo investigado proponga un método para separar los componentes, tenga en cuenta que un proceso de separación no debe afectar a los componentes, por ejemplo, no es conveniente añadirle alcohol a una mezcla que tenga aun aceite, ya que el agua con alcohol puede tener la misma densidad que el aceite, por lo que no podría utilizarse una decantación.

Parte 2: Cromatografía y Electroforesis

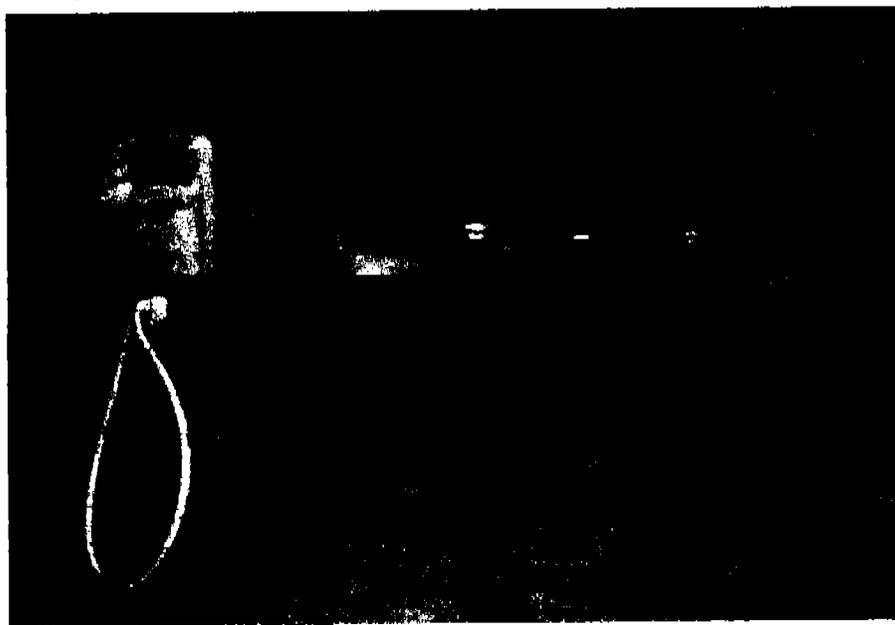
Cromatografía

Tome una tira de papel filtro y coloque en ella pequeñas manchas de tinta a la misma altura en un extremo.

Después coloque la tira de papel en un vaso de precipitados que contenga una pequeña cantidad de una mezcla de agua y alcohol (50%-50%) de tal forma que el extremo opuesto al de las manchas quede arriba, y deje que el líquido suba a través del papel. Observe lo que sucede y anote los cambios.

Electroforesis

Este análisis consiste en separar distintas sustancias (generalmente pigmentos de origen orgánico para el laboratorio escolar) de acuerdo a su carga eléctrica y a las interacciones que tenga con el papel, para ello siga las instrucciones para el montaje del aparato que le permitirá hacer la separación.



Aparato de electroforesis.

Monte el aparato de acuerdo a las siguientes instrucciones:

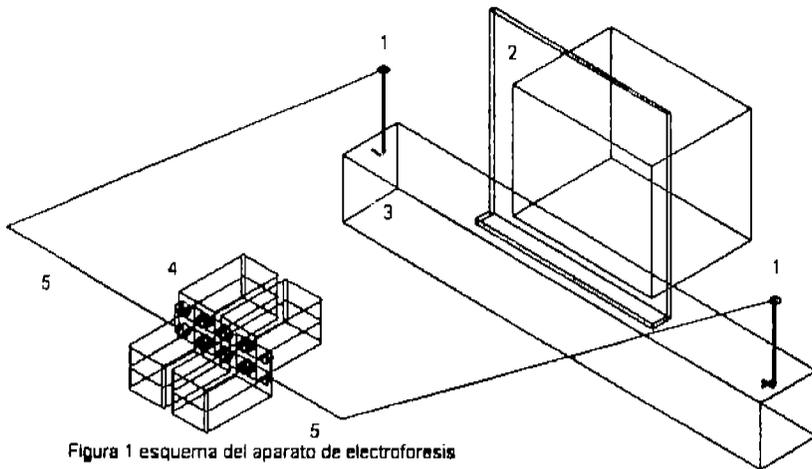


Figura 1 esquema del aparato de electroforesis

Material necesario

1. 2 clavos de hierro
2. 1 plástico plano (el joyero de un CD funciona bien)
3. 1 pedazo de madera de $\frac{1}{2}$ " X $\frac{1}{2}$ " X 30 cm (se conoce como liston)
4. 8-10 baterías de 9 voltios
5. 4 clips de caimán

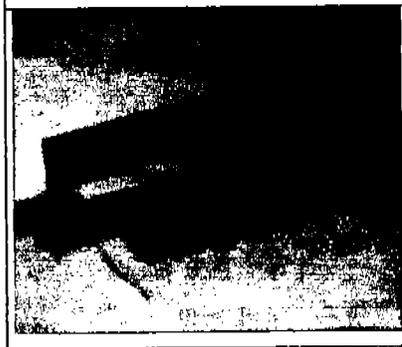
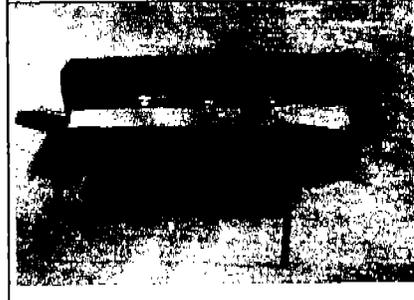
Instrucciones

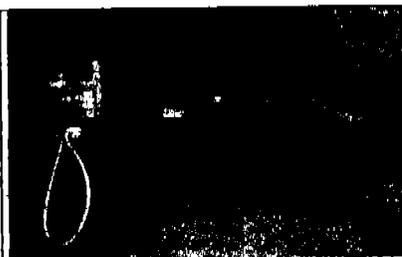
Clave los dos clavos en los extremos opuestos de una tabla y en un mismo lado como se muestra en la figura 1. Conecte las baterías en dos series. Conecte éstas entre si con 2 de los caimanes, cuidando no hacer un corto y use los otros dos

para conectar con los clavos. Cuando se coloque una tira de papel con una sustancia a analizar, preparada como se indica más adelante.

Procedimiento

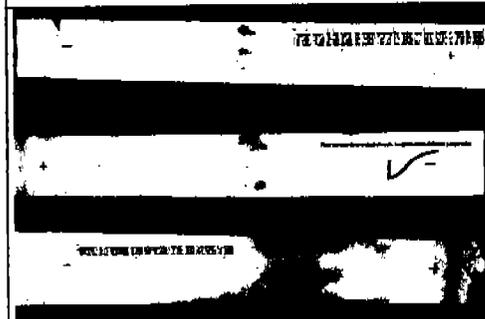
Monte el aparato de electroforesis y coloque una tira de papel filtro en él, y continúe con los pasos siguientes

	<p>El aparato de electroforesis debe tener una tira de papel empapado en una solución de sal y ácido acético (vinagre), el papel debe ir enrollado en los dos electrodos de la forma en que se muestra.</p>
	<p>El papel debe quedar liso entre los dos electrodos, y estos deben ser lo suficientemente grandes como para permitir conectar la fuente de poder a ellos ya que el papel este tocándolos.</p>
	<p>Coloque un par de puntos de tinta vegetal en el centro de la tira. Las manchas de los colorantes de prueba deben ser pequeñas pero definidas, y se deben colocar a la mitad del papel para poder determinar la dirección en que se muevan estas.</p>



Conecte la electricidad.

Cuando se conecte el paquete de baterías o la fuente de poder, se debe marcar la polaridad en los extremos del papel. Al terminar el proceso se pueden tener dos resultados, una serie de manchas en caso de que una sustancia no esté pura o una sola mancha en caso de que sea una sustancia pura. Las manchas se esparcen por el papel en distinta cantidad, y en algunos casos, en distintas direcciones, Algunos colorantes no muestran movimientos.



Observe lo que pasa.

En esta imagen se pueden apreciar el tamaño de las manchas de un experimento, (arriba), un resultado correcto, (Intermedio), en el que las manchas están bien definidas y muestran desplazamientos distintos y un resultado erróneo (abajo), en el que las manchas se mezclaron y se perdió la separación.

Para identificar la sustancia, se puede medir el desplazamiento de ésta con respecto a otra mancha, de una sustancia conocida en un tiempo determinado.

Reporte de la práctica

1. Describa las técnicas de separación de las mezclas realizadas.
2. ¿Por qué se puede utilizar el imán para separar el hierro?
3. ¿Por qué es importante conocer las reacciones que pueden surgir cuando se hace una separación?
4. Liste las características físicas y químicas de las sustancias utilizadas en la práctica.
5. Indique los resultados de la cromatografía y electroforesis. ¿En que son similares? ¿En que son distintos?

Bibliografía sugerida

1. **Asimov Isaac.** Introducción a la ciencia: Plaza & James 1979
2. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita.** Química 1. Editorial Esfinge, 2000
3. **Dirección acerca del experimento de electroforesis.**
http://www.funsci.com/fun3_en/exper1/exper1.htm
4. **Dirección de Información acerca de la electroforesis.**<http://gslc.genetics.utah.edu/basic/lesson/electrophoresis/index.html>
5. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván.** Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983

III.6. Cuestionario del fin de la práctica

1. ¿Qué requisitos se deben cumplir para que una mezcla se considere heterogénea?
2. ¿Qué requisitos necesitan cumplir una mezcla para que sea considerada homogénea?
3. Elabore una lista de 10 mezclas que haya conocido, indicando si son homogéneas o heterogéneas.

Enumere las propiedades más importantes que deben tomarse en cuenta para poder separar una mezcla química por destilación

Práctica 4

La tabla periódica

Contenido

- IV.1. Objetivo de la práctica
 - IV.1.1 Objetivo didáctico
 - IV.1.2 Objetivo para el alumno
- IV.2. Introducción
- IV.3. Arreglo de los elementos en la tabla periódica
- IV.4. Grupos y periodos en la tabla periódica
- IV.5. Práctica No. 4 Propiedades periódicas de la materia
- IV.6. Cuestionario del fin de la práctica

IV.1 Objetivos de la práctica

IV.1.1 Objetivos didácticos

1. Resaltar la importancia de disponer de una clasificación de los elementos químicos que permitan obtener información sobre sus propiedades.
2. Mostrar y ejercitar los siguientes conceptos y su importancia para la distribución de los elementos en la tabla periódica:
 - a. Que es la periodicidad
 - b. Que es una familia de la tabla periódica
 - c. En que son similares los elementos de una familia de la tabla periódica
 - d. Conocer algunas propiedades de las familias IA, IIA, VIA y VIIA

IV.1.2 Objetivos para el alumno

1. Interpretar la tabla periódica.
2. Descubrir la relación entre las propiedades periódicas de los elementos y su posición en la tabla periódica.

IV.2. Introducción

La tabla periódica es el sistema en el que están distribuidos los elementos, El sistema se llama periódico porque las propiedades químicas se repiten en una misma columna, y van cambiando entre columnas en una forma gradual, por lo que elementos de dos columnas cercanas actuarán de una manera similar, aunque no exactamente la misma.

IV.3. Arreglo de los elementos en la tabla periódica

El lugar que ocupe un elemento en la tabla va a depender de sus propiedades. Para el bloque A, los elementos llamados Representativos, el número del bloque indica el número de electrones que tienen en su orbita más externa, ya que indican el nivel cuántico y por lo tanto los electrones que puede ganar o perder.

En dependencia a este número y a su posición en la tabla (que nivel ocupan), se puede saber que tan fácilmente atraen un electrón (electronegatividad), lo cual se debe a que los elementos más electronegativos se encuentran en la parte superior y a la derecha de la tabla, debido a que son átomos de pequeño tamaño. y sus electrones más externos se encuentran más cerca del núcleo que en un átomo más grande. El hecho de que tengan una distancia menor y no haya tantas capas de electrones entre el núcleo y ellos, hace que la atracción que los electrones sienten sea mayor, por lo que el átomo los soltará con más dificultad.

Para el bloque B, la historia es un poco distinta, ya que en este bloque se están llenando orbitales INFERIORES al más externo (un nivel menos), por lo que el comportamiento del átomo varía con menos regularidad, sin embargo, la periodicidad se mantiene ya que las propiedades de los elementos en un grupo son similares. Por ejemplo, el cobre y el oro se encuentran en la misma columna (I B), y ambos son metales densos, no muy duros y tienen color, además se alían bien y no reaccionan fácilmente, por lo que se pueden encontrar libres en la

naturaleza. El hierro, níquel y cobalto tienen magnetismo, se alían fácilmente, son duros y resistentes mecánicamente, y comparten otras propiedades.

IV.4. Grupos y períodos en la tabla periódica

En la tabla se pueden ver distintas columnas llamadas grupos cuyos elementos tienen propiedades químicas similares, tales como, los mismos números de oxidación, un mismo número de electrones en sus orbitales más externos y electrones que llenan los mismos orbitales en distintos niveles.

En un período los elementos se distinguen porque el número de electrones aumenta progresivamente así como el número de capas. Los elementos en un mismo período tienen electronegatividades que aumentan a lo largo del mismo. Tienen números de oxidación distintos y en cada período el número de protones en su núcleo va siendo progresivo.

Por ejemplo, dos elementos de un mismo grupo son el litio y el sodio. El litio tiene 3 protones en su núcleo (y sus respectivos 3 electrones en sus orbitales), el sodio tiene 11 protones, pero ambos son metales, son ligeros, reaccionan fuertemente con el agua, se funden a temperaturas bajas, no se encuentran libres en la naturaleza y sus compuestos son solubles en agua. Sin embargo, el litio y el berilio son elementos que se encuentran en el mismo período, el berilio tiene 4 protones en su núcleo, sus sales tienen un aspecto terroso y sus carbonatos y sulfatos son insolubles en agua, además su valencia es de dos, mientras que el litio y el sodio tienen una valencia de uno.

Tabla con los grupos (familias de elementos) indicados, el color no es significativo, solo resalta los grupos.

	I A	II A	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VII A	0
H																He
Li																Ne
Na																Ar
K			Ti		V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu					Kr
Rb			Zr		Nb	Ta		Ru	Rh	Pd	Au					Xe
Cs			Hf		W	Re		Os	Ir	Pt	Ag					Rn
Fr		Ac	Rf													

Act Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Lr Md No Lr

Los elementos tienen dos propiedades periódicas que determinan el resto de las propiedades, éstas son la electronegatividad y la valencia. La electronegatividad es la propiedad que nos indica con que tanta fuerza un átomo atrae a un electrón, y aumenta de abajo a arriba y de izquierda a derecha y será menor entre más abajo y a la izquierda se encuentre., por lo que el elemento más electronegativo es el flúor y el elemento menos electronegativo es el francio. La valencia es la otra propiedad periódica, y está muy relacionada a la primera ya que indica que tantos electrones puede aceptar o perder un átomo durante una reacción química. En los elementos representativos esta propiedad es igual en todos los elementos de una columna y corresponde a la columna de acuerdo a la siguiente recomendación:

Los números de valencia posibles en los elementos son pares si el grupo es par, son nones si el grupo es non y llegan hasta el valor del número del grupo, los elementos se oxidaran (perderán electrones) si se encuentran en un grupo cuyo número sea menor a 4 y los pueden perder o ganar si se encuentran en un grupo mayor a 4, siempre buscando llegar a 8 electrones.

Ejemplo, el aluminio se encuentra en el grupo III A, por lo que sus valencias posibles son 3 y 1, pero siempre reacciona con el valor de 3, el carbono está en el grupo IV A, por lo que sus valencias principales son 4 y 2, además también puede usar la valencia -4 , que utiliza raramente

IV.5. Práctica No. 4 Propiedades periódicas de la materia

Objetivo

1. Al término de esta práctica el alumno podrá distinguir entre elementos pertenecientes a distintas columnas de la tabla periódica por sus propiedades
2. Podrá deducir las propiedades de un elemento por su colocación en la tabla periódica de forma cualitativa.
3. Identificará algunas propiedades periódicas de los elementos

Cuestionario previo

1. ¿Qué es una familia de la tabla periódica?
2. ¿Cuáles son las características de los cristales? ¿cómo se reconoce un cristal de otra forma de materia?
3. Qué es la solubilidad
4. Localice los siguientes elementos en sus familias en la tabla periódica
 - a. sodio
 - b. potasio
 - c. calcio
 - d. magnesio
 - e. cobre
 - f. níquel
 - g. hierro
 - h. cobalto

Material necesario

- 16 vasos de precipitados o tubos de ensaye
- Un agitador
- Un lápiz de madera con núcleo de grafito
- Un mechero Bunsen
- Un espectrofotómetro (ver el final de la práctica)
- Un popote (para carbonatar el óxido de calcio)

Reactivos necesarios

- Hidróxido de potasio (potasa), grado industrial
- Óxido de calcio (cal viva), grado industrial
- Carbonato de magnesio, grado industrial
- Carbonato de sodio, grado industrial
- Solución de sulfato de hierro al 1%
- Solución de sulfato de níquel al 1%
- Solución de cloruro de cobre al 1%
- Ácido clorhídrico (muriático)

Preparación de los reactivos

Obtenga carbonato de calcio preparando una solución concentrada de óxido de calcio en agua, después sople en ésta con un popote hasta que se haya precipitado una cantidad significativa, filtre el precipitado y déjelo secar.

Obtenga carbonato de los otros materiales haciendo reaccionar la sal con parte del carbonato de sodio y decantando el precipitado.

Paso No. 1 Aspecto y propiedades

Observe detenidamente los carbonatos obtenidos, compárelos, elabore listas sucesivas de acuerdo a los siguientes criterios, ¿tienen color o son blancos (incoloros)?, ¿se alcanza a distinguir cristales o tienen un aspecto terroso?, Elabore cuatro listas, cristallinos con color, cristallinos sin color, terrosos con color y terrosos sin color(pueden quedar espacios vacíos).

Se separa en dos listas, los que tienen color y los que no (la propiedad más fácil de observar)

Con color	Sin color

Y estas dos listas en dos a su vez, si su aspecto es cristalino o terroso

Con color y cristalinos	Con color y terrosos	Sin color y cristalinos	Sin color y terrosos

Paso No. 2 Solubilidad

Tome cada uno de los carbonatos, añádales agua y compare el comportamiento de estos con el agua, cuales se disuelven, cuales no, nuevas listas basadas en esta propiedad.

Color, cristalinos y solubles	Color, terrosos y solubles	Color, cristalinos e insolubles	Color, terrosos e insolubles	Incoloros, cristalinos y solubles	Incoloros terrosos y solubles	Incoloros cristalinos e insolubles	Incoloros terrosos e insolubles

Paso No 3 espectros



Un espectroscopio es un instrumento diseñado para identificar sustancias coloridas por las bandas de luz que emiten o absorben luz. Los más sencillos solo tienen tres elementos, una fuente de luz blanca, que puede ser un foco tipo Edison (los que tienen un filamento incandescente y son los más comunes), un colimador que se encarga de tomar una línea uniforme de luz, y una rejilla que separa esa luz en los distintos colores (longitudes de onda). Los patrones de colores que se observan por una mirilla son lo que se conoce como espectro, y pueden ser fotografiados para compararse manualmente con otros ya conocidos o medidos con un fotómetro, para poder identificar una sustancia.

Se puede elaborar un espectroscopio muy sencillo usando un disco compacto a manera de rejilla de difracción y un par de navajas de un solo filo como el obturador, este sistema sirve para obtener espectros que se pueden fotografiar, y debido a que el sistema es muy sencillo, solo puede ser usado para identificar compuestos en forma cualitativa.

El procedimiento para hacer este equipo es el siguiente:

Material

- 2 hojas de navaja de un filo
- 1 disco compacto (busque un disco gratuito de los que regalan en las revistas)
- papel aluminio
- cinta adhesiva
- una caja en la que quepa el disco en forma vertical.

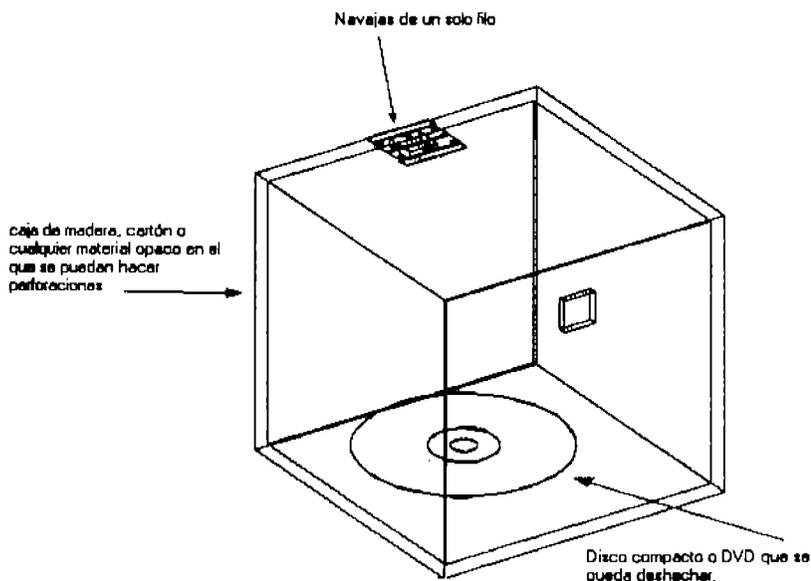


Figura 1 componentes del espectrógrafo

Corte una ranura en la caja de tal forma que pueda ver fácilmente a través de ella en una esquina de la caja, coloque el disco en esa esquina y fíjelo a ella, haga otro

agujero en la caja de tal forma que ilumine el disco y que usted pueda ver un "arco iris" reflejarse del mismo, a continuación coloque las dos navajas sobre esta última apertura formando una línea delgada, y selle contra la luz todo alrededor de éstas con el papel aluminio y la cinta adhesiva.

Para usarlo, alinéelo con la fuente de luz que vaya a utilizar, de tal manera que en el disco se pueda ver la franja o franjas de colores emitidos.

Para poder fotografiar a través de éste, experimente con su cámara usando un foco de resistencia, ya que estos emiten en todo el espectro visible, lo que nos ayuda a buscar una posición en la que se vean claramente todos los colores.

El espectro de emisión atómica de una sustancia es la luz que emite al ser excitada, es decir, se le proporciona energía que la sustancia transforma en una emisión de luz característica. En nuestro ejercicio esto se logrará colocando nuestra muestra (que en este caso puede ser una de las sales estudiadas) mediante un alambre en la flama, la luz que emite cada átomo es única, por lo que sirve para identificar, un ejemplo común de los espectros de emisión es el color de las lámparas en la calle. En las lámparas de luz amarilla, el principal componente del color es el sodio (amarillo), y se le hace emitir luz por medio de la electricidad. En el otro caso, el de las lámparas blancas, la luz viene de unos compuestos conocidos como "fósforos", los cuales hacen visible la luz emitida por el vapor de mercurio dentro de ellas (porque es ultravioleta, que broncea la piel).

El aparato propuesto sencillamente descompone la luz que le llega en sus colores básicos, que no son los mismos para sustancias distintas.

Esta técnica es tan útil que nos permite saber varias cosas, por ejemplo, en la producción de pólvora, se suelen quemar pequeñas muestras de cada lote para controlar su calidad observando el espectro que produce al quemarse, en los aeropuertos hay máquinas que detectan explosivos a partir de pequeñas muestras

(que se obtienen frotando con un papel filtro el equipaje), y no solo detecta que hay explosivos, sino de que tipo son, y los astrónomos pueden utilizar estas técnicas para saber la composición de las estrellas que están observando, con lo que se pueden determinar un sinnúmero de características de ellas, por ejemplo, se sabe que las más viejas tienen carbono en su superficie, las más jóvenes son principalmente de hidrógeno, y las intermedias como el sol tienen algunos metales ligeros como el sodio.

Procedimiento

Tome el lápiz, descárrapele unos dos centímetros de la punta, dejando únicamente el núcleo de grafito visible, a continuación remoje la punta en el ácido muriático, y acérquela al mechero, repita esto hasta que no cambie el color de la flama al acercar la punta, después, toque con la punta una de las sales, acérquela a la flama y observe el color. Si dispone del espectroscopio, alinéelo de tal forma que pueda ver la flama del mechero, observe el espectro que produce y compárelo entre las distintas sales, anote los cambios que nota en el espectro de acuerdo a la sal que se maneje.

Reporte de la práctica

1. Alinee las distintas sales que tengan propiedades parecidas en columnas.
2. Compare su arreglo con el de la tabla periódica.
3. ¿Qué encontró en común entre su lista y la tabla periódica?
4. ¿Qué características de las mencionadas se repiten entre elementos del mismo grupo?

Anexo Reglas de solubilidad

1. Todas las sales de Na^+ , K^+ , y NH_4^+ son solubles
2. Todos los NO_3^- , NO_2^- , ClO_4^- , MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ son solubles
3. Todos los Cl^- , Br^- , I^- , y SCN^- son solubles, excepto los de Pb^{2+} , Ag^+ , y Hg_2^{2+} . (PbCl_2 es soluble en agua caliente)
4. todos los sulfatos son solubles excepto los de Ba^{2+} , Sr^{2+} , y Pb^{2+} (los de Ag^+ , Hg^{2+} y Ca^{2+} son poco solubles)
5. Todos los O^{2-} , S^{2-} y OH^- son insolubles, excepto los de Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} y Ba^{2+} .
6. Todos los CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , AsO_4^{3-} , AsO_3^{3-} , BO_3^{3-} , F^- , y SiO_4^{2-} son insolubles excepto los de Na^+ , K^+ , y NH_4^+ .
7. todos los $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ son insolubles excepto Na^+ , K^+ , Fe^{3+} y NH_4^+ , MgC_2O_4 es un poco soluble
8. Todos los CrO_4^{2-} son insolubles excepto los de Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cu^{2+} y NH_4^+

Bibliografía sugerida

1. **Asimov Isaac**. Introducción a la ciencia: Plaza & James 1979
2. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita**. Química 1. Editorial Esfinge, 2000
3. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván**. Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983
4. **Dirección del espectroscopio**.
<http://www.scitoys.com/>

IV.6. Cuestionario del fin de la práctica

1. ¿Cuáles son los bloques que comprenden a los elementos representativos?
2. Ejercicio. Coloque los elementos imaginarios en el grupo al que pertenecerían si existieran.
 - a. El *duranio*, es un metal, se alía bien con el hierro, sus óxidos son coloridos, su punto de fusión es elevado y tiene propiedades magnéticas.
 - b. El *neutronio*, es un gas monoatómico, no reacciona con ningún elemento ni siquiera en condiciones extremas, sus orbitales están todos llenos.
 - c. El *dilitio* es un elemento muy reactivo, sus valencias son -1, 1, 3, 5 y 7, siempre va a oxidar a los elementos de su período, reacciona con el hidrógeno para formar un hidrácido y con el oxígeno para formar un oxácido.
 - d. El *berinio* es un semimetal que tiene valencias 2 y 4 pero no 6.

Práctica V

Química y ecología

Contenido

V.1. Objetivos

V.1.1 Objetivos didácticos

V.1.2 Objetivos para el alumno

V.2. La química y la ecología

V.3. Reciclaje

V.4. Reciclado del cartón y papel

V.5. Práctica No. 5 Reciclado de papel

V.6. Cuestionario del fin de la práctica

V.1. Objetivos de la práctica

V.1.1 Objetivo didáctico

1. Esta práctica pretende que enseñar al alumno a valorar la ecología y descubrir las formas de eliminar o reducir los contaminantes.

V.1.2 Objetivos para el alumno

1. Al finalizar esta práctica, el alumno valorará los distintos tipos de reciclaje con sus ventajas y desventajas.
2. Entenderá la importancia del reciclado.
3. Podrá enumerar los procesos más comunes de reciclaje y sus limitaciones.
4. Podrá describir los distintos tipos de contaminantes y especificar por que son contaminantes.

V.2. La química y la ecología

La ecología es la ciencia que estudia las relaciones de los seres vivos con su medio y con otros seres que viven en él, la química ayuda a la ecología a entender

el movimiento de las sustancias en el medio ambiente (ciclos del agua, aire, nitrógeno, carbono y azufre), la forma en que los contaminantes afectan al ecosistema y la forma en que se pueden resolver muchos de los problemas de la contaminación. A continuación veremos las características de las contribuciones de la química a la ecología:

V.3. Reciclaje de materias primas

La importancia del reciclado es el ahorro de una gran cantidad de energía y recursos naturales, dicen los químicos, por ejemplo, que para producir una lata de refresco, se gasta el combustible equivalente a la mitad del contenido de esa misma lata. Con el hierro, se consumen grandes cantidades de carbón y combustibles para transportar el mineral desde las minas hasta el horno y se deben explotar yacimientos de otros materiales para enriquecerlo, además se plantea el problema de la producción de escorias, que contienen entre otras cosas metales pesados que son tóxicos y su disposición plantea un problema técnico difícil de resolver.

Sin embargo, el reciclaje en muchos casos es una situación complicada, ya que implica procedimientos mecánicamente complejos como la selección del material a reciclar, o mucho gasto energético, por ejemplo, al reciclar una computadora, se pueden obtener como productos oro, metales de valor económico elevado como el tantalio utilizados en los capacitores, aluminio, plomo y hierro, etcétera. Pero el proceso de recuperar todas estas materias primas requiere un gran esfuerzo por técnicos que se dediquen a separar los componentes de la misma, seleccionarlos y darles el tratamiento adecuado.

Finalmente, otra forma mucho más sencilla de reciclar es utilizar los empaques y envoltorios nuevamente, ya que estos generalmente están hechos de plástico, vidrio o metal y exceden la duración de su uso, por lo que pueden recuperarse y volverse a utilizar un gran número de veces, sin embargo no siempre es posible. Por ejemplo, una cubeta de pintura puede usarse como cubeta de uso doméstico, sin embargo, un recipiente de este tipo no debe ser utilizado para guardar

alimentos o bebidas, ya que siempre existe la posibilidad de que el envase, que no fue diseñado con requerimientos sanitarios y por lo tanto es muy poroso, guarde suciedad o productos tóxicos, que pueden afectar a la salud.

V.4. Reciclado de cartón y papel

El papel y el cartón están formados con celulosa. Se obtienen normalmente por medio de desgarrar la materia prima (madera y algodón), después la pulpa se lamina y se seca, obteniendo el papel. Cuando se recicla, se repite el proceso mezclando el papel con agua y moléndolo, ésto acorta las fibras (las rompe), por lo que el papel y el cartón reciclados son de menor calidad que el material hecho con materia prima nueva. Además, siempre existe el problema del blanqueado, para el que se requieren sustancias que en si son contaminantes, como el cloro o el peróxido de hidrógeno, sin embargo, es conveniente indicar que el reciclado del papel no involucra un paso tan contaminante como la producción de papel común. El papel común, como ya dijimos, está hecho de madera, la cual contiene otro polisacárido (polímero natural con base en un azúcar), que se llama lignina y es el elemento duro de la madera, para eliminar la lignina del papel, se usa un procedimiento que la vuelve soluble en agua, y es desechada en el drenaje, como es de color café, bloquea el paso de la luz y la actividad de las algas, por lo tanto desplaza el oxígeno del agua, por lo que mata a los peces.

Objetivo

Al finalizar la práctica, el alumno conocerá la técnica de reciclado de papel, sus ventajas en cuanto a la ecología y los problemas que implican tanto la producción de papel como su reciclado.

Cuestionario previo

- 1.- ¿Qué es el reciclado?
- 2.- ¿Cómo se decolora el papel?
- 3.- ¿Cuál es la función el pegamento en el proceso?
- 4.- ¿Cuales son las ventajas del reciclado?
- 5.- ¿Cómo se lleva a cabo el reciclado de papel a nivel industrial?
- 6.- ¿Cómo se lleva a cabo la fabricación de papel a nivel industrial?

Material requerido

- una licuadora o un equipo para moler el papel (puede ser un molino, un molcajete, un "brazo robot", un mortero o cualquier otro que pueda dar una pulpa blanda)
- un cedazo (ver apéndice A)
- una charola profunda para colocar la pasta

Reactivos necesarios

- 100 gramos de papeles varios, limpios y secos
- 250 ml de hipoclorito de sodio (cloro para blanquear ropa)
- opcional hilos de colores, pedacitos de plástico o celofán de colores finamente cortado

Procedimiento

Tome el papel y rásguelo en tiras delgadas, colóquelas en agua (3 gramos de agua por cada gramo de papel), luego coloque el material en la licuadora para hacer una pasta uniforme, a esta pasta, agréguele el blanqueador poco a poco revolviéndolo hasta que desaparezca el olor a blanqueador o hasta que el producto no tenga color y revuélvalo. Después lave el material resultante con más agua y añada los objetos opcionales que quiera, mezcle el producto y añádale más agua hasta volverlo casi líquido. Sumerja el cedazo verticalmente e inclínelo capturando la mayor cantidad de pulpa, saque el cedazo horizontalmente, deje que el cedazo se seque y separe cuidadosamente el papel.

Reporte de la práctica

- 1.- ¿Cuál es la ventaja del reciclado de papel?
- 2.- ¿Qué contaminantes se eliminan a través del proceso?
- 3.- ¿Qué cualidades tiene el papel recuperado en comparación con el papel nuevo?
- 4.- Estudie el proceso de producción de papel, note los puntos en donde se produce contaminación e indique como el reciclado de papel los evita, reduce o en su defecto los empeora.
- 5.- Observe el papel recuperado, y estudie su comportamiento como material de trabajo.

V.6. Cuestionario del fin de la práctica

1. ¿Cómo se relacionan la química y la ecología?
2. ¿Qué es el reciclaje?
3. ¿Cuáles son sus ventajas económicas?
4. ¿Cuáles son sus ventajas ecológicas?
5. ¿Cuáles son sus desventajas económicas o los factores que limitan su uso?
6. Describa las consideraciones que se necesitan para el reciclado de papel
7. Elabore un resumen de la práctica

Bibliografía sugerida

1. **Asimov Isaac**. Introducción a la ciencia: Plaza & James 1979
2. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita**. Química 1. Editorial Esfinge, 2000
- Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván**. Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983

Apéndice A:

Elaboración del cedazo

Material:

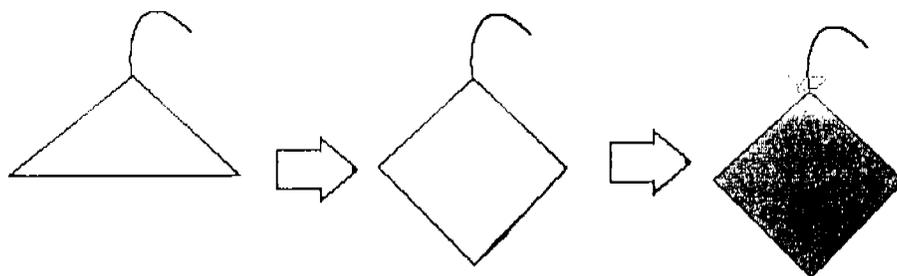
- 1 una malla muy fina la que puede ser una pantimedia vieja
- 2 un trozo de alambre lo suficientemente resistente, por ejemplo el alambre de un gancho de ropa.

Procedimiento

Con unas pinzas deforme el gancho a hacer una figura cuadrada lo más regular posible.

Inserte la figura en la media, procurando que quede lo mas tensa y uniforme posible.

Amarre la media de tal forma que el gancho del cuadrado salga de esta.



Contenido

- VI.1. Objetivos
- VI.2. Introducción
- VI.3. Ácidos
- VI.4. Bases
- VI.5. Práctica No.6 Las propiedades de los ácidos y las bases
- VI.6. Cuestionario del fin de la práctica

VI.1. Objetivos de la práctica**VI.1.1 Objetivo didáctico**

Introducir al alumno en el estudio de un grupo de compuestos químicos, desde sus propiedades organolépticas hasta reacciones químicas de identificación.

VI.1.2 Objetivos para el alumno

1. Al finalizar esta práctica el alumno podrá identificar un ácido o una base
2. Comprenderá la definición de Brønsted sobre una sustancia básica o ácida

VI.2. Introducción

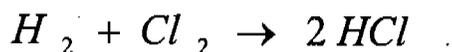
Para poder trabajar en determinada área, se necesitan conocer una serie de criterios previos o convenciones, por ejemplo, si se quiere trabajar en arquitectura, se necesita saber que es una trabe, que diferencia tienen estas con las columnas, si se quiere hacer algo con electricidad, conviene saber que diferencia existe entre la corriente alterna y la directa, en el caso de la química, hay varias convenciones que se necesitan conocer. Una de ellas y la más importante es la nomenclatura química, la nomenclatura nos permite entendernos mutuamente entre químicos sin importar el idioma.

VI.3 Los Ácidos

- Hay varias definiciones de lo que es un ácido: De acuerdo con Brönsted, un ácido es aquella sustancia que es capaz de aportar protones al medio, de acuerdo a Lewis, un ácido es aquella sustancia capaz de aceptar pares de electrones del medio. La definición más común para los ácidos es la de Brönsted, de otro modo se debe especificar que es un ácido de Lewis, Todos los ácidos de Brönsted se caracterizan por que ciertas sustancias tienen hidrógenos iónicos (H^+) asociados con otros grupos de átomos, estos hidrógenos se pueden desprender y reaccionar con otros átomos o iones.
- Los ácidos se pueden dividir en dos categorías, los hidrácidos, y los oxiácidos, estos últimos contienen oxígeno en su estructura y generalmente se obtienen haciendo reaccionar óxidos no metálicos con agua, por ejemplo, el trióxido de azufre reacciona con agua para convertirse en ácido sulfúrico



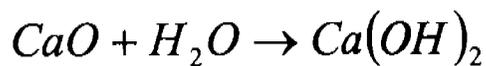
Los hidrácidos son por su parte, ácidos que solamente están compuestos por hidrógeno y un no metal. Un ejemplo de un hidrácido es el ácido clorhídrico, HCl, generalmente se obtienen por reacciones directas como la siguiente



Los ácidos tienen un sabor similar al del jugo de limón, se sienten picantes al tacto, algunos metales reaccionan con ellos para liberar hidrogeno, sus compuestos con metales se conocen como oxisales para los oxiácidos y sales binarias para los hidrácidos, decoloran la fenolftaleína y toman rojo el papel tornasol.

VI.4. Las bases

Son el producto de la reacción de un óxido metálico con agua.



Sus propiedades químicas son antagónicas a las de los ácidos, y reaccionan con éstos para formar sales neutras, tienen un sabor amargo, su tacto es jabonoso, la fenolftaleína se vuelve rosa intenso en su presencia y el papel indicador se vuelve azul.

VI.5. Práctica No 6 Las propiedades de los ácidos y las bases

Objetivo

Enseñar al alumno a distinguir entre los ácidos y las bases por sus propiedades y su reactividad química.

Cuestionario previo

1. ¿Qué es un ácido?
2. Identificar 3 sustancias que conozca como ácidos
3. ¿Qué es una base?
4. Identificar 3 sustancias que conozca como base.
5. ¿Cuáles son las características químicas de los ácidos?
6. ¿Qué propiedades químicas de los ácidos les dan estas características?
7. ¿Cuáles son las características químicas de las bases?
8. ¿Qué propiedades químicas de las bases les dan estas características?

Material

- 4 tubos de ensayo
- dos pipetas graduadas de entre 5 y 10 ml
- dos matraces aforados de un litro
- papel tornasol
- fenolftaleína

Reactivos necesarios

- ácido clorhídrico, grado industrial (también se conoce como muriático)
- ácido sulfúrico, grado industrial (el electrolito de los acumuladores)
- hidróxido de sodio, grado industrial (sosa común)
- hidróxido de calcio (cal apagada)
- limaduras de cinc (o cualquier pedazo del mismo)

Procedimiento

1. Prepare soluciones de los ácidos y las bases muy diluidas, esto es de vital importancia ya que una solución concentrada puede causar quemaduras químicas. Para obtener estas soluciones, debe medir cuidadosamente 1 ml de cada ácido y un gramo de cada base, y diluir cada uno en un litro de agua, estas soluciones serán las que utilicemos para probar su tacto.
2. Introduzca la punta del dedo en cada uno de los ácidos y bases, observe la sensación al tacto, a continuación lávese con abundante agua.
3. Prepare una solución concentrada de cada ácido y base disolviendo 1 gramo de los sólidos o 1 ml de los líquidos en 5 ml de agua, identificando los tubos con su contenido.
4. Añada una o dos gotas de fenolftaleína en cada una de las muestras de las soluciones de ácidos y bases compare los colores, repita lo mismo sumergiendo un pedazo de papel tomasol en cada tubo de ensayo
5. A continuación, agregue a las soluciones concentradas de los ácidos y las bases la limadura de cinc, y observe los cambios que se presentan y su intensidad.
6. ¿En que casos hay un desprendimiento más evidente de burbujas?
7. Para identificar el gas formado puede tapar la boca del tubo de ensayo, en cuanto sienta un aumento en la presión, cuidadosamente destápela y acérquele un cerillo, si emite un crepitado o hace una explosión pequeña hay hidrógeno presente.

Reporte de la práctica

1. Describa las propiedades de los ácidos encontradas experimentalmente
2. Describa las propiedades de las bases encontradas experimentalmente
3. Reporte las diferencias entre los dos grupos de compuestos.
4. ¿Qué le pasa a la fenolftaleína al mezclarla con el ácido?
5. ¿Qué le pasa a la fenolftaleína al mezclarla con las bases?

Bibliografía sugerida

1. **Asimov Isaac**. Introducción a la ciencia: Plaza & James 1979
2. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita**. Química 1. Editorial Esfinge, 2000
3. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván**. Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983

VI.6 Cuestionario del fin de la práctica

1. Elabore un resumen de la práctica.
2. Indique que conceptos nuevos adquirió en esta práctica
3. ¿Alguna sustancia que consideraba ácida ahora la considera básica?, en caso de ser así, que lo hizo cambiar de idea.
4. ¿Reconoció alguna sustancia de uso común perteneciente al grupo de los ácidos o de las bases?,
5. ¿Cree que el empleo de esta sustancia se relacione con su carácter ácido o básico?

Contenido

- VII.1. Objetivo de la práctica
 - VII.1.1 Objetivos didácticos
 - VII.1.2 Objetivos para el alumno
- VII.2. Introducción
- VII.3. Tipos de reacciones
- VII.4. Balanceo de reacciones
- VII.5. Práctica
- VII.6. Cuestionario del fin de la práctica

VII.1. Objetivo de la práctica**VII.1.1 Objetivo didáctico**

Dar a conocer al estudiante las nociones básicas de las leyes de conservación de la materia y la energía

VII.1.2 Objetivos para el alumno

1. Al término de esta práctica el alumno conocerá los diversos tipos de reacciones químicas
2. Identificará una reacción como endotérmica o exotérmica de acuerdo con la emisión o absorción de calor

VII.2. Introducción

Las reacciones químicas son los fenómenos en los cuales los reactivos químicos se combinan y forman nuevos productos químicos con propiedades distintas a las que tienen sus componentes originales. Por ejemplo, el sodio es un metal sumamente reactivo que tiene que ser almacenado bajo hexano (un componente de la gasolina) para evitar que reaccione, y el cloro es un gas venenoso de color verde que es tan peligroso que se utilizó durante la primera guerra mundial como

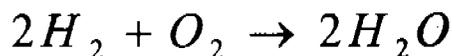
arma. Sin embargo, al reaccionar se obtiene cloruro de sodio, que es una sustancia muy importante para el organismo, la sal común. Las reacciones químicas siempre involucran un movimiento de energía desde o hacia la reacción, por ejemplo, una combustión (quemar algo) es un ejemplo de una reacción química en la que sale energía (el fuego es luz y calor). Por lo que se dice que es una reacción exotérmica (de exo = fuera, termos = calor), por otro lado, la extracción de hierro es una reacción en la que se necesita proporcionar energía, por lo que es una reacción endotérmica (endos = adentro).

Además de esta diferencia, las reacciones químicas se distinguen por el número de reactivos y productos involucrados, así, detonar un explosivo es una reacción de descomposición, en la que se inicia con un solo compuesto y se termina con varios más sencillos, y en cambio la polimerización (el curado de los plásticos) es una reacción de síntesis, en la que se inicia con compuestos muy sencillos y se termina con uno más complejo.

Las reacciones químicas se pueden dividir en 6 grandes grupos, las de síntesis, las de descomposición, las de oxidación-reducción, las de sustitución, las de doble sustitución y las reacciones ácido-base.

VII.3. Tipos de reacciones

A) Las reacciones de síntesis son reacciones en las que se inicia con reactivos sencillos y se termina con un producto más complicado, por ejemplo la síntesis de agua

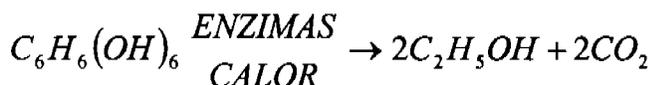


que quiere decir que 2 moléculas de hidrógeno y una de oxígeno, ambos elementos y ambas moléculas diatómicas, dan dos moléculas de agua, que son triatómicas.

Estas reacciones son útiles en la industria porque permiten elaborar (sintetizar) sustancias complejas como los polímeros (plásticos, gomas, adhesivos, fibras etcétera).

En el ser humano, estas reacciones son las que le permiten a uno crecer y desarrollarse, convirtiendo los nutrientes de la comida en proteínas y otros compuestos necesarios para la vida.

B) Por otro lado se encuentran las **reacciones de descomposición**, que **inician generalmente con un compuesto complicado y terminan con varios compuestos más sencillos**, un ejemplo de estas reacciones es la fermentación del azúcar para obtener alcohol.

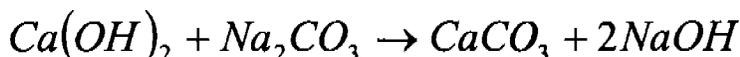


Este tipo de reacciones tiene aplicaciones para obtener materias primas de utilidad, por ejemplo, el alcohol etílico se produce por reacciones de fermentación como la citada arriba, el cracking del petróleo consiste en romper moléculas de hidrocarburos pesados como el asfalto que se encuentran en el petróleo para convertirlas en moléculas más pequeñas como las de la gasolina, el ser humano usa estas reacciones para obtener los nutrientes de la comida, por ejemplo, en el tracto digestivo las proteínas de la comida se descomponen en aminoácidos que son absorbidos por el intestino.

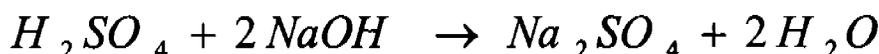
D) Una **reacción de óxido reducción** involucra el **cambio de estado de oxidación de los reactivos**, ésto es que una molécula reducida ceda electrones (y se oxide) para reducir un reactivo oxidado (que tiene carencia de electrones), un ejemplo de esto es la reducción del hierro con carbón:



E) las reacciones de sustitución y doble sustitución se basan en que algunos compuestos tienen una estabilidad mayor a otros y por eso al mezclarse se favorece la formación de los más estables en detrimento de los inestables, por ejemplo:



F) Las reacciones Ácido Base también llamadas de neutralización, son aquellas en las que un reactivo con características ácidas (es decir, puede aportar protones al medio o tomar electrones de este según Lewis) reacciona con una sustancia con propiedades básicas (que quiere decir que toma protones del medio o cede electrones a este según Lewis) y el producto es un compuesto neutro.



ácido sulfúrico + hidróxido de sodio dan como producto sulfato de sodio y agua.

En estas reacciones el producto es una sal y agua.

Las reacciones ocurren siempre bajo condiciones predeterminadas, por ejemplo, es importante que los reactivos puedan reaccionar entre sí, por ejemplo, un metal no puede reaccionar químicamente con otro metal porque ambos ceden electrones al momento de hacer una reacción química, por eso no existe el "sodiuro de litio", y si existe el sulfato de litio.

Además, es importante saber si para hacerlos reaccionar será necesario someterlos a condiciones especiales, o si ellos solos van a reaccionar, o si van a emitir energía al hacerlo. Esto es importante por ejemplo para diseñar un reactor

químico, ya que si la reacción que se lleva a cabo en él, requiere energía se necesita un diseño que permita que el reactor se caliente, y si por el otro lado emite energía, se necesita saber como la emite y si es necesario poderla retirar. Por ejemplo, si voy a hacer reaccionar hidróxido de sodio con ácido sulfúrico, debo tener en cuenta que se produce una gran cantidad de calor, y es necesario mantener mi reactor refrigerado. En la industria química que se encarga de la producción de explosivos, es necesario tener mucho cuidado con la acumulación de calor en ciertas reacciones, ya que el calor acumulado puede iniciar la explosión del material que se este sintetizando en ese momento.

Para saber si un reactivo puede reaccionar con otro, y como va a reaccionar es importante conocer las propiedades termodinámicas de los reactivos y los productos, como el calor de formación, lo cual nos indica que tanto calor requiere o desprende una reacción química, para llevarse a cabo. El procedimiento para calcular la entalpía (calor) de la reacción de la reacción es el siguiente:

[suma del calor de formación de los productos]-[suma del calor de formación de los reactivos] = [calor de la reacción].

Si el resultado de la operación es positivo, quiere decir que es necesario proporcionar calor a la reacción para que se lleve a cabo, si es cero indica que la reacción se encuentra en equilibrio y que se va a encontrar una concentración determinada de reactivos y de productos en el reactor. Finalmente, si el resultado es negativo, indica que la reacción desprende calor o alguna otra forma de energía al llevarse a cabo.

VII.4. Balanceo de ecuaciones

El balanceo de ecuaciones consiste en asegurarse de que la reacción que proponemos cumpla con la ley de la conservación de la masa, y que tengamos al final de esta la misma cantidad de masa que tenemos al principio, para esto se

pueden utilizar distintas técnicas, la más sencilla es llamada de tanteo, por que consiste en proponer números para las cantidades de reactivos y ver si son válidos los resultados, un ejemplo es el siguiente:

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$ <p>ecuación no balanceada porque el número de oxígenos en el lado izquierdo es distinto al del derecho</p>	<p>Tomemos la reacción de formación del agua, en ella se combinan hidrógeno y oxígeno, ambos son gases diatómicos, por ello sus símbolos vienen acompañados de un pequeño 2 en la parte inferior derecha, para formar agua, que contiene 2 átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno</p>
$3H_2 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O$ <p>primer intento de tanteo</p>	<p>Para el tanteo sugerimos arbitrariamente un número para cada reactivo y vemos si el número de átomos indicado para los reactivos es igual al número de átomos en los productos, el número grande a la izquierda indica que tantas moléculas de cada reactivo tomamos</p>
$3H \times 2 = 6H$ $2O \times 2 = 4O$	<p>Se balancean los átomos en los reactivos 3 moléculas de hidrógeno por 2 átomos por molécula son 6 átomos de hidrógeno en total, 2 átomos de oxígeno por 2 moléculas son 4 átomos de oxígeno en total,</p>
$2H \times 2 = 4H$ $1O \times 2 = 2O$	<p>Y en los productos 2 átomos de hidrógeno por dos moléculas son 4 átomos de hidrógeno en total, 2 moléculas de oxígeno por 1 átomo de oxígeno por molécula son 2 átomos en total</p>

$6H \neq 4H$ $4O \neq 2O$	<p>Y se comparan los resultados:</p> <p>Del lado de los reactivos:</p> <p>6 átomos de hidrógeno</p> <p>4 átomos de oxígeno</p> <p>Del lado de los productos</p> <p>4 átomos de hidrógeno</p> <p>2 átomos de oxígeno</p>
<p>Como podemos ver, aquí hay diferencias, por lo que proponemos otra numeración. Se recomienda siempre empezar por números pequeños y aumentarlos de acuerdo a como sea necesario.</p>	
$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$	<p>En este caso, podemos ver que hay 4 átomos de hidrógeno en ambos lados y hay dos de oxígeno en ambos lados, lo cual indica que nuestra reacción está balanceada.</p>

Evidentemente este método sólo es conveniente en reacciones que tienen pocos componentes y que son sencillos y no sirve con sustancias que son muy complicadas, por ello se desarrollaron otros métodos.

El método de oxidación reducción se basa en comprender que algunos átomos se oxidan (pierden electrones) y otros se reducen (ganan electrones) durante una reacción química, para llevarlo a cabo se requiere separar los oxidantes (lo que se reduce) y los reductores (lo que se oxida), en dos bloques distintos, y ver que tantos electrones pierden y ganan los reactivos, el procedimiento es el siguiente.

Se identifica la valencia de cada átomo en su molécula

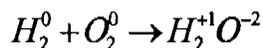
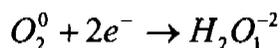
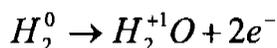
La valencia se suele expresar como un pequeño exponente a la derecha del símbolo del átomo

Los reductores (que se oxidan) $H_2^0 \rightarrow H_2^{+1}O$

Los oxidantes (que se reducen) $O_2^0 \rightarrow H_2O_1^{-2}$

Como podemos ver aquí, el hidrógeno se oxida (pierde electrones) y el oxígeno se reduce (gana electrones), y tenemos dos átomos de hidrógeno (por eso el dos pequeño abajo a la derecha del símbolo del hidrógeno), se ha demostrado que las moléculas de estos elementos tienen dos átomos (son diatómicas)

El siguiente paso es balancear los electrones que se tienen de un lado y del otro, esto se hace para ver si nuestras moléculas tienen una configuración válida (es decir, si se conserva la masa, que es lo correcto, o hay algún error en nuestra ecuación, lo que indicaría que aparecen o desaparecen electrones.



0 electrones libres	0 electrones libres
Ningún átomo tiene electrones de más o menos	Los 2 electrones extra del oxígeno son compensados con los dos electrones que le faltan a los dos átomos de hidrógeno, uno menos en cada uno

Y finalmente se ve cuantos electrones se mueven de un átomo a otro, con lo que se calculan los coeficientes correspondientes a cada reactivo.

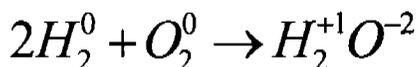
El hidrógeno pasa de 0 a +1, pierde un electrón

Hay dos átomos de hidrógeno en cada molécula de hidrógeno, por lo que puede aportar dos electrones

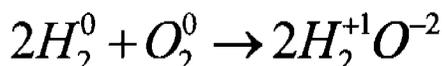
El oxígeno pasa de 0 a -2, gana dos electrones

Una molécula de oxígeno tiene dos átomos, por lo que toma 4 electrones

Para tomar 4 electrones se necesitan dos moléculas de hidrógeno, porque $2 \cdot 2 = 4$, por lo tanto para que reaccione una molécula de oxígeno necesitamos dos moléculas de hidrógeno.

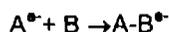


y como cada molécula del producto solo tiene un átomo de oxígeno, obtenemos dos moléculas del producto



porque 2 moléculas que contienen un átomo cada una tienen en total dos átomos.

No siempre se debe tomar el valor de 0 como absoluto, por ejemplo la reacción de polimerización por radicales libres es así:



Donde la \bullet representa a un electrón que convierte la molécula en un ion



Y así hasta que se acabe el reactivo B...

En esta reacción, siempre se tiene una carga eléctrica (para el ejemplo, un electrón y por tanto una carga negativa de más)

VII.5. Práctica No 7

Identificación de reacciones químicas

Objetivo

Que el alumno conozca las diferentes reacciones químicas, las pueda clasificar y conocer las características que las hacen comunes.

Cuestionario previo

1. ¿Qué es una reacción química?
2. ¿Qué es una reacción exotérmica?
3. ¿Qué diferencias hay entre una reacción exotérmica y una endotérmica?
4. ¿Cómo se distinguen las reacciones químicas?
5. ¿Qué es una reacción ácido base?
6. ¿Qué es una reacción de sustitución?

Material necesario

- 6 tubos de ensayo
- un matraz erlenmeyer de 250 ml
- un tapón de hule para el matraz
- un tapón de hule horadado para el matraz

Reactivos necesarios

- 10 ml Nitrato de plomo .5M
- 10 ml Yoduro de potasio 1M
- 10 ml Ácido sulfúrico 1M
- 10 ml Hidróxido de sodio 1M
- 10 ml Cloruro de sodio 1M
- 10 ml Nitrato de plata .5M

Reacción No. 1

Tome 1 mililitro de nitrato de plomo, mézclelo con 1 mililitro de yoduro de potasio, agite, anote todos las observaciones.

Reacción No. 2

Coloque 5 ml de hidróxido de sodio en un tubo de ensaye, mida la temperatura y anótela, tome 5 ml de ácido sulfúrico y añádale **LENTAMENTE, SOBRE LAS PAREDES DEL RECIPIENTE Y USANDO UN AGITADOR** al hidróxido de sodio, use el termómetro para medir nuevamente la temperatura mientras se mezclan los reactivos, ¿qué observa? Anote sus observaciones.

Reacción No. 3

En un tubo de ensaye mezcle 5 ml de nitrato de plata con 3 ml cloruro de sodio, observe el resultado.

En otro tubo de ensaye mezcle 5 ml de nitrato de plata con 5 ml de yoduro de potasio, observe el resultado y compárelo con la sal obtenida anteriormente.

Reporte de la práctica

1. Indique el tipo de reacción que se da en cada caso
2. Plantee las ecuaciones químicas de las reacciones llevadas a cabo

Bibliografía sugerida:

1. **Asimov Isaac**. Introducción a la ciencia: Plaza & James 1979
2. **Chamizo José Antonlo, Petrich Margarita**. Química 1. Editorial Esfinge, 2000
3. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván**. Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983

VII.6. Cuestionario del fin de la práctica

1. Explique con sus propias palabras que es una reacción química.
2. ¿Cuántos tipos de reacciones químicas conoce?
3. ¿En qué consiste una reacción ácido base?
4. ¿Cómo se balancean las reacciones por el método de tanteo?
5. ¿Cómo se balancean las reacciones por el método de oxidorreducción?
6. Balancee las siguientes reacciones químicas por el método de tanteo
 - a. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - b. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe}^0 + \text{CO}_2$
 - c. $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$
 - d. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
7. Balancee las siguientes reacciones por el método de oxidorreducción
 - a. $\text{Fe}^0 + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}^0$
 - b. $\text{Na}^0 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
 - c. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
 - d. $\text{C} + \text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{CO}_2$
8. Balancee las siguientes reacciones por cualquier método
 - a. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$
 - b. $\text{Al}_2(\text{OH})_3 + \text{Na} \rightarrow \text{Al} + \text{Na}(\text{OH})$
 - c. $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - d. $\text{SiO}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{SiF}_6 + \text{H}_2\text{O}$
 - e. $\text{CaC} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CH}_2=\text{CH}_2$ (acetileno)
9. Elabore un resumen de la práctica.

Contenido

- VIII.1. Objetivos de la práctica
 - VIII.1.1 Objetivos didácticos
 - VIII.1.2 Objetivos para el alumno
- VIII.2. Introducción
- VIII.3. Conceptos básicos
- VIII.4. Cálculo con pesos moleculares
- VIII.5. Estequiometría de una reacción en solución
- VIII.6. Ejercicios
- VIII.7. Práctica No. 8 Estequiometría
- VIII.8. Cuestionario del fin de la práctica

VIII.1. Objetivos de la práctica

VIII.1.1 Objetivo didáctico

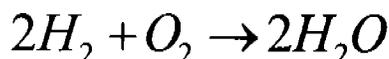
Mostrarle al alumno las relaciones matemáticas básicas que se emplean en química para conocer la composición de las sustancias y conocer las cantidades de producto que se forman en una reacción química.

VIII.1.2 Objetivos para el alumno

1. Al finalizar esta práctica el alumno entenderá los términos de reactivo limitante, mol, peso atómico y composición en peso
2. Podrá hacer cálculos de composición en peso basándose en los pesos fórmula de los productos
3. Podrá calcular el porcentaje en peso de un elemento o grupo de elementos dentro de una molécula.

VIII.2. Introducción

La Estequiometría consiste básicamente en calcular cuantas tantas moléculas de un tipo reaccionan con moléculas de otro tipo para formar un tercer compuesto, por ejemplo, la reacción química de la formación del agua



es un ejemplo claro de estequiometría. Como podemos ver en ella, se indica que se necesitan dos moléculas de hidrógeno para reaccionar con una de oxígeno, y el resultado son dos moléculas nuevas de agua. La estequiometría es importante porque nos permite calcular la cantidad de reactivo necesario para hacer reaccionar completamente un reactivo con el otro, y también para conocer la cantidad de un producto formado a partir de una serie de reactivos posibles como en el caso de los fosfatos de sodio que veremos más adelante.

VIII.3. Conceptos básicos

Reactivo limitante. Es el reactivo que se consume totalmente en la reacción, y los otros reactivos pueden consumirse o no reaccionar y quedar sobrando, la importancia de esto es que nos permite seleccionar por ejemplo, uno de varios productos de reacción, como la formación de los fosfatos ácido y diácido de sodio, utilizados en la industria de los fertilizantes y que se pueden obtener neutralizando controladamente el ácido fosfórico con hidróxido de sodio.

El mol. Para fines didácticos el mol es la cantidad de sustancia que hay en exactamente 12 gramos de carbón, el mol es una medida de masa atómica, que equivale a 6.022×10^{23} átomos, y su peso depende de la clase de materia de la que se trate. Por ejemplo, el sodio tiene un peso atómico de 23 gramos mol, lo que quiere decir que 6.022×10^{23} átomos de sodio pesan 23 gramos, mientras que un mol de cloro pesa 35 gramos, sin embargo ambos tienen la misma cantidad de átomos. Hablar de mol es como hablar de docenas o cientos, y es comparable a

decir un ciento de clavos, una docena de átomos, y obviamente, como cuando se cuentan unidades, el volumen y el peso pueden variar. Por ejemplo, una docena de huevos de codorniz es menos pesada y ocupa menos volumen que una docena de huevos de gallina y mucho más que una docena de huevos de avestruz, de la misma forma, un mol de átomos de hidrógeno pesa menos que un mol de átomos de plomo.

Peso atómico. Los átomos como materia, tienen un peso determinado, este se depende de la cantidad de protones y neutrones. Cada átomo, al tener un número distinto de éstos, tiene un peso distinto, el cual sirve para definir el peso de un mol de la sustancia que se este estudiando. Se puede dar en unidades de masa atómica (UMA), Daltons, gramos / mol, etcétera.

VIII.4. Cálculos con pesos moleculares

A) Cálculo del peso molecular (PM)

Para determinar el peso molecular de una molécula se deben sumar los pesos de los átomos de la molécula, los pesos atómicos vienen expresados como gramos mol en la tabla periódica, obteniendo finalmente el peso de un mol de sustancia, por ejemplo:

El Óxido de hierro



$$\text{Fe PM} = 56 \text{ g/mol} * 2 \text{ átomos} = 112 \text{ g/mol}$$

$$\text{O PM} = 16 \text{ g/mol} * 3 \text{ átomos} = 48 \text{ g/mol}$$

$$\text{Total} = 160 \text{ g/mol}$$

El Fluoruro de Calcio



Ca PM = 40 g/mol

F PM = (19 g/mol) * 2 átomos = 38 g/mol

Total = 78 g/mol

El carbonato de Aluminio



Al PM = 27 g/mol

CPM = (12 g/mol) * 3 átomos = 36 g/mol

O PM = (16 g/mol) * 9 átomos = 144 g/mol

Total = 207 g/mol

B) Cálculo de la concentración en % en peso

A veces no se dispone de sustancias puras, sólo se dispone de la concentración en por ciento en peso, esto es, gramos de sustancia pura en gramos de mezcla, por lo cual hay que calcular primero la cantidad de sustancia pura que se necesita.

Ejemplo

Para saber que tanto material en peso se puede obtener en un proceso de extracción.

Se encontró un mineral con un contenido de óxido de plata del 15% en peso, se estima que los yacimientos son de unas 30 toneladas, para que su extracción sea costeable se deben contar al menos con 2000 kilogramos de plata, ¿es utilizable el yacimiento?

Datos

Tenemos 30 toneladas del material.

15% son óxido de plata Ag_2O

Paso No. 1, calculemos el peso del óxido de plata en nuestro mineral

30000 kilogramos de mineral * .15 (el 15% del compuesto de interés / kilogramo de mineral) = 4500 kilogramos de óxido de plata.

Paso No. 2, calculamos la cantidad de plata en un kilo de óxido de plata

Plata PM = 108 g/mol *2 átomos por molécula = 216 g/mol

Oxígeno PM = 16 g/mol

Total = 232 g/mol de óxido de plata, de los cuales el 93.1% son plata.

Paso No. 3, calculamos la cantidad de plata en el yacimiento

Conociendo el porcentaje de plata en un kilo de óxido, y la cantidad de óxido de plata que tenemos:

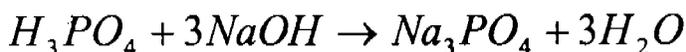
100 kilogramos de óxido de plata ----- 93.1 kilogramos de plata

4500 kilogramos de óxido de plata----- X kilogramos de plata

X = 4189.5 kilogramos de plata, esto significa que el yacimiento es explotable económicamente.

C) Balance de materia basado en pesos moleculares

Otro ejemplo consiste en calcular las cantidades necesarias para obtener una cantidad dada de producto a partir de la reacción balanceada. Lo cual es de interés cuando se proyectan procesos industriales, por ejemplo, para obtener fosfato de sodio, a partir de la reacción balanceada siguiente:



Que permite contestar la pregunta ¿cuántos kilos de ácido fosfórico se necesitan para obtener 2000 kilos de fosfato de sodio?

Para calcular que tanto ácido se requiere hacemos lo siguiente:

1. Obtenemos el PM del ácido fosfórico y el de fosfato de sodio

PM del ácido fosfórico:

$$H \text{ PM} = 1 \text{ gramo / mol} * 3 \text{ átomos} = 3 \text{ gramos / mol}$$

$$P \text{ PM} = 31 \text{ gramos / mol} * 1 \text{ átomo} = 31 \text{ gramos / mol}$$

$$O \text{ PM} = 16 \text{ gramos / mol} * 4 \text{ átomos} = 64 \text{ gramos / mol}$$

$$\text{Total} = 98 \text{ gramos mol}$$

PM del fosfato de sodio:

$$Na \text{ PM} = 23 \text{ gramos / mol} * 3 \text{ átomos} = 66 \text{ gramos / mol}$$

$$P \text{ PM} = 31 \text{ gramos / mol} * 1 \text{ átomo} = 31 \text{ gramos / mol}$$

$$O \text{ PM} = 16 \text{ gramos / mol} * 4 \text{ átomos} = 64 \text{ gramos / mol}$$

$$\text{Total} = 164 \text{ gramos / mol}$$

2. Se plantea una regla de tres, relacionando los PM del ácido fosfórico y del fosfato de sodio con el peso del fosfato de sodio deseado y la cantidad de ácido necesario como incógnita

$$164 \text{ _gramos _de _} Na_3PO_4 \rightarrow 98 \text{ _gramos _de _} H_3PO_4$$

$$2000 \text{ _gramos _de _} Na_3PO_4 \rightarrow X \text{ _gramos _de _} H_3PO_4$$

$$X = 1195.12 \text{ gramos de } H_3PO_4$$

Elabore los cálculos para conocer los gramos de hidróxido de sodio necesarios y los gramos de agua que se obtienen.

Comprobación:

Los gramos de hidróxido de sodio y los de ácido fosfórico tienen que ser iguales a los 2000 gramos de fosfato de sodio y los de agua formados.

D) Porcentajes de elementos en un compuesto químico.

Las composiciones también se pueden representar en forma de por ciento en peso, como lo vimos antes en el ejemplo de la plata. Para ello solo basta dividir el peso del elemento en cuestión entre el peso total de la molécula y multiplicar el resultado por 100 como en una regla de tres simple.

Por ejemplo:

El cloruro de sodio NaCl:

Tiene un PM 58 g/mol, ya que el Sodio tiene 23 g/mol y el cloro tiene 35 g/mol

Con lo que podemos determinar que 100 kilos de sal común tienen 39.6 kilos de sodio y 60.4 kilos de cloro, o que la sal común tiene 39.6% de sodio y 60.4% de cloro, esto nos puede permitir calcular la cantidad de una materia prima importante que se puedan extraer de un mineral.

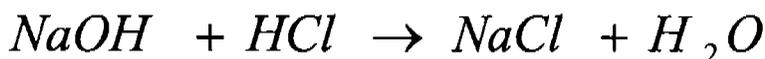
VIII.5. Estequiometría de una reacción en solución

Anteriormente dijimos que las soluciones son los caballos de batalla de los químicos, esto se debe a que es muy fácil controlar una reacción en solución en donde las partículas de reactivo se encuentran en forma iónica o molecular, por lo que la reacción es más rápida que si se llevara a cabo en polvo, la cuantificación y dosificación de los reactivos es más fácil cuando se lleva a cabo en soluciones y la generación de calor es más fácil de disipar que si se tratara de sólidos.

Una reacción se puede llevar a cabo estequiométricamente en solución controlando las concentraciones de los reactivos y los volúmenes que se añaden a la reacción.

Ejemplo

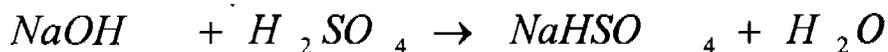
Si queremos obtener sal común (cloruro de sodio) a partir de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio, nuestra reacción es la siguiente:



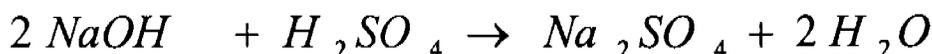
para llevarla a cabo basta mezclar volúmenes iguales de soluciones con la misma concentración molar.

Sin embargo, esto no es siempre tan sencillo, por ejemplo, para preparar sulfato ácido de sodio a partir de ácido sulfúrico e hidróxido de sodio, se necesita controlar cuidadosamente la cantidad de hidróxido de sodio que se añade al ácido sulfúrico puesto que un exceso del mismo haría que se formara sulfato de sodio, que no nos interesa.

La reacción que nos interesa es:



y si agregamos hidróxido de sodio de más, obtenemos:



Por lo tanto, si queremos obtener un litro de solución 1 molar de éste, necesitaremos mezclar $\frac{1}{2}$ litro de hidróxido de sodio 2 molar y $\frac{1}{2}$ litro de ácido sulfúrico 2 molar, cualquier relación entre ambos distinta llevaría a no tener una reacción completa u obtener sulfato de sodio Na_2SO_4 , que no es el producto que nos interesa.

VIII.6. Ejercicios

1. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se necesitan para neutralizar completamente 30 gramos de hidróxido de calcio?
2. Se tiene una solución de concentración desconocida de ácido clorhídrico, para saber cual es la concentración (cuantificarla) se usa hidróxido de sodio. La cantidad de hidróxido de sodio necesaria para hacer reaccionar completamente 50 mililitros del ácido clorhídrico es de 280 miligramos.
3. ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico hay en los 50 mililitros de ácido?

VIII.7. Práctica No. 8

Estequiometría

Objetivo

Se desea que el alumno determine, mediante una gravimetría (precipitación química de un reactivo) o una volumetría la cantidad de un elemento en solución.

Material necesario

- 4 vasos de precipitados de 50 ml máximo y 25 mínimo
- 1 bureta de 25 ml
- embudo
- papel filtro previamente tarado
- una balanza analítica para todo el grupo
- lámpara de escritorio con foco de no menos de 60 watt (para secar)

Reactivos necesarios

Cualquiera de estos pares de reactivos, (se sugiere usar dos como comparación)

10 gramos de sulfato de hierro*	5 gramos de nitrato de plomo*
12 gramos de hidróxido de sodio	10 gramos de yoduro de potasio
10 gramos de sulfato de cobre*	10 gramos de cloruro de calcio*
14 gramos de carbonato de sodio	20 gramos de carbonato de sodio

(los reactivos indicados con un asterisco pueden ser menos, la cantidad es indicativo del máximo del que se puede disponer).

Paso No. 1. El profesor disolverá una cantidad arbitraria del reactivo marcado con un asterisco en 100 ml de agua destilada, anotando la cantidad de material disuelto en una nota aparte, y los distribuirá entre los estudiantes.

Paso No. 2. Los estudiantes deben pesar **CUIDADOSAMENTE** la cantidad de reactivo que añaden a **EXACTAMENTE** 100 ml de agua destilada. Calcule la concentración de acuerdo al peso fórmula entre 0.1 litros (100 ml).

Paso No. 3. Las dos soluciones que se tienen ahora son lo que los químicos llaman solución problema (la que preparó el profesor ya que no conocemos la concentración que hay en ella) y solución titulante (que es la que nosotros preparamos y conocemos exactamente su composición y nos permitirá conocer la concentración o título de la solución problema).

La solución titulante se debe poner en la bureta, ya que éste es un instrumento de medición preciso, a continuación ponemos una cantidad conocida de 10 ml de la solución problema en un vaso de precipitados.

Paso No. 4. por volumetría.

Colocamos el vaso de precipitados bajo la punta de la bureta, y abrimos la llave, de forma que se cree un goteo lento y monótono, el goteo se debe interrumpir inmediatamente cuando deje de formarse precipitado, y se debe leer en la bureta la cantidad de reactivo utilizado.

Paso No. 4. por gravimetría

Coloque el vaso de precipitados bajo la bureta y añádale una bureta completa de titulante (nos interesa que haya un exceso de reactivo), agite para suspender todo el material y filtre el precipitado en un papel previamente pesado, a continuación séquelo, colocando los filtros cerca de la lámpara y pese el papel con el precipitado.

Paso No. 5. cálculos

a) general

Escriba la reacción que le hayan asignado y balancéela.

Calcule la concentración del titulante que preparó.

b) por volumetría

Calcule los moles de titulante empleados relacionando la concentración del titulante con los mililitros empleados para formar el precipitado.

De acuerdo a la ecuación balanceada calcule la concentración de la sustancia problema.

c) por gravimetría.

Obtenga el peso del precipitado, éste se puede relacionar con la concentración de la sustancia problema en la muestra dividiendo el peso del precipitado entre su peso fórmula.

Divida el resultado entre el volumen de la sustancia problema

En esta forma podemos conocer la concentración de la muestra en la sustancia problema

Reporte de la práctica

1. Comente en clase los cambios observados
2. Plantee las reacciones que se llevan a cabo durante la práctica
3. Compare el resultado de su cálculo con el resultado experimental.

Bibliografía sugerida:

1. **Asimov Isaac.** Introducción a la ciencia: Plaza & James 1979
2. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita.** Química 1. Editorial Esfnge, 2000
3. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván.** Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983

VIII.8. Cuestionario del fin de la práctica

1. Describa que es la Estequiometría
2. ¿Qué es un mol?
3. Calcule los porcentajes en peso cada elemento de los siguientes compuestos
 - a. CaCO_3
 - b. NaOH
 - c. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - d. CuSO_4
 - e. PbO_2
 - f. K_2CrO_4
 - g. KMnO_4
 - h. PbCl_2
4. Calcule la cantidad del elemento indicado en los siguientes problemas
 - a. Plata en 15 g. de AgCl
 - b. Cobre en 20 kg de CuSO_4
 - c. Aluminio en 100 kg de $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - d. Cloro en 50 g de NaCl
 - e. Fluor en 100 g. e CaF_2
 - f. Hidrogeno en 50 g. de H_2O
 - g. Hierro en 80 g del inciso a
 - h. Bromo en 12 g de KBr
5. Calcule la cantidad de hierro necesaria para obtener:
 - a. 10 kilos de óxido de hierro(III)
 - b. 5 kilos de carburo de hierro(II)
 - c. 20 gramos de silicato de hierro(III)
 - d. 1 gramo de nitrato de hierro(III)
6. Elabore un resumen de la práctica.

Contenido

IX.1 Objetivos de la práctica

IX.1.1 Objetivos didácticos

IX.1.2 Objetivos para el alumno

IX.2 Introducción

IX.3 Conceptos básicos

IX.4 Tipos de soluciones

IX.5 Concentración de las soluciones en unidades físicas

IX.6 Concentración de las soluciones en unidades químicas

IX.7 Práctica No. 9 Relación de la concentración con las propiedades de una solución

IX.8 Cuestionario del fin de la práctica

IX.1 Objetivos de la práctica**IX.1.1 Objetivo didáctico**

Debido a que la mayoría de las reacciones se llevan a cabo en solución, es importante que los estudiantes identifiquen sus propiedades, las unidades de concentración y los cálculos relacionados a éstas.

IX.1.2 Objetivos para el alumno

1. Al término de esta práctica el alumno será capaz preparar soluciones de una concentración conocida
2. Empleará el concepto de molaridad, % en peso y % en volumen
3. Recordará el concepto de normalidad
4. Recordará la importancia de trabajar con soluciones en el laboratorio químico

5. Relacionará los conceptos de concentración, conductividad, electrolitos y densidad.

IX.2. Introducción

Para un químico, es de vital importancia el conocer las soluciones, la forma en que se preparan y como se expresa su concentración. Las soluciones son empleadas continuamente en la extracción de muestras, en sistemas de análisis y en formulación de medicamentos, en productos de limpieza, pinturas, etcétera, ya que le permiten llevar a cabo reacciones en un medio controlado, y permiten cuantificar la cantidad de reactivo que se tiene.

IX.3. Conceptos básicos

Dispersión gruesa

Estas son mezclas de dos sustancias que no son miscibles y en las que las partículas son tan grandes que se separan si se dejan reposar un tiempo y se decantan, un ejemplo es la mezcla de agua y arena. Las dispersiones gruesas son fácilmente separables por filtrado o decantación.

Los coloides

Los coloides son mezclas en las que las partículas son tan finas que no se separan por métodos convencionales, las partículas del coloide se llaman micelas y están tan finamente divididas que no son visibles a simple vista, sin embargo, los coloides presentan un fenómeno llamado efecto Tyndal, el cual consiste en que si son iluminados, dispersarán la luz en todas direcciones, ejemplos de esto son la clara de huevo, el aire con algo de polvo o de humo, y los plásticos.

Soluciones

Las soluciones son mezclas homogéneas a nivel molecular o iónico, pueden ser de sólidos con sólidos, sólidos con líquidos, sólidos con gases, líquidos con líquidos, líquidos con gases y gases con gases, ejemplos de estas son el agua de mar, las aleaciones, etcétera.

En las soluciones se consideran dos aspectos, soluto y (di)solvente. Una solución puede tener uno o más solutos y uno o más disolventes.

Solutos

Son sustancias que se mezclan en una solución en una cantidad menor o igual al componente mayoritario (dependiendo también del estado de agregación de la solución), pueden ser sólidos solubles, líquidos miscibles o gases

(Di)solventes

Son las sustancias que se agregan en mayor cantidad a una solución.

El nombre correcto debe ser disolvente, ya que solvente se presta a mal interpretaciones, porque se puede confundir con el término que se usa en la banca para indicar que alguien tiene dinero suficiente para cubrir una deuda, sin embargo se encuentra indistintamente uno y otro término en la literatura. El disolvente más conocido y empleado es el agua, pero actualmente se emplean disolventes orgánicos como el alcohol o el cloroformo.

Concentración

La concentración es la cantidad de materia que se tiene por unidad de volumen, aunque la definición es similar a la de la densidad no es la misma, porque la densidad se refiere a la masa y el volumen de una misma sustancia, y la concentración habla de la cantidad de una sustancia en un volumen de otra, o en un volumen de la mezcla.

IX.4 Tipos de soluciones

Las soluciones se pueden clasificar de acuerdo al estado de sus componentes.

	Líquido	Sólido	Gas
Líquido	Agua y alcohol	Agua con sal	Agua carbonatada
Sólido	Sal cristalina	Bronce	Algunas aleaciones con hidrogeno
Gas	Aire húmedo	Aerogel	Aire

También se pueden clasificar de acuerdo a la cantidad de componentes que tengan, hay soluciones sencillas o binarias compuestas de un soluto y un solvente, como el agua con sal, ternarias, con dos solutos, etcétera.

IX.5 Concentración de las soluciones en unidades físicas

Expresión de la concentración de una solución.

La concentración de una solución se puede expresar en varias formas. Las más directas son físicas, esto se hace relacionando la cantidad de soluto con el tipo de unidad requerida. Consisten en relacionar el peso de un soluto entre el peso o volumen del disolvente, o bien el volumen del soluto entre el del disolvente, estas concentraciones se conocen como peso en peso, peso en volumen, volumen en volumen y partes por millón para soluciones muy diluidas. A continuación describiremos las propiedades de cada una de ellas.

Las soluciones representadas en unidades físicas se pueden expresar de varias formas, la más directa es representar una relación entre los componentes. Esto se hace escribiendo un número para el primer componente y a continuación dos puntos y finalmente un número que indique la proporción del otro componente. Por

ejemplo ácido nítrico en agua 10:30, es decir 10 partes de ácido nítrico con 30 de agua. Otra forma de hacerlo es representar la concentración como un porcentaje.

Peso en peso

Consisten en dividir el peso del soluto entre el peso de la solución terminada, por ejemplo, si quiero hacer una solución 10% en peso de sal en agua, debo tener 10 gramos de sal en 90 gramos de agua, debido a que el agua pesa un gramo por mililitro, se tienen 90 mililitros de agua, aunque eso no es completamente exacto para otros disolventes. Por ejemplo, si el disolvente es alcohol, los 90 gramos no equivaldrían a 90 ml de alcohol, pues su densidad es menor, por eso estas soluciones no se suelen manejar en el laboratorio.

Ejercicios

1. Se tienen 50 gramos de agua y 10 gramos de azúcar, calcule la concentración en % peso en peso de la solución.
2. Si se tiene una solución 30% peso en peso de alcohol y agua, ¿Cuánto alcohol y cuánta agua se tienen en 35 gramos de la mezcla.
3. Calcule cuántos gramos de sal y de agua se necesitan para formar 25 gramos de una solución de agua y sal al 30% peso en peso.

Peso en Volumen

Las soluciones peso en volumen indican los gramos de soluto que se tienen en una unidad de volumen de la mezcla, por ejemplo, se tienen 25 gramos de sal en 150 ml de agua, nuestra solución sería 25:150 o sea del 17.7%.

Si, en cambio fuera % en peso sería 25 gramos en una masa total de 175 gramos, por lo tanto 14.3 % peso en peso

Ejercicios:

1. ¿Cuál es la concentración porcentual, peso en volumen de una solución de 30 gramos de hidróxido de sodio en 250 ml de agua?

2. ¿Cuántos gramos de permanganato de potasio hay en 100 ml de una solución de permanganato de potasio al 3% peso en volumen?
3. ¿Cuántos mililitros de agua se necesitan para obtener 23 mililitros de una solución 15% en peso en volumen de cloruro de hierro?..
4. Calcule la concentración porcentual peso en volumen de una solución que contiene 25 gramos de cloruro de aluminio y 320 mililitros de agua.

Soluciones volumen en volumen

Son similares a las anteriores, salvo que en estas el soluto se expresa también en unidades de volumen, y se utilizan para compuestos líquidos o gaseosos naturalmente, como en la preparación de soluciones de ácidos.

Ejercicios

1. Calcule la concentración volumen en volumen de una solución de 5 ml de metanol (alcohol de madera) y 50 ml de agua
2. ¿Cuántos mililitros de agua se necesitan para hacer una solución 10:25 de ácido acético con 30 ml de ácido acético?
3. ¿Cuántos mililitros de alcohol hay en 450 ml de alcohol en agua al 5%?
4. Calcule la cantidad de hidróxido de amonio necesaria para preparar 60 mililitros de una solución 5:17 de éste en agua

Partes por millón

Ambas formas de calcular concentraciones también pueden representarse como partes por millón. Esta representación se usa solamente en situaciones en las que la solución es muy diluida y se hace difícil representarla con las formas normales, una parte por millón se define como un miligramo por litro, gramos por tonelada o un microgramo por mililitro.

IX.6. Concentración de las soluciones en unidades químicas

Las concentraciones en volumen y peso no son útiles cuando se necesita hacer cálculos para una reacción química, ya que una sustancia se combina no por su peso si no por la cantidad de moles, por ello se requiere de otras unidades, éstas son la molaridad y la normalidad.

Concentración molar

La concentración molar se define como la cantidad de materia que hay en un volumen de solución, su unidad son los moles / litro, o los milimoles / mililitro, La forma de obtener esta concentración es por una parte calcular los moles de la sustancia que se va a disolver, dividiendo la masa entre el peso molecular y por otra parte medir el volumen de la disolución la relación entre ambos es la molaridad.

Ejemplo

Se tienen 20 gramos de hidróxido de sodio en un litro de agua

Paso No. 1 Calcular el peso fórmula del hidróxido de sodio

NaOH

Na = 23

O = 16

H = 1

Total = 40 gramos/ mol.

Paso No. 2 Calcular los moles que tenemos disponibles

20 g. NaOH / 40 g. NaOH / mol = 1/2 mol = 0.5 mol

Paso No. 3 Dividir la cantidad de materia entre el volumen de agua que tenemos

0.5 mol/1 litro de agua = 0.5 moles / litro = 0.5 molar

La concentración se puede también expresar como concentración normal, que equivale a la concentración molar multiplicada por un factor de correlación que indica la valencia de la sustancia, este factor de correlación es de 1 para las sustancias monovalentes, dos para las divalentes etc, por ejemplo:

Una solución 0.5 molar de hidróxido de sodio tiene $0.5 \text{ molar} * 1 = 0.5 \text{ normal}$

Una solución 0.5 molar de ácido sulfúrico es $0.5 \text{ molar} * 2 = 1 \text{ normal}$

Ejercicios

Calcule las concentraciones molares de la siguientes sustancias, todas están en un litro de agua.

1. 20 gramos de hidróxido de potasio
2. 15 gramos de cloruro de cobalto
3. 5 gramos de carbonato de litio
4. 80 gramos de ácido sulfúrico

También hay otras unidades que se utilizan en la industria y otros medios además de las ya mencionadas, algunas de ellas son los puntos IMECA que indican la concentración de los diversos contaminantes, y equivalen a x partes por millón de distintos contaminantes. Los valores de x se expresan en la siguiente tabla.

Concentraciones equivalentes al límite superior de la escala IMECA 100-500 según la norma NOMS 020-025 SSA1-1993

Contaminante	Tiempo	0-100	101-200	201-300	301-400	401-500
CO (ppm)	8h	11.0	22.0	31.0	41.0	50
NO ₂ (ppm)	1h	0.21	0.66	1.10	1.55	2.0
SO ₂ (ppm)	24h	0.13	0.35	0.56	0.78	1.0
PST($\mu\text{g}/\text{m}^3$)	24h	260	546	627	864	1000
O ₃	1h	0.11	0.33	0.35	0.48	0.60
PM ₁₀ ($\mu\text{g}/\text{m}^3$)	24h	150	350	420	510	600

Los quilates se pueden interpretar como unidades de concentración en joyería, ya que estos son la cantidad de quilates de oro en 24 quilates de metal, por lo que el oro de 24 quilates es oro puro, el de 14 quilates es 14 partes oro y 10 partes de otros metales y el oro de 2 quilates solo tiene una pequeña cantidad del metal.

IX.7. Práctica 9 Relación de la concentración con las propiedades de una solución

Objetivo

Al finalizar esta práctica el alumno podrá describir la relación existente entre el tipo y concentración de un soluto con la conductividad y densidad de una solución.

Cuestionario previo

1. ¿Qué es la concentración?
2. ¿Qué es la densidad?
3. ¿Qué clase de compuestos son la sal (NaCl) y el azúcar ($C_6H_{12}O_6$)?
4. Busque en un libro de física la definición de:
 - ¿Qué es un electrolito?
 - ¿Qué es la conductividad eléctrica?

Material necesario

- 1 Multímetro con capacidad para medir resistencias
- 2 vasos de precipitados de 100 ml
- 2 conectores de calmán
- 2 puntas de grafito (el núcleo de un lápiz partido a la mitad)
- 1 agitador de vidrio
- 1 piseta con agua destilada
- 1 balanza granataria
- 1 densímetro

Sustancias necesarias

- 50 gramos de Azúcar
- 50 gramos de Cloruro de sodio

Procedimiento

1. Enjuague los vasos de precipitados con un poco de agua destilada
2. Llene cada vaso con 50 ml de agua destilada
3. Use los caimanes para conectar las puntas de grafito con las terminales del Multímetro
4. Seleccione resistencia en el dial del Multímetro (está marcada por el símbolo de la resistencia eléctrica Ω), empezando en la posición más baja de todas las disponibles.
5. Sumerja las puntas de grafito en el primer frasco y observe la medición que da el Multímetro,
6. En caso de no notar nada, mueva el selector a la siguiente posición de medir resistencia y repita el paso 5, de ser necesario hasta que se acaben las posiciones, y si se acaban anote que la resistencia es 0.
7. Anote el valor de la resistencia de la solución
8. Sumerja el densímetro en cada uno de los vasos y anote la densidad marcada
9. Haga una medición con el densímetro y anote los resultados
10. Agregue 5 gramos de sal uno de los vasos agitando hasta que se disuelva
11. Repita los pasos 4-10 hasta que se quede sin reactivo, anotando los datos en la tabla en la siguiente hoja:

Gramos de sal	Mililitros de agua	Concentración en peso	Resistencia	Densidad
0				
5				
10				
15				
20				
25				
30				
35				
40				
45				
50				

Gramos de Azúcar	Mililitros de agua	Concentración en peso	Resistencia	Densidad
0				
5				
10				
15				
20				
25				
30				
35				
40				
45				
50				

Reporte de la práctica

1. Calcule la concentración en volumen dividiendo los gramos de soluto entre los mililitros de disolvente (g/mL)
2. Haga una gráfica en la que se relacione la concentración en volumen de sal con la resistencia eléctrica para cada sustancia.
3. Elabore otra gráfica en la que se relacione la densidad con la concentración en volumen para cada sustancia.
4. En el caso de la resistencia eléctrica, ¿qué diferencias encontró entre la sal y el azúcar?
5. ¿Por qué cree que haya pasado esto?
6. Basado en este resultado, ¿la sal es un electrolito o no?
7. ¿Qué encontró en el caso del azúcar?
8. Basado en esta observación ¿el azúcar es un electrolito?
9. En el caso de la densidad ¿qué sucedió con la sal?
10. ¿Y qué sucedió con el azúcar?
11. ¿En qué le pueden servir estos datos?

Bibliografía sugerida:

1. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita.** Química 2. Editorial Esfinge, 2000
2. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván.** Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983

IX.8 Cuestionario del fin de la práctica

1. Defina los conceptos de soluto, solvente y solución
2. ¿Qué se entiende por una suspensión grosera?
3. Describa el efecto Tyndal y en que sustancias se presenta.
4. ¿Qué es la concentración de una solución?
5. ¿Cuántas formas de expresar la concentración de una solución conoce?
6. Diga cuáles de estas son soluciones verdaderas
 - a. agua en aceite
 - b. sal en agua
 - c. gasolina
 - d. humo en aire
 - e. aerogel
 - f. sal y arena
 - g. sal y pimienta
7. ¿Cómo se determina la concentración química de una solución?
8. Elabore un resumen de la práctica.

6. Conclusiones

1. Este trabajo muestra que es posible dentro de ciertas limitaciones elaborar un conjunto de prácticas que apoye a los temas más comunes de los cursos de química a nivel medio y medio superior, tal y como son expuestos en los diversos libros de texto revisados, cumpliendo con los criterios impuestos de utilizar materiales fáciles de conseguir y no requerir equipos o sustancias muy caros, que se puedan implementar en condiciones rudimentarias y en algunos casos hacer el equipo uno mismo.

2. Al haber diseñado y construido el equipo propuesto para hacer mediciones se tuvo ocasión de revisar, comprobar y poner en juego los principios y leyes estudiados. Por lo que considero que esta labor es importante para el alumno y una forma de convencerlo de la necesidad de comprender los principios teóricos para hacer mediciones, induciéndolo a profundizar en los principios y leyes que permiten dichas mediciones, como en los casos del espectroscopio, la electroforesis o la conductimetría que se han propuesto y que construí y probé en cada una de las prácticas siguientes

- La primera práctica puso en manos del alumno una herramienta para ayudarlo a razonar siguiendo la lógica que se ha desarrollado para hacer descubrimientos científicos.
- En la segunda se dio al alumno la oportunidad de experimentar con los distintos estados en que se presenta la materia y familiarizarse con sus propiedades.
- En la tercera práctica se mostró al alumno que la materia se presenta generalmente en forma de mezclas y cómo el alumno las puede reconocer y separar.
- La cuarta práctica se expuso la clasificación de los elementos desarrollada por los químicos desde hace dos siglos para que los alumnos reconozcan el

valor de clasificar y ordenar los **elementos** y ayudarles a deducir sus propiedades -

- La quinta práctica muestra la **importancia** de los procesos químicos para el reciclado, ya que actualmente los **problemas** de contaminación y la defensa de la ecología se han convertido en un **problema** prioritario.
- Con la **sexta** práctica el alumno **puede** relacionar y descubrir las propiedades químicas de la materia **empleando** sustancias y experiencias cotidianas.
- En la **séptima** práctica se ilustraron **los** diferentes tipos de reacciones químicas y sus características más **relevantes**.
- La octava práctica ejemplifica los **cálculos** para predecir las cantidades necesarias para llevar a cabo una **reacción** y las cantidades de los productos que se forman, ilustrando **conceptos** como el de reactivo limitante.
- La novena práctica tomó en cuenta **la** importancia de las reacciones químicas en solución, por lo que se **mostró** a los alumnos los principales cálculos para conocer las unidades de concentración que se emplean en las reacciones.

3. En cuanto a la parte didáctica me **permitió** aprender una mejor forma para elaborar una práctica de laboratorio. Valoré **las razones** para fijar cada uno de los incisos de las mismas, es decir, que **importancia** tiene poner objetivos, cuestionario previo, descripción del material, descripción del procedimiento, preguntas durante la práctica, elaboración del reporte y elaboración de los resúmenes.

4. Además, se definió la necesidad de **limitar** el nivel de la práctica a un objetivo determinado, de acuerdo al nivel de **aprendizaje** que se desea alcanzar, ya que una práctica se puede enfocar hacia **distintos** niveles de conocimiento, o sea, aprender a operar un equipo, resolver un **problema** sencillo, como determinar la

concentración de una solución, resolver un problema más abierto, seleccionando el método y determinando los criterios.

5. En este caso, también fue necesario buscar manipulaciones sencillas y limitarse a enseñar el uso del equipo y plantear problemas fáciles para la mayor parte de las prácticas debido a que los cursos de teoría son netamente introductorios y los estudiantes no tienen una experiencia previa de trabajo en el laboratorio.

6. Además, fue necesario siempre relacionar los conceptos vistos en teoría con la práctica en el laboratorio para reforzar ambos, y conseguir un efecto sinérgico entre lo que se oye, lo que se ve en los textos y lo que se hace en el laboratorio.

7. Estas prácticas han sido un esfuerzo para transmitir experiencias de aprendizaje propias y proporcionar analogías recopiladas durante mis años de estudio, con la finalidad de estimular a otros estudiantes a seguir una carrera técnica o científica, colaborando con los profesores que buscan o investigan las formas para hacer más accesibles los conocimientos científicos a los nuevos estudiantes de Química.

7 Bibliografía

Fuentes Bibliográficas Impresas

1. **Aguirre Arturo.** Química de suelos salinos y sódicos Editorial UNAM 1993
2. **Asimov Isaac.** Introducción a la ciencia: Plaza & James 1979
3. **Caamaño Aurell.** IES Barcelona-congrés SG formación permanente. Depto de educación. Generalitat de Catalunya 1993
4. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita.** Química 1. Editorial Esfinge, 2000
5. **Chamizo José Antonio, Petrich Margarita.** Química 2. Editorial Esfinge, 2000
6. **Dean John A. Lange** Manual De Química Decimotercera edición Ed. Mc Graw Hill México. 1989
7. **Dickson T. R.** Introducción a la Química Publicaciones Cultural séptima reimpresión México 1990
8. **Fernando Streber, Alejandro Mercado, Andrés Ramírez, Patricia Rojas, Iván Trujillo.** Guía de estudio de química para la preparatoria abierta cuarto semestre Editorial SEP, 1983
9. **Gillespie, R.J.** The great ideas of Chemistry. Journal of Chemical Education, 74 (7). 862-864. 1997
10. **Hiscox-Hopkins.** Gran enciclopedia práctica de recetas industriales y formulas domesticas ed. GG/Mexico 1998
11. **Herman F. Mark.** Moléculas Gigantes colección científica de Time Life Ediciones Culturales Internacionales 1989
12. **Holleman A. F., Wiberg Egon.** Lehrbuch der Anorganischen Chemie 101 edición edit. Walter De Gruyter. Berlin New York 1995
13. **Jiménez, M.P.** Curso de Didáctica de las ciencias de la Naturaleza: Actualización científica y didáctica. Ministerio de Educación Científica. Madrid 1992
14. **Newcomb E. y Kenny H.** Metales Maravillosos Ed editores mexicanos Unidos, 1965

15. **Ortegón Aldrete Della A.** Manual de experimentos de química. Para la preparatoria abierta. Editorial SEP 1983
16. **Perales, F.J. y Cañal, P.** Didáctica de las ciencias experimentales, teoría y práctica de la enseñanza de las ciencias. Ed Marfil. Alcoy. España 2000
17. **Ramírez Regalado Víctor Manuel.** Química 2 para el bachillerato general. Editorial Publicaciones Cultural México 2002
18. **Streber Fernando, Mercado Alejandro, Ramírez Andrés, Rojas Patricia, Trujillo Iván.** Guía de estudio de química para la preparatoria abierta Editorial SEP, 1983
19. **Varlos Autores.** Schüler Duden Die Chemie ed. Dudenverlag Manheim Leipzig Wien Zürich 1995

Fuentes Bibliográficas Electrónicas

Dirección del CPR

<http://depts.washington.edu/learn/cpr/index.html>

Dirección acerca del experimento de electroforesis.

http://www.funsci.com/fun3_en/exper1/exper1.htm

Dirección de Información acerca de la electroforesis.

<http://gslc.genetics.utah.edu/basic/lesson/electrophoresis/index.html>

Dirección de la tabla redonda

<http://www.nfinlty.com/~exile/periodic.htm>

Dirección de la tabla tridimensional:

<http://periodictable.com/pages/3AAE3D.html>

Dirección del espectrofotómetro.

<http://www.scitoys.com/>

Apéndices

Apéndice A **Primeros auxilios y seguridad en el laboratorio**

Apéndice B **Tablas y fórmulas de uso general**

Apéndice C **Señalización y su simbología**

Apéndice A Primeros auxilios y seguridad en el laboratorio

1.- Seguridad en el laboratorio

La seguridad de los participantes en una práctica de laboratorio debe ser una prioridad de esta, para ello se deben tener en cuenta los riesgos potenciales de la práctica, como pueden ser fuego, emisiones de gases tóxicos, reactivos venenosos, y el riesgo de explosiones en el laboratorio, las cuales pueden ser debidas a reacciones químicas, o a características particulares de los reactivos. Para contar con una práctica segura, se deben de tomar en cuenta las siguientes reglas mínimas de precaución:

- a) Antes de cualquier práctica deben conocer las propiedades químicas básicas de todos los reactivos, si son venenosos, si tienen alguna reactividad con los otros compuestos que se van a manejar en una forma importante, las precauciones que se deben tener para manejarlos.
- b) Se debe contar con ropa de laboratorio, como mínimo una bata predominantemente de algodón (90% algodón), de mangas anchas y cerrada con botones, esta debe ser lo suficientemente holgada para que sea fácil quitársela en caso de que se prenda o le calga una sustancia química. Además no debe ser de materiales sintéticos porque estos se prenden más fácilmente y se pueden pegar a la piel, de ser posible se debe contar con lentes de seguridad y con guantes aislantes, en un laboratorio de trabajo industrial se deben tener también zapatos de seguridad y casco.
- c) No se deben usar lentes de contacto porque estos pueden retener sustancias que irriten los ojos.
- d) Durante la práctica se debe contar con equipo para apagar el fuego, este puede componerse de extintores de polvo químico ABC, evitando los

extintores de CO₂, o mantas para sofocar el fuego, de ser posible tener ambos, ya que es más seguro combatir el fuego con los extintores y poder utilizar las mantas para ayudar a apagar el fuego en la gente. (ver uso de extintores en general más adelante)

- e) También durante la práctica, se recomienda tener un servicio de agua a presión o en gran volumen disponible, este es útil en caso de quemaduras químicas, ya que permite lavar el área afectada rápidamente, este se puede utilizar para lavar quemaduras por ácidos o bases.
- f) Es conveniente contar con cubetas de arena para detener derrames, incendios, etc.
- g) Supervisión de los Instrumentos de seguridad (mantas, extintores, regaderas etc.)
- h) Contar con un lavador de ojos, el cual debe estar lleno con una solución salina estéril que permita limpiar fácilmente los ojos en caso de una salpicadura de ácidos o bases, además es conveniente contar con lentes de seguridad para protegerse y evitar el daño a los ojos desde un principio.
- i) Contar con servicios de apoyo, como una enfermería o personal paramédico disponible, y los teléfonos de emergencia, cruz roja, bomberos y un hospital, de ser posible también tener los teléfonos de los alumnos para poder notificar a sus familiares en caso de accidente.
- j) Todos los reactivos deben estar guardados en frascos separados, perfectamente rotulados y en el caso de sustancias venenosas, deben tener una etiqueta adicional claramente visible que indique su peligrosidad. No se recomienda el uso de contenedores de alimentos ya que estos pueden propiciar confusiones y accidentes mortales. En caso de usar estos por falta

de material, se les debe quitar cualquier etiqueta original, y la boca de estos debe sellarse con un trozo de cinta adhesiva que indique que son venenosos.

- k) No se debe permitir a los practicantes llevar alimentos o bebidas al laboratorio. Dentro del laboratorio esta **ESTRICTAMENTE** prohibido comer o beber, ya que se pueden presentar contaminaciones tanto en los alimentos como en el trabajo que pueden llevar a riesgos a la salud o echar a perder el experimento
- l) Desechar los reactivos usados en forma segura, los compuestos tóxicos deben ser confinados en contenedores que puedan ser eliminados de una manera segura para el medio ambiente, los disolventes no polares como el benceno, hidrocarburos, y aceites deben ser colectados, para ser confinados y dispuestos por personal autorizado.

2. Primeros Auxilios

Los primeros auxilios pueden ser una medida para salvar la vida de un compañero de trabajo, pero es de vital importancia saber como aplicarlos y en que condiciones se deben aplicar, a continuación se anexa una tabla con los procedimientos más básicos para un laboratorio.

Evento	Procedimiento	Síntomas posibles
El afectado inhaló vapores tóxicos pero esta consciente	Evacue a la persona del lugar, llévelo a una zona bien ventilada y obsérvelo para ver si se recupera	Mareos, vómitos, dolor de cabeza, visión borrosa, comportamiento errático
El afectado inhaló una sustancia tóxica y esta Inconsciente	Muévalo físicamente del lugar, a un lugar aireado, facilítele la respiración	

	aflojando la ropa que lleve puesta como cinturones, camisas etcétera y llame a personal médico	
Caidas y lesiones graves por golpes	Elimine los riesgos a la víctima, en caso de que pueda caerle algo debe retirar el objeto de la zona, solo en caso de peligro inminente de un derrumbe debe pensar en mover a la víctima, inmovilizando el cuello y espalda, de ser posible, antes de esto llame al personal médico.	Se debe prestar atención particularmente a dolores en las piernas, cadera, espalda y cuello, ya que pueden indicar un daño a la columna vertebral, la víctima puede estar inconsciente o consciente, en caso de que este consciente debe evitar que se duerma o pierda la conciencia
Descargas eléctricas	Desconecte la electricidad desde un interruptor general o sepárelo de la fuente con algo aislante, permita que la víctima respire fácilmente aflojando su ropa permitiendo el paso de aire inclinándolo ligeramente hacia atrás su cabeza	La víctima puede tener arritmia cardiaca o estar fibrilado por la descarga, La descarga eléctrica puede producir quemaduras, que deben tratarse con el mismo procedimiento que las quemaduras por fuego.
Quemaduras por fuego	Apague a la persona cubriendo el área en llamas con un aislante, esto puede ser una tela de	Presenta dolor, ampulas, sangrado, su ropa esta pegada a la piel.

	algodón o asbesto, después mantenga el área cubierta y procure enfriarla con agua	
Quemaduras por químicos	Retire la ropa contaminada y lave el área con agua abundante, en caso de que sea una sustancia ácida o básica, debe neutralizarla con un contrario químico que no sea tóxico, por ejemplo bicarbonato de sodio o vinagre, en el caso de los ojos, se recomienda lavarlos con una solución de glicerina ya que algunos ácidos y bases desprenden calor cuando se ponen en contacto con agua	Se deben evaluar de la misma forma que las quemaduras por fuego, no se debe frotar con fuerza el compuesto para neutralizar el contaminante ya que esto implica el hacer daños mecánicos a la piel y agravar la afección.
Envenenamientos	Identifique el veneno y en caso de ser seguro, induzca el vómito en la persona (no siempre se recomienda esto, ya que las sustancias corrosivas son más peligrosas de este modo), pida auxilio médico de inmediato.	En caso de no identificar la sustancia directamente, procure tomar una muestra de ella para que la pueda analizar un laboratorio médico.

Resucitación cardiopulmonar.

La resucitación cardiopulmonar o RCP es una técnica que permite reestablecer la respiración y el pulso cardíaco en la víctima de un accidente. Para llevarla a cabo se deben cumplir tres características, la primera y más obvia es que la víctima debe de estar imposibilitada para respirar y / o no presentar pulso cardíaco, para verificar esta situación se debe seguir el siguiente procedimiento:

Verificación de pulso.

Tome la muñeca de la víctima con la mano por la parte superior de esta, el pulgar debe quedar cerca del medio de la muñeca por debajo y el pulso se siente con los dedos índice y anular.

En caso de que no sienta el pulso o no pueda encontrarlo así, busque la arteria que se encuentra bajo la barba, presionando el cuello en la zona donde la mandíbula se curva hacia arriba, el pulso se debe sentir con los dedos medio e índice.

Es importante el verificar que NO EXISTE pulso ya que de lo contrario se corre el riesgo de producir una arritmia, lo que puede poner en un riesgo mayor la vida de la persona a la que intentamos rescatar.

Verificación de la respiración:

Acerque su oído a la boca y nariz de la persona, intente escuchar el sonido de la respiración, a su vez, observe el pecho de la persona, debe desplazarse un poco hacia arriba y abajo.

Si la víctima no presenta signos de respirar o de función cardíaca, debe palpar el pecho de la persona para buscar alguna señal de costillas fracturadas, en caso de

que las haya no se debe aplicar el RCP porque se corre el riesgo de perforar un pulmón,

En caso de que se cumplan todas estas condiciones, colóquese a la misma altura que la víctima, de preferencia los dos deben estar en el suelo, debe arrodillarse de lado de la víctima y a la altura del pecho, coloque sus manos una sobre la otra con los dedos intercalados, después cierre los dedos de la mano de arriba sobre la palma de la de abajo, y con los brazos perfectamente extendidos empuje el pecho de la víctima a tres dedos de distancia del final del esternón (el hueso que se encuentra en el centro del pecho y donde se juntan las costillas), use el peso de su propio tórax para ejercer fuerza ya que tiene que empujar el toda la caja torácica del paciente, repita 15 veces este movimiento con duración de un segundo (el tiempo que necesite para decir mil millones uno) y proceda a insuflar aire en el paciente, para hacer esto, debe abrir la boca del paciente y colocar su boca sobre ella, tape la nariz del paciente y sople suavemente hacia este, observe el pecho del paciente, ya que no debe levantarse más de unos dos centímetros, separe su boca de la del paciente y empuje suavemente las costillas para hacer descender la caja torácica, repita esto 2 veces y busque el pulso y la respiración autónoma del afectado, en caso de no presentarse, repita el ciclo de masaje-respiración.

Tratamientos sugeridos para exposiciones a gases tóxicos

En la industria química y en el laboratorio químico se pueden presentar emisiones de gases tóxicos, estos gases tienen una variedad de efectos y mecanismos de acción que hace imposible el dictar un procedimiento único para su tratamiento, a continuación se describen algunos de los agentes tóxicos posibles y su tratamiento sugerido.

Dióxido de carbono: (CO₂)

El dióxido de carbono es un gas químicamente estable y no es tóxico en sí, su mecanismo de acción es el de desplazar el oxígeno, los síntomas son los de la asfixia, falta de aire, ahogamiento, náuseas, dolor de cabeza, somnolencia, insensibilidad, visión borrosa, pérdida del equilibrio y en un caso extremo el coma, su tratamiento es exponer a la víctima al aire fresco, en caso de ser necesario, darle respiración artificial e inhalación de oxígeno, en un caso extremo, se debe de aplicar una transfusión sanguínea, pero este recurso está limitado para los usos médicos.

El tratamiento para el dióxido de carbono es también efectivo contra la asfixia por gas doméstico, metano y monóxido de carbono cuyos síntomas son similares a los de la Intoxicación por dióxido de carbono

Ácido sulfhídrico (H₂S)

El ácido sulfhídrico es un gas procedente de la descomposición de materia orgánica, tiene un olor penetrante a huevos podridos, las personas afectadas por este tipo de asfixia pueden padecer mareos, desvanecimientos, dificultades en la respiración, y en caso graves, los accidentados se quedan fríos, la cara y labios amoratados y la boca se llena de espuma sanguinolenta, el tratamiento se limita a lo mismo que el dióxido de carbono. Sin embargo, para eliminar el riesgo de inhalar este material, se recomienda usar una lechada de cal para lavar el aire que se sospecha está contaminado, fuentes potenciales de este envenenamiento son los pozos de las letrinas, reacciones químicas de sulfhidración, etcétera.

Tablas

- Temperaturas de ebullición del agua a distintas presiones
- Temperaturas de distintas mezclas refrigerantes.
- Puntos de fusión de distintas sustancias
- Tabla de pesos fórmula y nombre trivial de diversos compuestos

Fórmulas

- Factores de conversión de temperaturas
- Factores de conversión de medidas de masa
- Cálculos de soluciones molares
- Conversión de molaridad a normalidad
- Soluciones no molares (en peso, en volumen, en por ciento)
- Fórmulas y pesos fórmula de los compuestos más comunes

Tabla 1. Temperatura de ebullición del agua a distintas presiones

Temperatura °C	Presión equivalente atmósferas	Presión en mmHg
100	1.000	760.00
98	0.931	707.35
96	0.865	657.75
94	0.804	611.08
92	0.746	567.20
90	0.692	525.97
88	0.641	487.28
86	0.593	450.99
84	0.549	416.99
82	0.507	385.16
80	0.468	355.40

Tabla 2. Temperatura de distintas mezclas refrigerantes (todas en hielo)

Mezcla NaCl en hielo (%)	Temperatura de congelación (°C)	Mezcla NaCl en hielo (%)	Temperatura de congelación (°C)
1	0	5	-4
10	-8	15	-11
20	-14	25	-18

Tabla 3. Puntos de fusión de distintas sustancias

Sustancia	Punto de fusión °C	Sustancia	Punto de fusión °C
Aluminio	660	Cinc	411.7
Plomo	325	Estaño	227.8
Soldadura 62-38	182	Azúcar	180
Cera	66.1	Sebo	50
Agua	0	Mercurio	-38.8

Tabla 4. Fórmulas y pesos de los compuestos más comunes

Nombre del compuesto	Fórmula del compuesto	Peso fórmula (g/mol)
Agua	H ₂ O	18
Peróxido de hidrógeno	H ₂ O ₂	34
Cloruro de sodio	NaCl	58
Hidróxido de sodio	NaOH	40
Carbonato de sodio	Na ₂ CO ₃	106
Bicarbonato de sodio	NaHCO ₃	84
Sulfato de calcio	CaSO ₄	136
Carbonato de calcio	CaCO ₃	100
Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	74
Óxido de calcio	CaO	56
Cloruro de calcio	CaCl ₂	110
Hierro elemental	Fe	56
Óxido de hierro III	Fe ₂ O ₃	160
Ferrocianuro de potasio	KFe ²⁺ [Fe ³⁺ (CN) ₆]	307
Cloruro de hierro	FeCl ₃	161
Sulfato doble de aluminio y potasio	Al•K(SO ₄) ₂	258
Hidróxido de aluminio	Al(OH) ₃	78
Tricloruro de aluminio	AlCl ₃	132
Óxido de aluminio	Al ₂ O ₃	75
Tetraetilo de plomo	Pb(CH ₂ CH ₃) ₄	323
Óxido de plomo	PbO ₂	239
Yoduro de plomo	PbI ₄	715
Triyoduro de nitrógeno	NI ₃	395
Nitrato de amonio	NH ₄ NO ₃	80

Tabla 5 conversiones de unidades entre distintas escalas:

Conversión de temperaturas entre distintas escalas

Para convertir de	a	Fórmula
Celsius (alias Centígrados)	Fahrenheit	$^{\circ}\text{F}=(^{\circ}\text{C}\cdot 1.8888)+32$
	Kelvin	$^{\circ}\text{K}=\text{C}+273.15$
Fahrenheit	Celsius	$^{\circ}\text{C}=(^{\circ}\text{F}-32)\cdot .5555$
	Kelvin	$^{\circ}\text{K}=[(^{\circ}\text{F}-32)\cdot .5555]+273.15$
Kelvin	Celsius	$^{\circ}\text{C}=\text{K}-273.15$
	Fahrenheit	$^{\circ}\text{F}=[(\text{K}-273.15)\cdot 1.8888]+32$

Conversión de unidades de masa

Para convertir de	a	Fórmula
Gramos	Kilos	$\text{Kilos} = \text{gramos} / 1000$
	Libras	$\text{Libras} = \text{gramos} / 454$
Kilos	Gramos	$\text{Gramos} = \text{kilos} \cdot 1000$
	Libras	$\text{Libras} = \text{kilos} / 0.454$
Toneladas	Kilos	$\text{Kilos} = \text{toneladas} \cdot 1000$

Cálculo de concentración de una solución molar

$$C_{final} = \frac{C_{inicial} * V_{inicial}}{V_{final}}$$

Uso: se obtiene la concentración de la solución final si se tiene conocida la concentración inicial y los volúmenes final (al volumen al que esta aforada) una solución y el volumen inicial (la cantidad de mililitros de la solución original) que se agregaron. Ejemplo, si se tiene una solución 5 molar, se toman 10 ml y se aforan a 25 ml. ¿cuál es la concentración final?

Datos

$$C_{\text{inicial}} = 5 \text{ molar}$$

$$C_{\text{final}} = X$$

$$V_{\text{inicial}} = 10 \text{ ml}$$

$$V_{\text{final}} = 25 \text{ ml}$$

Fórmula:

$$C_{\text{final}} = \frac{C_{\text{inicial}} * V_{\text{inicial}}}{V_{\text{final}}} \quad \text{sustituyendo} \quad C_{\text{final}} = \frac{5_{\text{molar}} * 10_{\text{mililitros}}}{25_{\text{mililitros}}} \quad \text{resolviendo}$$

$$2_{\text{molar}} = \frac{50_{\text{mililitros molar}}}{25_{\text{mililitros}}} \quad \text{. Nuestra concentración final es de 2 molar.}$$

Cálculo de las molaridades iniciales

La molaridad inicial de una solución se calcula de la siguiente forma:

- Determinar el peso molecular de la sustancia que se quiera calcular.
- Se deben sumar los pesos atómicos de los elementos por ejemplo el NaOH, tiene un peso fórmula igual a 1g/mol (hidrogeno)+16g/mol (oxígeno)+23g/mol (sodio) = 40g/mol.
- Determinar la cantidad de masa que estamos añadiendo, en nuestro ejemplo, diremos que tenemos 10 gramos.

- Dividir la cantidad de masa que añadimos entre el peso fórmula, con esto obtenemos la cantidad de moles que tenemos. En nuestro ejemplo serían .25 moles
- Dividir la cantidad de moles que tenemos entre la cantidad de líquido que tenemos, con esto tendremos la concentración molar de la sustancia. Para nuestro ejemplo digamos que tenemos 25 mililitros, (.025 litros), entonces $.25 \text{ moles} / .025 \text{ litros} = 10 \text{ molar}$.

Conversión de molaridad a normalidad

Para convertir de molaridad a normalidad se requieren los siguientes datos:

un factor de conversión relacionado a la valencia de la sustancia, por ejemplo, el ácido sulfúrico tiene un factor de dos (H_2SO_4), por que puede desprenderse de dos protones.

La molaridad de la solución de que se está tratando.

Por ejemplo:

Una solución 2 molar de ácido clorhídrico y una solución 2 molar de ácido sulfúrico.

El ácido clorhídrico tiene un factor de conversión de 1, por lo que la solución sería 2 normal ($2 \text{ molar} * 1 \text{ equivalente} / \text{mol} = 2 \text{ normal}$)

y el ácido sulfúrico tiene un factor de 2 por lo que este tendrá una normalidad de 2 normal. ($2 \text{ molar} * 2 \text{ equivalentes} / \text{mol} = 4 \text{ normal}$)

La concentración de las soluciones no solo se expresa en molaridad, de hecho es más frecuente por cuestiones de facilidad el expresar las soluciones como volumen en volumen, peso en peso y peso en volumen,

Resumen:

Forma de representar la solución. / Ej.:	Fórmula en relación	Fórmula en porcentaje
Peso en peso (p/p) 15 g. en 45 g.	$X = m_{\text{soluta}} : m_{\text{total}}$ $= 15 : 45$	$\% = m_{\text{soluta}} / m_{\text{total}} * 100$ $15 \text{ g.} / 45 \text{ g.} * 100 = 60\%$
Peso en volumen (p/v) 10 g. en 50 ml	$m_{\text{soluta}} : \text{Vol}_{\text{disolvente}}$ $= 10 : 50$	$= m_{\text{soluta}} / \text{Vol}_{\text{disol}} * 100$ $= 10 \text{ g.} / 50 \text{ ml} * 100 = 20\%$
Volumen en volumen (v/v) 30 ml en 100 ml	$= m_{\text{soluta}} : m_{\text{disolvente}}$ $= 30 : 100$	$= m_{\text{soluta}} / m_{\text{disol}} * 100$ $= 30 \text{ ml} / 100 \text{ ml} * 100 = 30\%$

Apéndice C: Tabla de señalización y simbología del laboratorio

Símbolo	Características	Usado en:
 cretib	Los números en los cuadros indican el nivel de peligrosidad en cada campo rojo para fuego. Los valores varían de 0 sin riesgo a 4 alto riesgo	Contenedores de sustancias químicas, el vehículo que transporta estas, etcétera
 Incendio	Es un rombo con una fogata roja en el centro	Contenedores de gasolina y otros combustibles
 Usar mascarilla antigas	Es un rombo amarillo con una mascarilla negra pintada, indica que la sustancia que contiene produce vapores o es un gas que es perjudicial para la respiración	Contenedores de amoníaco.
 Lentes de protección	Se usa para indicar el riesgo que tiene la sustancia para los ojos.	Baterías de coche, herramientas de corte.
 Corrosivo	La sustancia puede atacar la piel o tejidos.	Baterías de coche, contenedores de ácidos, contenedores de bases
 Láser	El equipo usa un rayo láser en algún proceso, se deben usar medidas de precaución con este	Reproductores de discos compactos, equipo de laboratorio especializado
 Biopeligroso	Se usa para indicar zonas, materiales o equipo que tiene propiedades infectocontagiosas,	Contenedores con jeringas usadas, equipo médico usado, cultivos biológicos usados.
 Radiación	Indica zonas y equipo que emite radiación nuclear	Máquinas de rayos x, material radioactivo, basura nuclear, detectores de humo, pararrayos, etcétera.