

Jaime Anselmo Ruiz Dean

PRÁCTICAS PARA EL LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL

**Para de Educación Media Académica, Profesional
y Técnica, además los primeros niveles de la
Educación Superior Universitaria**



Panamá, 2021

540.7

R 934 Ruíz Dean, Jaime Anselmo

Prácticas Para El Laboratorio De Química General

Jaime Anselmo Ruíz Dean. – Panamá:

Imprenta AUDOCYT. 2021

ISBN 978- 9962-00-741-8

Título:

- 1. Química - Enseñanza**
- 2. Química – Libros de Textos**
- 3. Química- Problemas, Ejercicios, etc.**

Título del Texto: Prácticas Para El Laboratorio de Química General

Autor: Jaime Anselmo Ruiz Dean

Doctor en Ciencias de la Educación, con Maestría en Didáctica y en Docencia Superior.

Profesor de Segunda Enseñanza con especialización en Química y Profesor de Ciencias Naturales,

Colaboradora: Licda. **Yovana Anabel Aguilar Solano**, revisora de contenidos e índice, coordinadora de Tecnología e Imágenes, diseño de portadas. Directora de Promoción y Ventas de AUDOCYT.

Experiencia Administrativa del Autor;

- Coordinador Académico de ISAE Universidad.
- Rector del Instituto Nacional de Panamá
- Director del Centro Básico General Ricardo Miró
- Director del Instituto Superior INSUCALAPRO Panamá

Experiencia Docente: Formador de Formadores del Nivel Básico General, Media Académica, Técnico - Profesional y de Docencia Superior. En Centros Académicos como:

- | | |
|----------------------------------|----------------------------------------------|
| ✓ Universidad de Panamá (CRUSAM) | - Universidad Interamericana de Panamá (UIP) |
| ✓ Universidad Americana (UAM) | - Universidad Cristiana de Panamá (UCP) |
| ✓ UMECIT | - ISAE Universidad (ISAE – U) |

© AUDOCYT

Reservados todos los derechos conforme al derecho de autor. Ninguna parte de esta obra puede ser reproducida o transmitida, mediante ningún sistema o método electrónico o mecánico (incluyendo fotocopiado, la grabación o cualquier sistema de reproducción y almacenamiento de información). Sin el consentimiento del autor.

PRÁCTICAS PARA EL LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL

Para de Educación Media Académica, Profesional
y Técnica, además los primeros niveles de la
Educación Superior Universitaria



A LOS ESTUDIANTES

El objetivo del presente manual de laboratorio de química es guiarlos en el desarrollo de experiencias, conocimientos, habilidades destrezas (Competencias) mediante las cuales conocerán, aprenderán, evaluarán y aplicarán los conceptos básicos de la química que les permitirán desenvolverse en cualquier carrera científica.

Los experimentos seleccionados para este manual de laboratorio cumplen con el Programa Oficial de Química General establecido por el Ministerio de Educación para los planteles de Educación Media, Técnica y Profesional de nuestro Sistema Educativo.

Cada experimento consta de siete partes; Títulos, objetivos, teorías, materiales, reactivos, parte experimental y finalmente una discusión.

Esperamos que con su aplicación puedan desarrollarse las competencias necesarias que les permitan trabajar en equipo y crear hábitos para trabajar como verdaderos científicos.

El Autor
J.A.R.D.

*“Si me lo dices se me olvida,
si me lo enseñas lo recuerdo,
si me involucras lo aprendo”*

ÍNDICE

Recomendaciones para trabajar en el laboratorio de química.....	16
Metodología de trabajo en el laboratorio de química.....	17
Primeros auxilios en el laboratorio.....	18
Materiales para la realización de los experimentos de este manual.....	20
Reactivos para la realización de los experimentos.....	21
Utensilios más usados en el laboratorio.....	22

EXPERIMENTOS

QUÍMICA GENERAL

PARTE A

ÁREA 1: MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Identifica, analiza y evalúa las aplicaciones e implicaciones de la química en la vida cotidiana según su evolución y su relación con otras ciencias.
- Demuestra destreza, precisión y exactitud en el uso y manejo de los materiales y equipos de laboratorio, aplicando siempre las normas de seguridad.

• Operaciones básicas del Laboratorio de Química

Experimento N° 1.— Manejo del material de laboratorio.....	32
Experimento N° 2.— Manejo del mechero de gas.....	36
Experimento N° 3.— Técnicas para las operaciones en el laboratorio.....	40

ÁREA 1: MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Confecciona informes de laboratorio y trabajos científicos según los requerimientos establecidos para la realización de los mismos.
- Emplea adecuadamente las diferentes unidades de medida del Sistema Internacional para cada magnitud utilizada en química.

• La medición en la Química General

Experimento N° 4.— Los sistemas de medición.....	44
Experimento N° 5.— La medición de la cantidad de materia de un cuerpo..	52
Experimento N° 6.— Las unidades de volumen.....	55
Experimento N° 7.— Determinación de la densidad.....	58
Experimento N° 8.— Densidad de algunos sólidos.....	60
Experimento N° 9.— Densidad de algunos líquidos.....	63

ÁREA 1: MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Interpreta fenómenos de la naturaleza en función de los aspectos referentes a la clasificación, las propiedades, los estados y los cambios de la materia.
- Desarrolla destrezas en la selección y aplicación de técnicas de separación de mezclas en función de los conocimientos adquiridos sobre las generalidades de la materia.
- Valora la importancia de la conservación de los recursos naturales como forma de preservar la vida en nuestro planeta.

• Materia, cambios, mezclas y métodos de separación

Experimento N° 10.— La materia como producto natural o sintético.....	68
Experimento N° 11.— Cambios de estado de la materia.....	71
Experimento N° 12.— Clases o tipos de mezclas.....	75
Experimento N° 13.— Técnicas de separación de mezclas.....	77
Experimento N° 14.— La destilación como método de separación.....	79
Experimento N° 15.— La filtración y la decantación como métodos para separar mezclas.....	83
Experimento N° 16.— Cromatografía sobre el papel.....	87

ÁREA 1: MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Presta atención a los cambios físicos y químicos que ocurren en el entorno exponiendo la interpretación desde la perspectiva de la cinética molecular.
- Describe la aplicación de las diferentes leyes que rigen la conservación de la masa y de la energía en fenómenos naturales.

• Propiedades Físicas y Químicas de la Materia

Experimento N° 17.— Cambios físicos y químicos.....	90
Experimento N° 18.— Propiedades físicas de las sustancias.....	92
Experimento N° 19.— Diferencia entre una mezcla y un compuesto.....	95
Experimento N° 20.— Naturaleza atómica de la materia.....	99
Experimento N° 21.— Estudio comparativo de las propiedades físicas y químicas de algunos elementos.....	104

• Conservación de la materia y la energía

Experimento N° 22.— La combustión y oxidación de los modelos generales de energía.....	114
Experimento N° 23.— La eferescencia y la fermentación como procesos transformadores.....	112
Experimento N° 24.— La digestión como proceso energético.....	117
Experimento N° 25.— Ley de conservación de la materia.....	120
Experimento N° 26.— Ley de las proporciones múltiples.....	122

ÁREA 2: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Interpreta el comportamiento físico y químico de la materia en función de su composición estructural elemental.

• El Modelo Atómico y su Estructura Electrónica

Experimento N° 27.— Formas alotrópicas de un elemento.....	128
Experimento N° 28.— Algunas propiedades físicas de metales y no metales..	130
Experimento N° 29.— Algunas propiedades químicas de metales y no metales..	132
Experimento N° 30.— Propiedades de una familia de elementos químicos....	134
Experimento N° 31.— Estudio comparativo de las propiedades físicas y químicas de algunos elementos.....	136

ÁREA 2: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Interpreta el comportamiento físico y químico de los elementos de acuerdo a su ubicación en la tabla periódica.
- Comprende la importancia de los elementos químicos como componentes indispensables para la vida y el desarrollo industrial, científico y tecnológico.

• Propiedades físicas, químicas de los elementos de acuerdo a la Tabla Periódica

Experimento N° 32.— Compuestos formados por algunos elementos representativos y de transición.....	144
Experimento N° 33.— Estados de oxidación de un metal de transición.....	148
Experimento N° 34.— Química de los elementos de las familias IA y IIA.....	151
Experimento N° 35.— Comprobación de metales por la llama que emiten.....	155

QUÍMICA GENERAL PARTE B

ÁREA 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Aplica las propiedades periódicas, los conceptos de electrones de valencia, símbolos de Lewis y regla del octeto para predecir el comportamiento de los átomos durante la formación de los enlaces químicos.
- Distingue los diferentes tipos de enlaces mediante los cuales se unen los átomos para formar los compuestos.
- Representa la formación de los enlaces mediante esquemas de formación de iones y la escritura de fórmulas de Lewis.

- Identifica la geometría de las moléculas e iones sencillos aplicando la teoría de la repulsión de pares de electrones
- Interpreta las propiedades físicas y químicas de los compuestos según su naturaleza iónica, polar y no polar y en función de las fuerzas de interacción que presentan

• Formación de Enlaces Químicos

Experimento N° 36.— Enlace químico.....	158
Experimento N° 37.— Enlace iónico y enlace covalente.....	160
Experimento N° 38.— Compuestos iónicos y compuestos covalentes.....	162

ÁREA 2: MATERIA, ENERGÍA Y SUS CAMBIOS EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende conceptos y reglas de nomenclatura química para formular, nombrar e identificar compuestos inorgánicos.
- Identifica y nombra compuestos a partir de la fórmula y escribe las mismas a partir de un determinado sistema de nomenclatura.
- Valora la importancia del uso de la formulación y la nomenclatura inorgánica como herramienta indispensable para la escritura de ecuaciones químicas.

• Identificación de Compuestos Inorgánicos

Experimento N° 39. — Compuestos formados por algunos elementos representativos y de transición.....	166
Experimento N° 40.— Estados de oxidación de un metal de transición.....	170
Experimento N° 41.— Química de los elementos de las familias IA y IIA.....	173
Experimento N° 42.— Formación de óxidos.....	177
Experimento N° 43.— Preparación y propiedades del peróxido de hidrógeno.	181
Experimento N° 44.— Compuestos ácidos y compuestos básicos.....	183
Experimento N° 45.— Formación de sales y sus propiedades.....	187
Experimento N° 46.— El amoníaco y las sales de amonio.....	191

ÁREA 3: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA / TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende conceptos y procedimientos necesarios para resolver problemas de estequiometría a partir de fórmulas químicas.
- Aplica conceptos y procedimientos para realizar cálculos de cantidades de masa, moles y partículas utilizando símbolos y fórmulas químicas.
- Valora la importancia del dominio de la estequiometría a partir de fórmulas químicas como base para el desarrollo de otros temas.

• Estequiometría de Fórmulas

Experimento N° 47.— El mol como unidad de medida.....	196
Experimento N° 48.— Composición porcentual de un compuesto.....	198
Experimento N° 49.— Estequiometría de un compuesto hidratado.....	200
Experimento N° 50.— Porcentaje de oxígeno en el clorato de potasio	202

ÁREA 3: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA / TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende la relación entre reacciones y ecuaciones químicas, identificando sus evidencias y los diversos tipos de reacciones químicas.
- Aplica el principio de conservación de la materia y diversos métodos para completar y ajustar ecuaciones químicas.
- Reconoce situaciones del contexto y de la vida cotidiana en las que se manifiestan diferentes tipos de reacciones químicas.

• Reacciones Químicas

Experimento N° 51.— Reacciones de químicas.....	206
Experimento N° 52.— Tipos de reacciones químicas.....	210
Experimento N° 53.— Características de algunas reacciones químicas.....	213
Experimento N° 54.— Las reacciones de simple sustitución o desplazamiento.	217
Experimento N° 55.— Proceso de oxidación - reducción.....	221
Experimento N° 56.— Algunas reacciones de oxidación - reducción.....	223

ÁREA 4: TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende conceptos y procedimientos requeridos para realizar cálculos estequiométricos a partir de ecuaciones balanceadas.
- Realiza cálculos estequiométricos de reactivos y productos a partir de ecuaciones químicas balanceadas.
- Valora la importancia de la aplicación de la estequiometría de reacciones en el laboratorio, el análisis químico, proceso industriales y en el entorno.

• Estequiometría de reacciones químicas balanceadas

Experimento N° 57.— Estequiometría en la obtención de un cloruro a partir de un carbonato.....	226
Experimento N° 58.— Estequiometría de las reacciones químicas.....	228

ÁREA 5: CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Interpreta el comportamiento de los gases en función de la teoría cinética y de las leyes de los gases
- Aplica las leyes de los gases para resolver problemas reales y simulados.
- Valora la importancia de la aplicación de las leyes de los gases para la comprensión de fenómenos observados en el laboratorio y en el entorno.

• Los gases en función de la Teoría Cinética

Experimento N° 59.— Leyes de los gases.....	232
Experimento N° 60.— Leyes de los gases, ecuación de estado.....	234
Experimento N° 61.— La densidad absoluta de un gas y el volumen molar.....	236

QUÍMICA GENERAL PARTE C

ÁREA 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA/ CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Vincula la estructura, la naturaleza de los enlaces y las fuerzas de interacción con los estados de agregación en que se presentan las sustancias químicas en la naturaleza.
- Valora la importancia de las propiedades del agua como compuesto indispensable para la vida.

• Propiedades del agua

Experimento N° 62. — Las Propiedades del Agua; Estructura molecular y Propiedades Físicas (Parte A).....	240
Experimento N° 63. — Las propiedades del Agua; Propiedades Químicas (Parte B)...	244
Experimento N° 64. — El Agua y los Sistemas Acuoso.....	247

ÁREA 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA/ CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende el comportamiento de las disoluciones en función de las propiedades de los estados en que se presentan y de su composición química.
- Aplica cálculos y procedimientos de laboratorio para determinar la concentración de las disoluciones utilizando diversas unidades.
- Valora la utilidad de las disoluciones en diversas áreas de nuestra vida cotidiana, en la industria y en el entorno.

• Comportamiento de las Disoluciones

Experimento N° 65.— Reactivos y Disoluciones Reactivas.....	250
Experimento N° 66.— Preparación y Valoración de soluciones.....	254
Experimento N° 67.— Valoraciones por oxido - reducción.....	256
Experimento N° 68.— La Precipitación.....	258
Experimento N° 69.— Solubilidad de algunas sustancias.....	264
Experimento N° 70.— Factores que afectan la Solubilidad.....	266
Experimento N° 71.— Las reglas de la solubilidad.....	270
Experimento N° 72.— Propiedades Coligativas.....	272
Experimento N° 73.— Propiedades Coligativas de las Soluciones.....	274

ÁREA 2: MATERIA, ENERGÍA Y SUS CAMBIOS/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende aspectos termodinámicos relacionados con las variaciones de energía y entropía de procesos físicos y químicos que ocurren en el entorno.
- Aplica cálculos y procedimientos de laboratorio para calcular calores de reacción y de disolución.
- Valora las implicaciones de los cambios energéticos que ocurren en el entorno tomando conciencia sobre el ahorro de energía y la conservación de los recursos naturales.

• Aspectos Termodinámicos

Experimento N° 74. - Determinación del calor de la reacción entre el Hidróxido Sódico y el Ácido Clorhídrico.....	280
Experimento N° 75. - Termoquímica.....	282

ÁREA: CINÉTICA MOLECULAR/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende aspectos cinéticos relacionados con las velocidades y mecanismos de las reacciones químicas que ocurren en el entorno.
- Valora las implicaciones de la cinética química en procesos químicos que ocurren en los seres vivos y en el entorno.

• Velocidades y mecanismos de las reacciones químicas

Experimento N° 76.— Velocidad de las Reacciones Químicas.....	288
Experimento N° 77.— Velocidad de las Reacciones Químicas (II).....	290
Experimento N° 78.— Los Catalizadores.....	292

ÁREA: CINÉTICA MOLECULAR/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende aspectos relacionados con las reacciones químicas reversibles y el equilibrio químico.

- Aplica el principio de Le Chatelier y la ley de acción de masas para determinar las concentraciones de reactivos y productos en reacciones reversibles.
- Valora la importancia del equilibrio químico por sus implicaciones en reacciones importantes que ocurren en el contexto.

• Reacciones químicas reversibles y el Equilibrio químico

Experimento N° 79.— El Equilibrio Químico.....	296
Experimento N° 80.— Desplazamiento del Equilibrio Químico.....	300
Experimento N° 81.— Producto de Solubilidad del Hidroxido de Calcio.....	303

ÁREA: ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende el comportamiento de los ácidos y las bases en función de las diversas teorías acido-base.
- Aplica las teorías acido-base, así como el equilibrio químico, para resolver problemas relacionados con ácidos y bases fuertes y débiles.
- Valora la importancia de los ácidos y las bases en los sistemas vivos, en los procesos industriales y en el entorno.

• Comportamiento de los ácidos y las bases en función de las diversas teorías acido-base.

Experimento N° 82.— Ácidos y Bases.....	306
Experimento N° 83.— Efectos del Ión Común.....	312
Experimento N° 84.— Conductividad de Iones en Solución.....	314
Experimento N° 85.— Disociación del Agua.....	316

ÁREA: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA/ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJES:

- Comprende las bases estructurales y de nomenclatura de compuestos orgánicos que rigen su formulación y nomenclatura.
- Aplica las reglas de formulación y de nomenclatura de la IUPAC para identificar, formular y nombrar compuestos orgánicos.
- Valora la importancia de los compuestos orgánicos en virtud de sus diversas aplicaciones industriales y por las moléculas orgánicas que son esenciales para la vida.

• Las bases estructurales de los compuestos orgánicos

Experimento N° 86.— Reconocimiento de Carbono, Hidrógeno y Nitrógeno en Sustancias Orgánicas.....	320
Experimento N° 87.— Preparación y Propiedades del Metano.....	320

Anexos

A.1.-Presión de vapor del agua a diferentes temperaturas.....	326
A.2.-Relación entre $[H^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH, así como algunos ejemplos, con su pH correspondiente.....	327
A.3.-Cambios de color e intervalos de pH de algunos indicadores.....	328
A.4.-Cifras significativas.....	329
A.5.-Sistema Internacional de Unidades.....	330
A.6.-Presentación del Informe de Laboratorio.....	331
Glosario	332
Bibliografía.....	334
Programa Oficial del MEDUCA.....	335

Recomendaciones para trabajar en el laboratorio de química



- 1.- Estudie el experimento correspondiente, antes de presentarse al laboratorio. Así ahorra tiempo.
- 2.- No olvide la bata de trabajo, el jabón, los fósforos, la toalla, el reloj de pulso, el cuaderno de notas y la guía de laboratorio.
- 3.- Llegue puntual al laboratorio.
- 4.- Procure hablar en voz baja cuando este en el laboratorio. El silencio en el sitio de trabajo es necesario para observar, reflexionar y registrar a conciencia los resultados.
- 5.- Permanezca atento mientras trabaja. No deje el puesto solo si realiza un experimento.
- 6.- No vacíe residuos sólidos en el sumidero. No arroje papeles ni vidrios rotos en el suelo o en el sumidero. Utilice los recipientes destinados para ello. Tampoco arroje papeles encendidos.
- 7.- No devuelva sobrantes de reactivos puros a las botellas originales.
- 8.- Limpie inmediatamente lo que derrame.
- 9.- Mantenga el puesto de trabajo limpio y ordenado. Antes de abandonar el laboratorio limpie todos los utensilios empleados.
- 10.- Cuide el material que recibe. En caso de daño o pérdida, repóngalo si así se lo solicitan. Para las experiencias utilice recipientes que se encuentren en perfecto estado.
- 11.- No intercambie vidrios planos o de reloj o varillas agitadoras mientras este trabajando.
- 12.- No hierva líquidos volátiles a menos que disponga de una cámara aspiradora de gases.
- 13.- Cuando de por terminado un experimento o una reacción, lave inicialmente, los recipientes con su propia agua de lavado. Después enjuague varias veces y por último emplee detergente.
- 14.- No ponga un crisol en el desecador mientras esté calentado al rojo.
- 25.- Lávese las manos después de usar una sustancia química venenosa.
- 16.- No manipule mercurio cerca de un sumidero.
- 17.- Tenga cuidado, no dirija la boca de los recipientes hacia sí mismo o hacia un compañero mientras efectúa cualquier reacción química.
- 18.- No caliente frascos herméticamente cerrados, ni aun vacíos, pueden explotar.
- 19.- Familiarícese con los colores convencionales de las llaves de servicio (agua, aire, gas) para hacer uso correcto de ellas.
- 20.- No fume ni consuma alimentos dentro del laboratorio.

Metodología de trabajo en el laboratorio de química



- 1.- Lea cuidadosamente la guía.
- 2.- Cerciórese de tener todo lo necesario, utensilios y reactivos, antes de empezar.
- 3.- Escuche con atención las explicaciones del profesor. Siga cuidadosamente las instrucciones que encuentra en la guía. Tenga paciencia, los trabajos se deben realizar en el tiempo estipulado. Haga un registro de tiempo, anote la fecha y hora, si es necesario.
- 4.- Escriba las observaciones con mucha claridad, limpieza y buena ortografía.
- 5.- Este atento a observar y registrar cualquier cambio. Durante las experiencias se producen fenómenos físicos y químicos que puede identificar, interpretar, analizar y valorar.
- 6.- No intente experiencias que no haya consultado y aprobado su profesor.
- 7.- No falte a ninguna de las prácticas porque estas siguen un orden determinado. En caso de que falte a una de ellas, el profesor debe señalar el momento adecuado para realizarla.
- 8.- Ordene e interprete sus resultados para hacer una buena discusión de cada prueba. Haga comparaciones y conteste debidamente las preguntas que se le formulen. Compruebe todos los cálculos aritméticos. Finalmente, saque conclusiones.
- 9.- Emplee la hoja de presentación del informe de laboratorio para plantear el problema, formular la hipótesis, recolectar la información, registrar y organizar los datos, establecer conclusiones y evaluar los resultados.

Primeros auxilios en el laboratorio



Las lesiones que se presentan en un laboratorio no siempre se producen por sustancias químicas. Con frecuencia, ocurren otras lesiones como quemaduras ocasionadas por vapor, líquidos u objetos calientes y cortaduras provocadas por aparatos o tubos de vidrio rotos.

El propósito de los primeros auxilios en el laboratorio, es brindar una rápida atención a cualquier lesión que se produzca, por pequeña que sea. Sin embargo, habrá casos en los que se requiera atención de un médico o de una enfermera.

RECOMENDACIONES GENERALES

- 1.-Antes de tratar cualquier herida, cortadura o quemadura, es necesario lavarse muy bien las manos.
- 2.-Cuando se presente una lesión causada por una sustancia química, debe irrigarse o enjuagarse, con abundante agua.
- 3.-En caso de conmoción, la persona debe acostarse y mantenerse abrigada con una manta ligera, mientras el médico la puede atender. No se le deben aplicar bolsas o botellas con agua caliente.
- 4.-Si se presentan síntomas de asfixia o mala respiración, se le debe proporcionar, de inmediato, respiración artificial hasta que recupere el ritmo normal.
- 5.-Si es necesario inducir el vomito, debe tenerse en cuenta que no todas las personas reaccionan de la misma forma frente a cada método. Uno, consiste en introducir los dedos o una cuchara en la boca. Otro, en suministrar eméticos o vomitivos; por ejemplo, el que se prepara disolviendo una cucharada sopera de sal común por cada taza de agua tibia.
El vómito nunca debe provocarse si la persona esta inconsciente o si ha ingerido sustancias corrosivas tales como ácidos, álcalis fuertes o sustancias fenólicas.

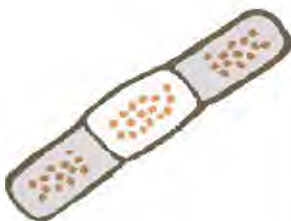
QUEMADURAS

- 1.-Las quemaduras ocasionadas por sustancias químicas se deben irrigar suavemente con abundante agua fría; además, se debe quitar la ropa contaminada.
- 2.-A las quemaduras producidas por calor (fuego, vapor o material caliente) se les debe aplicar un vendaje seco esterilizado, nunca vendaje adhesivo. Si la quemadura es extensa debe cubrirse con un vendaje grande o con una toalla limpia.
En los dos casos es imprescindible una asistencia médica posterior, porque las medidas aquí recomendadas son solo preliminares.

HERIDAS, CORTADURAS Y RASGUÑOS

Las heridas, cortaduras y rasguños deben cubrirse lo antes posible con un vendaje esterilizado. Si la piel esta sucia, es necesario

Utensilios de Primeros Auxilios



lavarla antes con agua limpia. Si la herida esta contaminada con alguna sustancia química soluble en agua, también debe enjuagarse con abundante agua limpia. Si las heridas son graves, es necesario que el herido reciba de inmediato atención médica.

Cualquier lesión que llegue a inflamarse, por pequeña que sea, debe ser atendida por un médico.

MATERIALES REQUERIDOS PARA PRIMEROS AUXILIOS

Las cajas o armarios de primeros auxilios deben estar en sitios visibles y de fácil acceso. Los materiales deben rotularse claramente para identificar sus contenidos fácilmente.

La caja o armario de primeros auxilios debe contener:

- 1.-Un folleto sobre primeros auxilios.
- 2.-Pequeños vendajes esterilizados, no impregnados de sustancias medicinales, para las lesiones de los dedos.
- 3.-Vendas esterilizadas de tamaño mediano, no impregnadas de sustancias medicinales, para las manos y los pies.
- 4.-Vendas grandes esterilizadas, no impregnadas de sustancias medicinales, para lesiones más extensas.
- 5.-Vendas adhesivas de varios tamaños.
- 6.-Vendajes triangulares de lienzo sin blanquear, cuyo lado más largo no mida menos de 130cm. y cada uno de los otros no menos de 90 cm.
- 7.-Esparadrapo adhesivo.
- 8.-Algodón hidrófilo esterilizado y absorbente, en paquetes de 15g.
- 9.-Compresas esterilizadas para los ojos, en paquetes separados y cerrados.
- 10.-Una venda de caucho o torniquete.
- 11.-Ganchos imperdibles.
- 12.-Un frasco de 500 cm³.
- 13.-Una cuchara sopera.
- 14.-Un frasco de sal común.
- 15.-Sulfato de magnesio (sal de Epsom).
- 16.-Leche de magnesia (dosis: cucharadas soperas llenas).
- 17.-Solución oftálmica (suficiente cantidad).

Deben incluirse en la caja o armario de primeros auxilios las siguientes preparaciones:

- **Para salpicaduras en la piel** con bromo, ácido fórmico o ácido clorhídrico: un frasco de 250 cm³ de solución diluida de amoníaco; un volumen de amoníaco (peso específico, 0,88) para quince volúmenes de agua.
- Para ingestión de cianuros: se deben tener dos soluciones.

Fascos con reactivos químicos



Solución A. 158 g de sulfato ferroso ($\text{Fe SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) y 3g de ácido cítrico, disueltos en 1 litro de agua destilada. Esta Solución debe inspeccionarse periódicamente y reemplazarse si da muestras de descomposición.

Solución B. 60 g de carbonato de sodio anhidro (Na_2CO_3) disueltos en 1 litro de agua destilada.

Se colocan 50 cm^3 de la solución A en un frasco de 180 cm^3 , el cual debe cerrarse con un tapón recubierto de polietileno y debe quedar claramente rotulado: **Antídoto de Cianuro A.**

Se colocan 50 cm^3 de succión B en un frasco similar al anterior y debe quedar rotulado: **Antídoto de Cianuro B.**

Los dos frascos deben también llevar impreso: Mezclar todo el contenido de los frascos A y B, e ingerir la mezcla.

Para la inhalación de cianuro de hidrógeno nitritos: cápsulas de nitrito de amilo (3 como mínimo).

Para quemaduras en la piel ocasionadas con fósforo: un frasco de 360 cm^3 con una solución al 30 % de sulfato de cobre en agua.

Para contacto de la piel con yodo o su ingestión solución al 1% en agua, en frascos para solución extemporánea.



MATERIALES PARA LA REALIZACIÓN DE LOS EXPERIMENTOS DE ESTE MANUAL

MATERIAL DE VIDRIO

Agitadores
Balón de destilación
Botella de boca ancha
Buretas
Condensador
Desecador
Embudo de separación
Erlenmeyers (varias capacidades)
Goteros
Matraces (varios tipos y capacidades)
Pipetas
Probetas
Tubo (diámetro variado)
Tubos de ensayo
Vidrio plano
Vidrio de reloj

MATERIAL DE METAL

Aros
Pinzas para bureta
Brocha lavadora
Soporte
Cola de paloma
Taladracorcho
Cuchara de combustión
Tenazas
Espátulas
Trípode
Imán
Triángulo
Lima
Mechero
Malla de asbesto
Pinzas para refrigerante

MATERIAL DE PORCELANA

Canicas
Cápsulas
Crisoles con tapa
Espátula
Mortero y manubrio

OTROS MATERIALES

Balanza
Cronómetro
Encendedor
Lupa
Tapones (de corcho de caucho)
Termómetro
Papel de aluminio
Papel de asbesto
Papel para cromatografía
Papel de filtro
Papel tornasol
Papel toalla
Vasija hidroneumática
Jeringas de 20 cm³
Botella lavadora

MATERIAL DE MADERA

Pinzas
Espátulas
Gradilla

REACTIVOS PARA LA REALIZACIÓN DE LOS EXPERIMENTOS

ÁCIDOS

Ácido acético ($\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$)
Ácido fosfórico (H_3PO_4)
Ácido bórico (HBO_3)
Ácido nítrico (HNO_3)
Ácido bromhídrico (HBr)
Ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$)
Ácido clorhídrico (HCl)
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

BASES

Hidróxido de amonio (NH_4OH)
Hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$
Hidróxido de bario ($\text{Ba}(\text{OH})_2$)
Hidróxido de potasio (KOH)
Hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)
Hidróxido de sodio (NaOH)

INDICADORES

Amarillo de alizarina
Fenolftaleína
Indicador universal
Índigo
Naranja IV
Naranja de metilo
Rojo de metilo
Solución de almidón

COMPUESTOS ORGÁNICOS

Aceite de cocina
Acetamida (CH_3CONH_2)
Alcanfor
Anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$)
Glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
NaftaSenol (C_{10}H_8)
Sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
Urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$)

METALES

Aluminio Al (viruta, lámina)
Calcio Ca (polvo)
Cinc Zn (granallas)
Cobre Cu (alambre, lámina)
Estaño Sn (viruta)
Hierro Fe (limadura, clavos)
Litio Li (barra)
Magnesio Mg (cinta)
Sodio Na (barra)

NO METALES

Azufre S (polvo)
Bromo Br (líquido)
Cloro Cl (agua de cloro)
Fósforo P (fósforo rojo en polvo)
Yodo I (cristales)

ÓXIDOS

Óxido de bario (BaO)
Óxido de calcio (CaO)
Dióxido de manganeso (MnO_2)
Óxido de mercurio (II) (HgO)
Tetraóxido de triplomo (Pb_3O_4)
Peróxido de hidrógeno (H_2O_2)



SALES

CARBONATOS

Carbonato de calcio (CaCO_3)
Carbonato de potasio (K_2CO_3)
Carbonato de sodio (Na_2CO_3)
Carbonato ácido de sodio (NaHCO_3)

CLORATOS Y CLORUROS

Clorato de potasio (KClO_3)
Perclorato de potasio (KClO_4)
Cloruro de amonio (NH_4Cl)
Cloruro de bario (BaCl_2)
Cloruro de calcio (CaCl_2)
Cloruro de cobalto (II) (CoCl_2)
Cloruro de cobre (II) (CuCl_2)
Cloruro de hierro (III) (FeCl_3)
Cloruro de litio (LiCl)
Cloruro de magnesio (MgCl_2)
Cloruro de mercurio (II) (HgCl_2)
Cloruro de potasio (KCl)
Cloruro de plomo (II) (PbCl_2)
Cloruro de sodio (NaCl)
Cromato de potasio (K_2CrO_4)
Dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

NITRATOS

Nitrato de bario ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$)
Nitrato de cinc ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$)
Nitrato de cobalto (II) ($\text{Co}(\text{NO}_3)_2$)
Nitrato de cobre (II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$)
Nitrato de hierro (II) ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$)
Nitrato de hierro (III) ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$)
Nitrato de mercurio (II) ($\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$)
Nitrato de plata (AgNO_3)
Nitrato de potasio (KNO_3)
Nitrato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$)
Nitrato de sodio (NaNO_3)

SULFATOS

Sulfato de bario (BaSO_4)
Sulfato de calcio (CaSO_4)
Sulfato de cinc (ZnSO_4)
Sulfato de cobre (II) hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
Sulfato de cobre (II) (CuSO_4)
Sulfato de hierro (II) (FeSO_4)
Sulfato de magnesio (MgSO_4)
Sulfato de manganeso (MnSO_4)
Sulfato de potasio (K_2SO_4)
Sulfato de sodio (Na_2SO_4)
Tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)

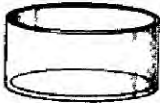








OTRAS SALES





Acetato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)_2$)
Oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$)
Permanganato de potasio (KMnO_4)
Tartrato de sodio y potasio ($\text{NaKC}_4\text{H}_4\text{O}_6$)
Tiocianato de potasio-sulfocianuro (KSCN)
Tiocianato de amonio-sulfocianuro (NH_4SCN)
Yoduro de potasio (KI)

SOLVENTES Y REACTIVOS ESPECIALES






Agua (H_2O)
Acetona (CH_3COCH_3)
Alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)
Disulfuro de carbono (CS_2)
Éter ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$)
Tetracloruro de carbono (CCl_4)
Reactivo de Nessler







UTENSILIOS MÁS USADOS EN EL LABORATORIO







MATERIAL DE VIDRIO CALENTABLE (refractario)	
<p>Este material puede calentarse en corriente de vapor (baño maría) o a la llama del mechero, siempre y cuando contenga líquido o sólido, asegurando un calentamiento lo más uniforme posible. Para esto, generalmente se emplea la malla de asbesto o láminas de material refractario.</p>	
Cristalizador <p>Se emplea para concentrar soluciones mediante la evaporación del solvente y así obtener la formación de cristales. Se calienta en corriente de vapor, no a la llama del mechero. Capacidad: 50 ml a 2000 ml.</p>	
Erlenmeyer <p>Se emplea para realizar reacciones. Su forma permite agitar sin que el líquido se proyecte al exterior. En algunos casos presentan una graduación aproximada. Capacidad: 25 ml a 2000 ml.</p>	
Matraz de destilación <p>Se emplea para contener la mezcla que se va a destilar. Acoplado al refrigerante o condensador, conforma el equipo de destilación. Capacidad: 50 ml a 2000 ml.</p>	
Matraz de fondo plano (matraz de florencia) <p>Se emplea para contener líquido o soluciones y realizar reacciones. Por lo general no se utiliza en procesos que requieran calentamiento. Capacidad: 100 ml a 2000 ml.</p>	
Matraz de fondo redondo <p>Se emplea para realizar reacciones y contener líquidos o soluciones que requieren calentamiento. Capacidad: 100 ml a 2000 ml.</p>	
Tubo de ensayo <p>Se emplea para realizar reacciones en pequeña escala, requieren o no calentamiento. Tamaño: se determina indicando el diámetro y longitud expresados en milímetros así: 15x100, 16x150, 20x200, 20 x 250 mm.</p>	
Tubo de fusión <p>Se emplea para fundir pequeñas cantidades de material. Es desechable. Tamaño: único, de aproximadamente 5 x 30 (diámetro x longitud en milímetros).</p>	
Vaso de precipitados <p>Se emplea para hacer disoluciones, precipitaciones, y contener líquidos o soluciones. Capacidad: 5 ml a 2000 ml. Algunos tienen una graduación apenas aproximada.</p>	
Vidrio de reloj <p>Se emplea para evaporar pequeños volúmenes de líquidos. Suele utilizarse para tapar vasos de precipitados. Se calienta en corriente de vapor, no directamente a la llama del mechero. Tamaño 5 a 15 cm de diámetro.</p>	

MATERIAL DE VIDRIO NO CALENTABLE (no refractario) Este material no se debe calentar bajo ninguna circunstancia.	
Botella colectora de gases Se emplea para recoger o almacenar gases. Puede sellarse mediante un vidrio plano cubierto con una fina capa de grasa. Capacidad: 50 ml a 1000 ml.	
Bureta Se emplea para medir con gran exactitud volúmenes de líquidos o soluciones durante el proceso de titulación. Capacidad: 10ml a 100ml (cada división equivale a 0,1 ml).	
Condensador liebig (refrigerante) Se emplea para condensar los vapores provenientes de un matraz de destilación. Los vapores pasan por un tubo central, donde se enfrían debido al agua que circula a su alrededor. Tamaño: 30 cm a 50 cm de longitud.	
Desecador Se emplea para mantener secas las sustancias que se encuentran en su interior. Tiene un compartimiento inferior donde se coloca el agente secante (que absorbe agua). La tapa ajusta herméticamente gracias a una capa de grasa o de silicona. Tamaño: Tienen, generalmente de 20 cm a 30 cm de diámetro.	

Embudo común Se emplea como soporte del papel de filtro para separar sólidos suspendidos en líquidos o simplemente para trasvasar líquidos. Tamaño: 5 cm a 15 cm de diámetro, con vastago largo o corto.	
Embudo de separación Se emplea para separar líquidos no miscibles. La llave inferior permite controlar la salida del líquido. Capacidad: 50 ml a 500 ml.	
Erlenmeyer con desprendimiento (kitasato) Se emplea con el embudo buchner para realizar filtraciones con ayuda de succión. Capacidad: 125 ml a 1000 ml.	
Matraz aforado Se emplea para medir con exactitud un volumen determinado de líquido. Capacidad: 10 ml a 2000 ml.	
Pipeta graduada Se emplea para medir volúmenes de líquidos. Capacidad: 1 ml a 25 ml. La graduación mínima depende del volumen máximo que pueda medirse.	
Pipeta aforada Se emplea para medir con gran exactitud un volumen fijo de líquido; tiene un ensanchamiento en su parte media y una marca de aforo (volumen único).	

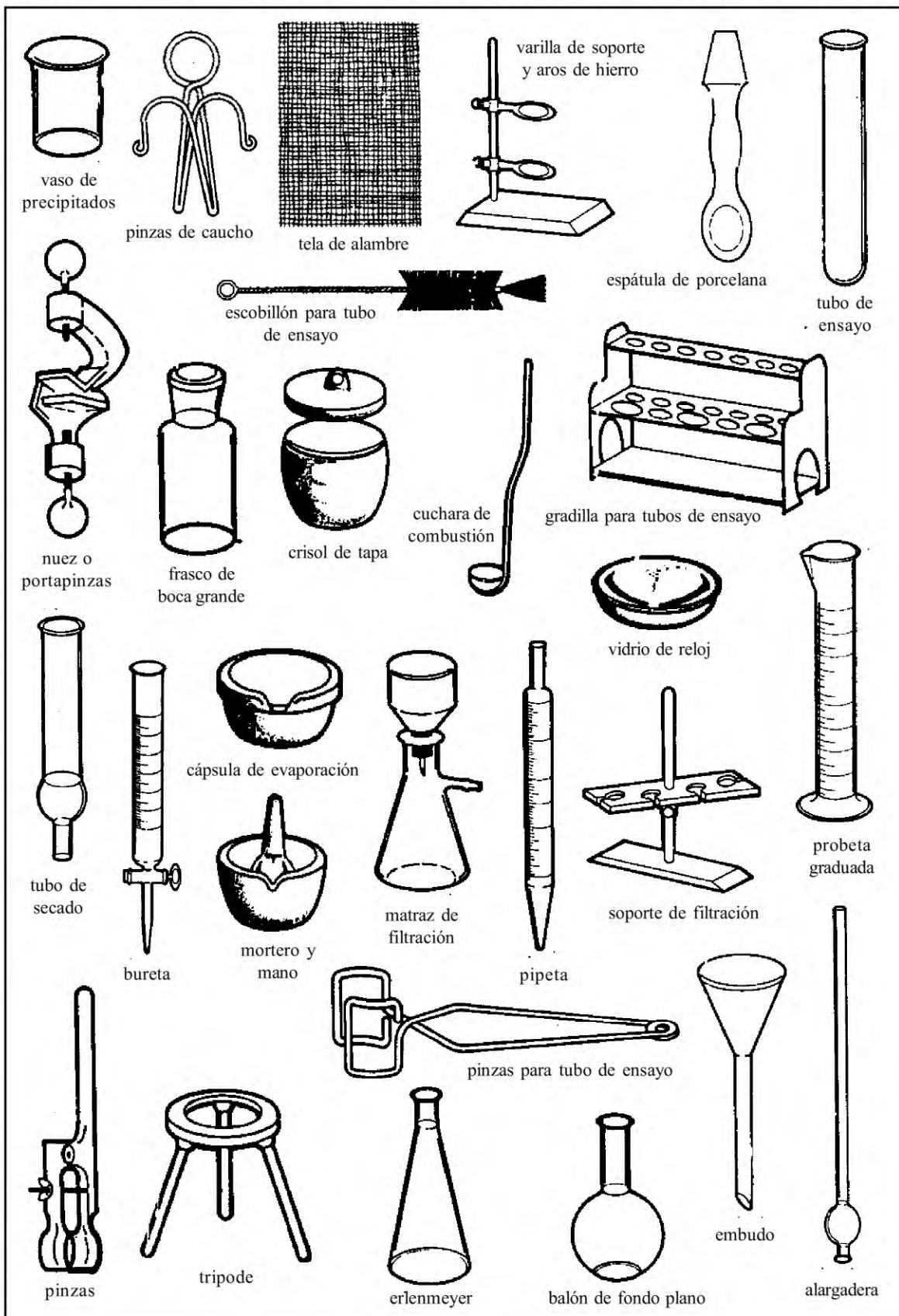
<p>Probeta (cilindro graduado) Se emplea para medir volúmenes de líquidos. Su graduación mínima depende del volumen máximo que pueda medirse. Capacidad: 10ml a 2000 ml.</p>	
<p>Vidrio plano Se emplea para tapar recipientes, como la botella colectora de gases. Tamaño: variado, de acuerdo con las necesidades.</p>	
<p style="text-align: center;">MATERIAL DE PORCELANA</p> <p>Puede someterse a temperaturas altas (hasta 1500°C), con excepción del mortero y del embudo buchner.</p>	
<p>Embudo buchner Se emplea para realizar filtraciones por succión (conectándolo a un sistema de vacío) acoplado a un erlenmeyer con desprendimiento. El medio filtrante (generalmente papel) se coloca en el fondo del embudo, el cual tiene pequeños orificios para el paso del filtrado (líquido). Tamaño: 5 cm a 10 cm de diámetro.</p>	
<p>Cápsula Se emplea para hacer digestiones (atacar con ácidos fuertes y calor), calcinaciones (someter a altas temperaturas) o para evaporar líquidos. Capacidad: generalmente de 50 ml a 300 ml.</p>	
<p>Crisol con tapa Se emplea para efectuar calcinaciones. Generalmente tienen tapa. Capacidad: 5 ml a 30 ml.</p>	

<p>Espátula Se emplea para el manejo de reactivos sólidos (polvo o cristales). Tamaño: variado.</p>	
<p>Mortero con mano (manubrio) Se utiliza para pulverizar sólidos con la ayuda del manubrio. Tamaño: 5 cm a 10 cm de diámetro.</p>	
<p style="text-align: center;">MATERIAL DE METAL</p> <p>Es un material auxiliar para sostener el material de vidrio.</p>	
<p>Aro de hierro Se emplea para sostener balones, con la ayuda de la nuez y del soporte. Tamaño: pequeño, mediano y grande.</p>	
<p>Baño maría Se emplea para calentar recipientes con baño de vapor. La tapa consta de una serie de anillos concéntricos que permite ajustarla al tamaño del recipiente que se va a calentar. Tamaño: 15 cm a 30 cm de diámetro.</p>	
<p>Cuchara de combustión Se emplea para realizar la combustión de sustancias. Tamaño: variado.</p>	
<p>Cola de paloma Aditamento del mechero para obtener una llama en forma de abanico. Tamaño: único.</p>	

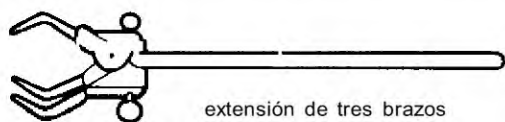
<p>Espátula Se emplea para manipular reactivos sólidos. Generalmente es de material inoxidable. Tamaño: 10 cm a 20 cm (longitud de la hoja metálica).</p>	
<p>Malla de asbesto Se emplea para repartir uniformemente el calor producido por el mechero. Consiste de un cuadrado de tela metálica con material refractario en el centro. Tamaño: variado.</p>	
<p>Nuez Se emplea para fijar pinzas o aros de hierro al soporte. Tamaño: único.</p>	
<p>Pinza para crisol (tenaza) Se emplea para coger recipientes calientes como crisoles o cápsulas. Tamaño: único.</p>	
<p>Pinza para refrigerante Se emplea para fijar el refrigerante o el matraz en un montaje, con la ayuda de la nuez y del soporte. Tamaño: variado.</p>	
<p>Pinza para tubo de ensayo Se emplea para sujetar tubos de ensayo, cuando se van a calentar en el mechero. Tamaño: único.</p>	

<p>Soporte Se emplea como base para sostener montajes, con la ayuda de pinzas y nueces. Tamaño: 50cm a 100cm de altura.</p>	
<p>Taladracorcho Se emplea para horadar tapones. Consta de un juego de tubos de cobre, de diferente diámetro, con uno de sus extremos afilado. Tamaño: N°.1 a N°.10.</p>	
<p>Triángulo Se emplea para sostener crisoles o cápsulas cuando se calientan. Sus lados están recubiertos de material refractario. Tamaño: variado.</p>	
<p>Tripode Se emplea para sostener, con la ayuda de la malla o del triángulo, los recipientes que deban calentarse. Tamaño: variado.</p>	
<p>MATERIAL DE MADERA, CAUCHO O CORCHO</p>	
<p>Gradilla Se emplea para colocar tubos de ensayo y mantenerlos en posición vertical. Tamaño: variado.</p>	
<p>Manguera (caucho o plástico) Se emplea para hacer conexiones, trasladar agua, otros líquidos o gas. Diámetro: 5 mm a 10 mm.</p>	

UTENSILIOS DE USO FRECUENTE EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA



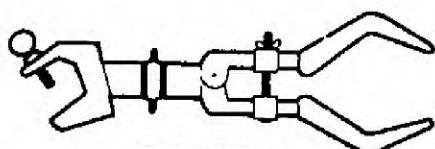
UTENSILIOS DE USO FRECUENTE EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA



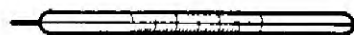
extensión de tres brazos



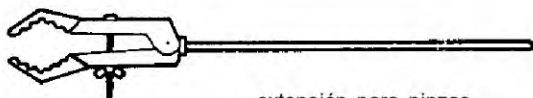
pinzas de uso múltiple



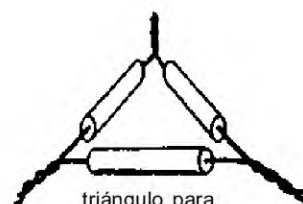
portapinzas



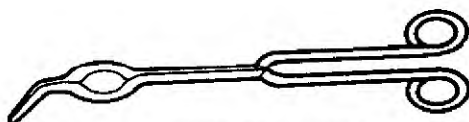
termómetro



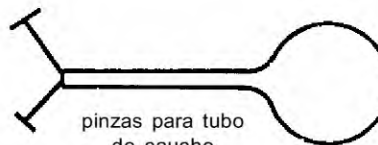
extensión para pinzas



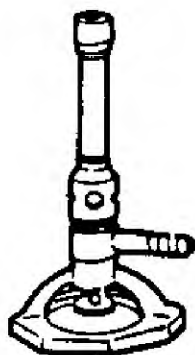
triángulo para crisoles



pinzas para crisoles



pinzas para tubo de caucho



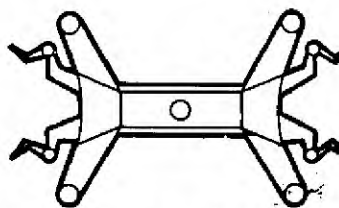
mechero de Bunsen



matraz volumétrico



embudo de separación



pinzas para bureta

*Nunca consideres el estudio como una obligación,
sino como una oportunidad para penetrar en el bello
y maravilloso mundo del saber*

Albert Einstein



QUÍMICA GENERAL

PARTE A

ÁREA 1

MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Identifica, analiza y evalúa las aplicaciones e implicaciones de la química en la vida cotidiana según su evolución y su relación con otras ciencias.
- Demuestra destreza, precisión y exactitud en el uso y manejo de los materiales y equipos de laboratorio, aplicando siempre las normas de seguridad.

Operaciones básicas del Laboratorio de Química

Experimento N° 1.— Manejo del material de laboratorio.

Experimento N° 2.— Manejo del mechero de gas.

Experimento N° 3.— Técnicas para las operaciones en el laboratorio.



*«Sólo lo que practicamos cuando aprendemos
fija en nuestra mente lo que sabemos»*

EXPERIMENTO

N° 1

OBJETIVO

Familiarizarse con el equipo de laboratorio de uso corriente.

MATERIALES

- Balanza.
- Aro de hierro.
- Soporte universal.
- Tela de alambre.
- Mechero de Bunsen.
- Gradilla para tubos de ensayo.
- Tubos de ensayo.
- Pinzas para tubos de ensayo.
- Vaso de precipitados.
- Matraz aforado.
- Disco de Petri.
- Vidrio de reloj.
- Erlenmeyer.
- Matraz de fondo plano.
- Cápsula de evaporación.
- Pipeta graduada.
- Bureta.
- Tubo refrigerante.
- Agitador de vidrio.
- Termómetro.
- Cuentagotas.
- Probeta graduada.
- Mortero de porcelana.
- Crisol de porcelana.
- Embudo de separación.
- Triángulo de porcelana.
- Pinzas para crisoles.
- Pinzas de tornillo.
- Taponés de caucho.
- Papel de filtro.
- Espátula.

MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO

TEORÍA

Los equipos y materiales que se usan en el laboratorio de química, constituyen los elementos con los cuales se hacen experimentos y se investiga. Para trabajar con eficiencia en el laboratorio es necesario conocer los nombres de los diferentes utensilios, hacer un diagrama sencillo de cada uno y conocer sus usos.

PROCEDIMIENTO (Parte experimental)

El profesor mostrará a los estudiantes los diferentes equipos y utensilios disponibles en el laboratorio precisando sus nombres y sus usos específicos, y también hará una demostración del uso de algunos materiales (tubos de ensayo, probetas, pipetas, etc.).

DISCUSIÓN

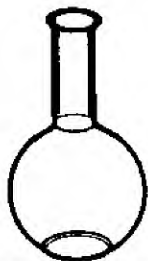
1.- Clasifique el equipo mostrado por el profesor, de acuerdo con las sustancias de que están elaborados.

2.- Dé los nombres de los implementos usados para:
a) medir volúmenes

b) pesar sustancias



vidrio de reloj



balón de fondo plano



mortero y mano

c) Calentar

d) Medir densidad

e) Medir temperatura

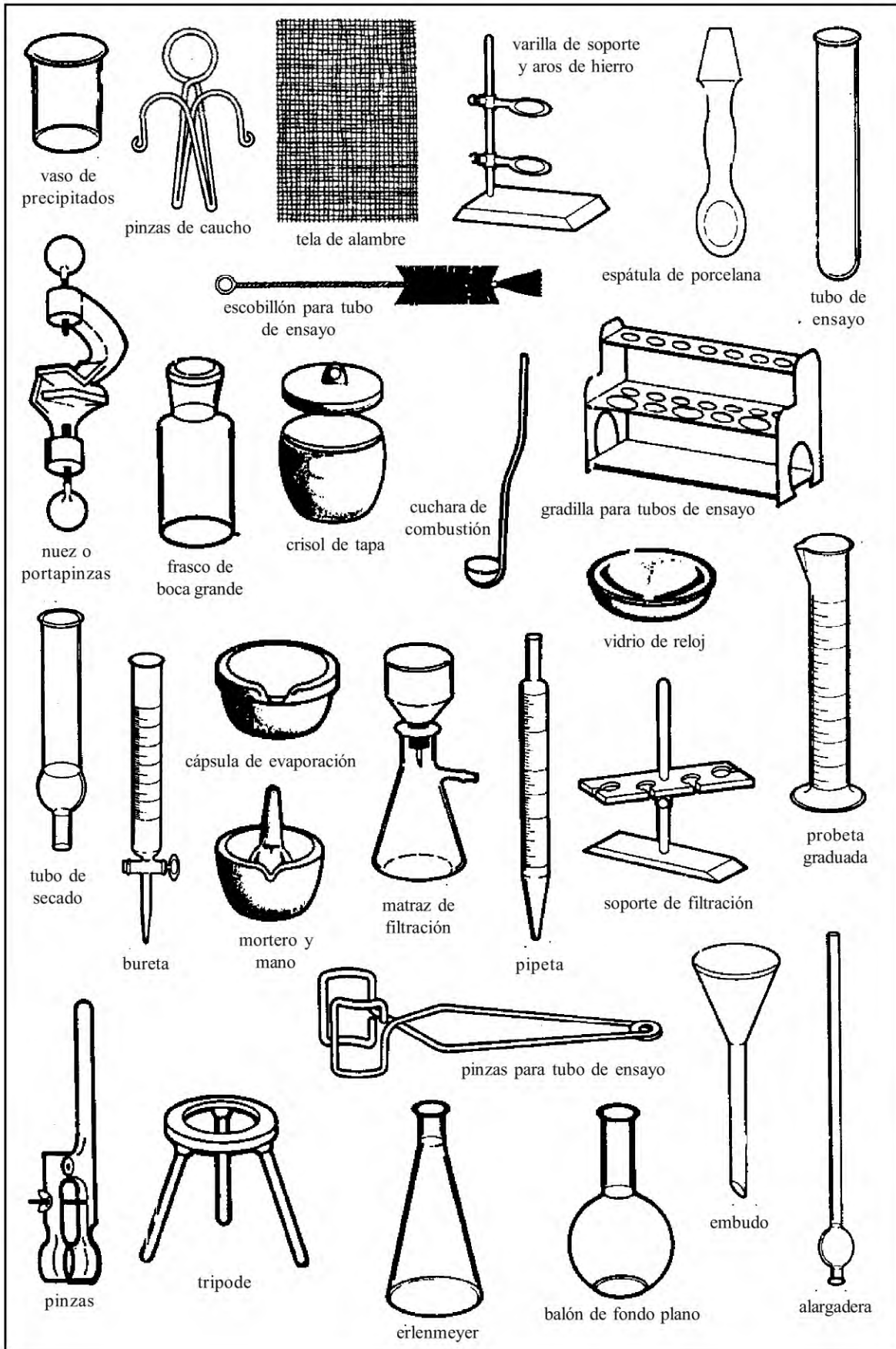
3.-¿Por qué razón la bureta mide más exactamente que la probeta?

4.-¿Qué es una micropipeta?

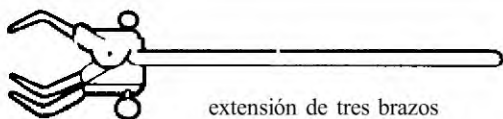
5.-¿Cuáles de los recipientes indicados pueden someterse al calor y cuáles no?

Observaciones Generales

utensilios de uso frecuente en el laboratorio de química



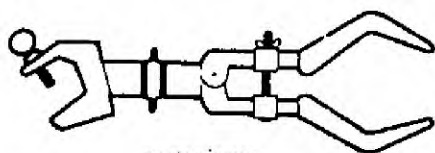
utensilios de uso frecuente en el laboratorio de química



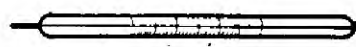
extensión de tres brazos



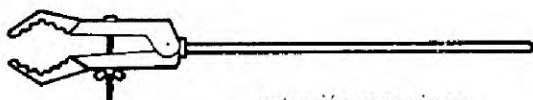
pinzas de uso múltiple



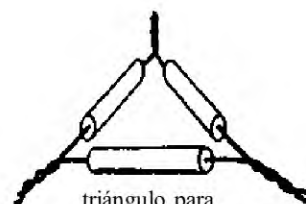
portapinzas



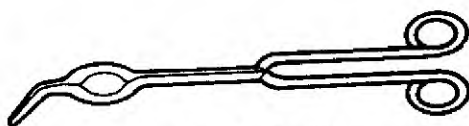
termómetro



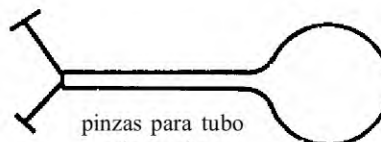
extensión para pinzas



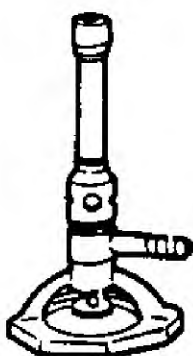
triángulo para
crisoles



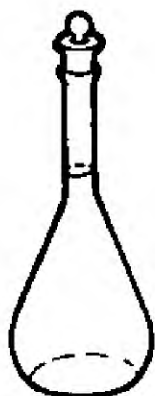
pinzas para crisoles



pinzas para tubo
de caucho



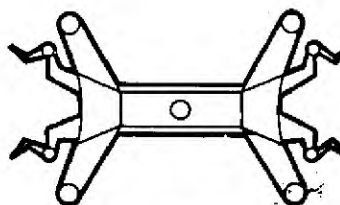
mechero de
Bunsen



matraz volumétrico



embudo de separación



pinzas para bureta

EXPERIMENTO N° 2

OBJETIVO

Manejar correctamente el mechero de gas y aplicar la técnica de corte, pulimento y doblaje del vidrio.

MATERIALES

- Mechero bunsen.
- Cápsula de porcelana (entera o pedazos).
- Pinza para crisol.
- Gas.
- Fósforos.
- Alambre de cobre.
- Astillas de madera.
- Tubo de vidrio.
- Lima.
- Cola de paloma.

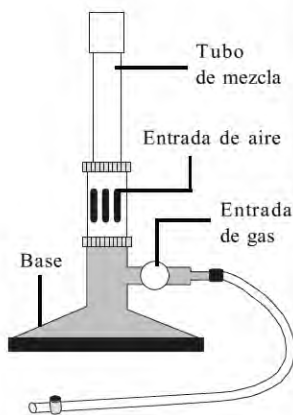


Figura 2.1.
Mechero de Bunsen

MANEJO DEL MECHERO DE GAS

TEORÍA

Uno de los aparatos de uso más frecuente en el laboratorio es el mechero de gas o mechero Bunsen, utilizado para calentar. Este mechero lo invento el químico y profesor alemán Robert Wilhelm Bunsen, en 1855, y desde entonces ha sido de gran utilidad en el laboratorio, la industria y el hogar.

El mechero Bunsen se utiliza en numerosas operaciones que requieren una fuente de calor: por ejemplo el trabajo con vidrio, la ebullición, la destilación, la evaporación y la cristalización.

El mechero Bunsen consta de un tubo vertical, una base y una llave. El tubo vertical, o cilindro, presenta en su parte inferior una serie de aberturas, por donde entra el aire, cubiertas por un anillo a manera de abrazadera, el cual se gira para regular la entrada de aire.

La base sostiene y conecta la entrada del gas con la tubería, por medio de una manguera de caucho. El gas entra al mechero por un agujero lateral que desemboca en el centro del tubo vertical o tubo de mezclado. La entrada de gas en el mechero se regula por medio de una llave o de un tornillo colocado en la parte inferior.

Cuando un gas arde se produce la llama. El oxígeno del aire es el agente que mantiene la combustión. Si en el interior de una llama se inyecta una cantidad suficiente de aire, la luminosidad desaparece y el gas arde produciendo mayor cantidad de calor, sin producir humo negro. Esta es la base del funcionamiento del mechero Bunsen.

TIPO DE LLAMA

La llama se produce por la combustión de la mezcla de gas y de aire que salen del cilindro del mechero. La llama puede ser de dos tipos: luminosa o brillante y opaca o no luminosa.

Es luminosa cuando la combustión es incompleta y se producen partículas sólidas de carbón en estado de incandescencia. Cuando la combustión es completa no se forman estas partículas y la llama no es luminosa.

El ruido excesivo que acompaña la combustión de la mezcla se elimina reduciendo la cantidad de aire y de gas que entran al mechero.

A veces la combustión se lleva a cabo dentro del tubo (la llama ha retrocedido) lo cual produce un ruido característico. Si esto ocurre, debe cerrarse inmediatamente la llave del gas y repetir el

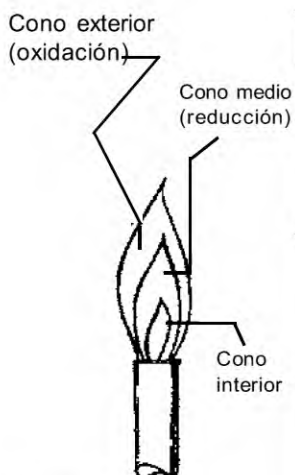


Figura 2.2
Zonas de la llama.

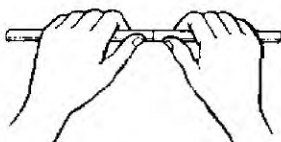


Figura 2.3
Cortado del tubo de vidrio.

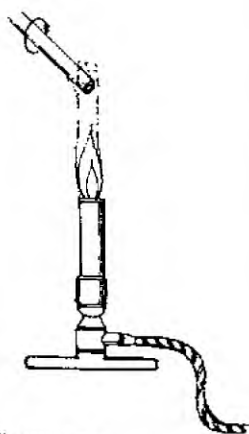


Figura 2.4
Pulido del tubo de vidrio.

mecanismo de encendido. (Ver proceso de encendido en la parte experimental).

La llama producida por el mechero Bunsen consta de tres conos concéntricos y superpuestos:

Cono interior: en él no hay combustión porque el gas y el aire no han llegado a la temperatura de inflamación. La temperatura en esta zona es baja.

Cono medio: es de color verde azulado brillante, debido a la presencia de partículas de carbón incandescentes. En esta zona la combustión es incompleta; se llama zona de reducción.

Cono exterior: en esta parte hay combustión completa por la abundancia de oxígeno que la rodea. La parte superior de esta zona o cono es la de más alta temperatura. Es la zona de oxidación.

PARTE EXPERIMENTAL

A. Las partes del mechero

- 1.-Desarme el mechero y observe las diferentes partes y sus funciones.
- 2.-Armelo y conéctelo a la tubería del gas para las siguientes pruebas.

B. Mecanismo para encender el mechero (ver fig. 2.1)

- 1.-Cierre los orificios de entrada del aire.
- 2.-Abra la llave del gas.
- 3.-Con un fósforo o encendedor prenda el mechero.
- 4.-Abra la entrada de aire en el mechero, hasta obtener la llama deseada.
- 5.-Regule el tamaño de la llama.

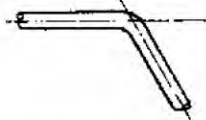
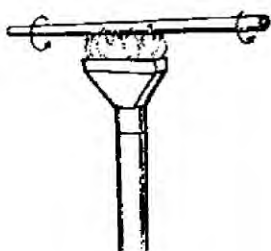
C. Manejo del mechero

- 1.-Cierre los orificios por donde entra el aire; abra la llave del gas y encienda el mechero. Observe la llama y aprecie su color.
- 2.-Abra el orificio de entrada del aire y observe la coloración de la llama y su intensidad.
- 3.-Abra y cierre varias veces la entrada de aire y observe.

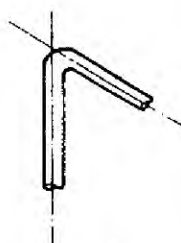
D. Propiedades de la llama

••La llama luminosa

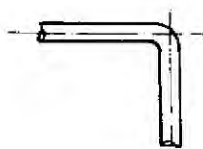
- 1.-Encienda el mechero y obtenga una llama luminosa.
- 2.-Con la ayuda de unas pinzas, acerque a la llama una cápsula de porcelana o un pedazo de este material. Observe lo que ocurre sobre las paredes de la cápsula.
- 3.-Con la ayuda de las pinzas, introduzca horizontalmente en la



Doblado en ángulo obtuso.



Doblado en ángulo agudo



Doblado en ángulo recto

Figura 2.5
Doblado del tubo.



Figura 2.6
Estirado del tubo de vidrio.

llama un pedazo de alambre de cobre. Observe y describa lo que ocurre en el alambre.

- 4.-Introduzca una astilla de madera en el cono inferior de la llama. Observe lo que ocurre.
- 5.-Introduzca en el interior del cono inferior de la llama el extremo de un tubo de vidrio y acerque una llama (de fósforo o encendedor) al otro extremo. Observe lo que ocurre.

••La llama opaca

- 1.-Obtenga una llama opaca o no luminosa.
- 2.-Acerque la cápsula usada anteriormente (sin limpiar) y observe lo que ocurre.
- 3.-Introduzca en la llama un pedazo de alambre de cobre y observe lo que ocurre.
- 4.-Introduzca en la llama una astilla de madera. Observe cómo arde. Compare con lo que observó cuando usa la llama luminosa
- 5.-Acerque la mano hasta unos 30 cm sobre la llama y sienta el calor. Manteniendo la mano a la misma distancia, abra y cierre la entrada de aire. Note cuál de las dos llamas es más caliente.
- 6.-Usando el alambre de cobre, determine cuál de las zonas de la llama opaca produce más calor.

PREPARACIÓN DEL MATERIAL DE VIDRIO

Cortado y pulido (ver figs. 2.3 y 2.4)

- 1.-Con una lima marque una raya en el punto del tubo donde quiere cortar.
- 2.-Coloque los pulgares juntos, diametralmente opuestos a la raya, aplique presión y haga una flexión rápida.
- 3.-Introduzca en la llama el extremo cortado del tubo; gírelo continuamente hasta que las aristas se redondeen.

Doblado (ver fig. 2.5)

- 1.-Adapte la cola de paloma al mechero y enciéndalo.
- 2.-Gire el tubo, dentro de la llama del quemador, hasta que se ablande.
- 3.-Sáquelo de la llama y sosténgalo unos dos segundos, para que el calor se reparta uniformemente.
- 4.-Protegiéndose las manos con un palo o toalla, dóblelo hasta formar el ángulo que desee.

Estirado (ver fig. 2.6)

- 1.-Gire el tubo dentro de la llama del mechero hasta que se ablande.
- 2.-Haga una presión hacia el centro para engrosar ligeramente las paredes.
- 3.-Sáquelo de la llama y estírelo hasta alcanzar el diámetro deseado.

EXPERIMENTO N° 3

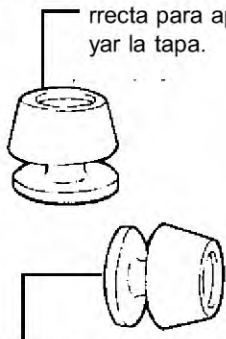
OBJETIVO

Adquirir experiencia en las técnicas para limpiar los equipos y manipular los reactivos químicos.

MATERIALES

- Utensilios de vidrio
- Reactivos sólidos
- Reactivos líquidos (los disponibles).

3.1.-a. Posición correcta para apoyar la tapa.



Posición incorrecta de la tapa.

3.1.-b.

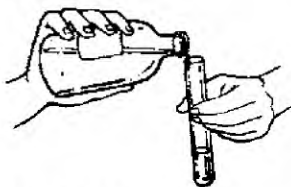


Figura 3.1

Manejo apropiado de los recipientes que contienen reactivos líquidos

TÉCNICAS PARA LAS OPERACIONES EN EL LABORATORIO

TEORÍA

En las operaciones de laboratorio se requiere la aplicación de procedimientos establecidos para la manipulación de los reactivos, evitando su contaminación y previniendo accidentes. La limpieza cuidadosa del equipo, antes y después de cada experiencia, es fundamental para la calidad de las medidas y de las observaciones. La deficiencia en el lavado causa el deterioro de los utensilios metálicos (por la acción corrosiva de los reactivos), fallas en los experimentos y accidentes.

Antes de iniciar el trabajo de laboratorio, repase el nombre y la función de los utensilios que más se usan.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Limpieza del equipo

- 1.-En un vaso de precipitados prepare una solución jabonosa, disolviendo completamente en agua media cucharadita de jabón en polvo. Mantenga esta solución hasta el final de la experiencia.
- 2.-Con el agua jabonosa y la escobilla, limpie los utensilios que ha recibido en la mesa de trabajo.
- 3.-Si hay exceso de grasa use agua caliente. Si hay material adherido al utensilio de vidrio, solicite mezcla sulfocrómica.
- 4.-Seque los utensilios con toalla de papel y manténgalos sobre su mesa de trabajo, la cual debe estar limpia y seca.

B.-Manejo de los reactivos

- 1.-Lea cuidadosamente los rótulos de los frascos que contienen los reactivos.
- 2.-Destape el frasco que contiene el reactivo líquido. Coloque la tapa sobre el trozo de toalla de papel limpio. La tapa no debe quedar en contacto directo con la mesa (ver fig. 3.1 .a).
- 3.-Transfiera un pequeño volumen del líquido a un tubo de ensayo, (aproximadamente la tercera parte del tubo). Tape el frasco del reactivo (ver fig. 3.1.b).
- 4.-Transfiera una parte del líquido del tubo a un vaso de precipitados limpio, con la ayuda de la varilla agitadora. Apoye la boca del tubo de ensayo sobre la parte media de la varilla, de modo que el líquido fluya por la varilla hacia el interior del vaso (ver fig. 3.2).
- 5.-Destape el frasco que contiene el reactivo sólido. Coloque la tapa sobre un trozo de toalla de papel limpio.

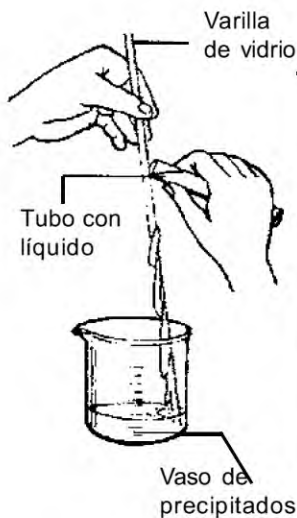


Figura 3.2
Manejo apropiado de reactivos líquidos.



Figura 3.3
Manejo apropiado de reactivos sólidos.

6.-Sostenga con una mano, el frasco destapado y con la otra maneje la espátula (ver fig. 3.3). Tome una pequeña porción del ácido y deposítela en la cápsula de porcelana. Tape el frasco del reactivo.

Transfiera una pizca del sólido, desde la cápsula, a un tubo de ensayo limpio y seco. Si es posible, ayúdese con una tira de papel doblado para que las partículas sólidas se deslicen hacia el interior del tubo de ensayo. Después de sacar reactivo del frasco original, el excedente debe depositarse en el recipiente señalado.

Limpie el equipo según la técnica aprendida, deje su mesa limpia y seca. Bote los desperdicios sólidos en un tinaco y los líquidos, excepto ácidos concentrados, en el sumidero indicado para ello.

DISCUSIÓN

1.-¿Por qué es necesario leer, cuidadosamente, el rótulo del frasco del reactivo antes de usarlo?

2.-¿Por qué se debe evitar, que la parte inferior de la tapa de los frascos de reactivos, estén en contacto directo con la mesa de trabajo?

3.-¿Por qué no debe devolverse al frasco original el reactivo sobrante?

4.-¿Por qué es recomendable el uso de una varilla agitadora, cuando se van a transferir líquidos de un recipiente a otro?

**HACER
ANOTACIONES**

5.-Dé tres razones, que justifiquen la necesidad de limpiar el equipo de laboratorio; y tres ejemplos, del buen cuidado de los reactivos químicos.

ÁREA 1

MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Confecciona informes de laboratorio y trabajos científicos según los requerimientos establecidos para la realización de los mismos.
- Emplea adecuadamente las diferentes unidades de medida del Sistema Internacional para cada magnitud utilizada en química.

La medición en la Química General

Experimento N° 4.— Los sistemas de medición.

Experimento N° 5.— La medición de la cantidad de materia de un cuerpo.

Experimento N° 6.— Las unidades de volumen.

Experimento N° 7.— Determinación de la densidad.

Experimento N° 8.— Densidad de algunos sólidos.

Experimento N° 9.— Densidad de algunos líquidos.



*«Si me dices, se me olvida;
si me lo dices y me lo muestras recordaré algo,
si me lo dices, me lo muestras y lo practico,
lo más seguro es que siempre lo tendré presente».*

TEORÍA**OBJETIVOS**

- 1.-Aplicar adecuadamente, los sistemas de medición.
- 2.-Utilizar los aparatos y utensilios más comunes para medir la longitud, la masa, el volumen y la temperatura.
- 3.-Utilizar estos valores teniendo en cuenta la precisión de los instrumentos utilizados.
- 4.-Construir e interpretar gráficas con los valores obtenidos.

MATERIALES

- Regla con divisiones en centímetros y milímetros.
- Libro
- Balanza
- Termómetro (escala centígrada)
- Probeta de 150 cm³ y 250 cm³
- Pipeta
- Bureta
- Vaso de precipitados de 250 cm³ y 400 cm³
- Vidrio de reloj
- Bolas de cristal
- Pera de succión
- Soporte
- Pinza para bureta.
- Trípode
- Malta
- Mechero
- Agitador.

REACTIVOS

- Cloruro de sodio
- Hielo
- Agua

En los trabajos científicos se emplea el sistema métrico decimal para registrar los valores de las mediciones realizadas en el laboratorio. Este sistema, actualizado en el sistema internacional de unidades (SI), tiene siete unidades fundamentales que aparecen en el apéndice A-6. En general, las cantidades físicas se representan por combinaciones de las unidades fundamentales. Las comúnmente empleadas en química básica se muestran en el apéndice A-6. Sin embargo, es normal utilizar otras unidades derivadas que se muestran en el mismo apéndice, con sus correspondientes equivalencias.

A.-LONGITUD

La unidad de longitud, el metro, tiene como patrón la longitud de onda de la luz roja-anaranjada que emite el gas kriptón-86, cuando es excitado por una descarga eléctrica. El metro se define como 1650 763,73 veces esta longitud de onda. Se mide con una regla calibrada en centímetros (cm.) o en milímetros (Mm.).

B.-MASA Y PESO

La masa puede definirse como una medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo; es constante sin importar su posición. Pero el peso es una medida de atracción gravitacional y depende de la distancia del cuerpo al centro de la tierra.

En el laboratorio la masa se determina mediante la balanza en la operación llamada pesada; por esta razón se acostumbra usar el término peso cuando se quiere significar masa.

Las reacciones químicas se estudian en condiciones de gravedad constante (la del sitio donde se encuentra el laboratorio), por lo cual las relaciones de peso son equivalentes a las de masa. Es importante tener en cuenta que masa y peso no son conceptos iguales. La precisión de la pesada depende del tipo de balanza empleada.

Antes de usar la balanza debe cerciorarse que esté en cero (calibrada); si no lo está, el profesor la ajustará. Al terminar de pesar debe limpiar la balanza y dejarla en cero.

El proceso de pesada es similar en cualquier balanza: el cuerpo o sustancia que se va a pesar se coloca en el platillo y luego se adicionan masas conocidas, mediante mecanismos propios del tipo de balanza, hasta alcanzar el equilibrio. Si la balanza es digital el peso se lee directamente en la pantalla.

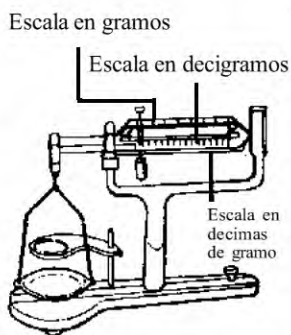


Figura 4.1
Balanza de un sólo plato.

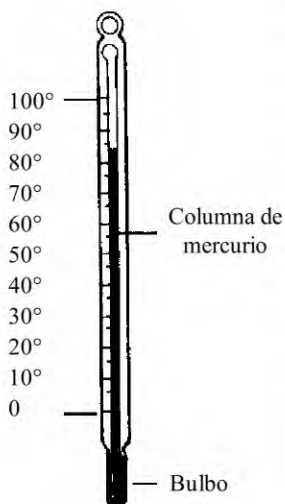


Figura 4.2
Termómetro en escala centígrada.

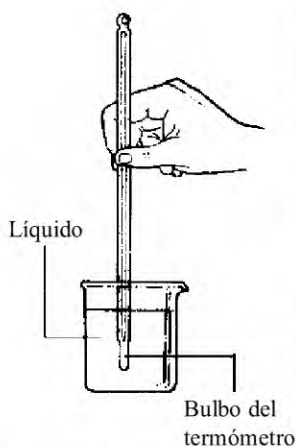


Figura 4.3
Mecanismo apropiado para medir temperatura.

Para el manejo de la balanza disponible en el laboratorio solicite instrucciones al profesor o a su asistente.

En la balanza, como la de la figura 4.1, las masas conocidas se adicionan desplazando sobre las escalas del brazo una masa fija. La masa adicionada se lee directamente sobre cada escala y la masa total es la suma de las lecturas en todas las escalas.

No se deben pesar sustancias o cuerpos calientes.

C.-TEMPERATURA

La energía calórica fluye de un cuerpo con mayor temperatura a otro con menor temperatura.

La temperatura se determina con el termómetro. El termómetro consiste en un tubo capilar de vidrio, cerrado y ensanchado en uno de sus extremos (bulbo). El interior del capilar contiene generalmente mercurio, que se dilata o contrae al aumentar o disminuir la temperatura; es decir, la columna de mercurio se alarga o acorta de acuerdo con la temperatura. La lectura se hace sobre una escala externa del termómetro dividida en grandes. En la escala centígrada cada división corresponde a un grado centígrado (1°C); el cero corresponde al punto de congelación del agua y el cien, al de ebullición (ver fig. 4.2).

Recomendaciones para el uso del termómetro:

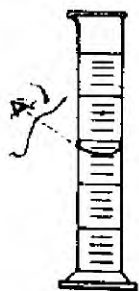
- 1.-Antes de usarlo, debe asegurarse que el termómetro esté en buen estado, es decir, que la columna de mercurio sea continua.
- 2.-El termómetro debe cogerse por la parte opuesta al bulbo, entre los dedos índice y pulgar.
- 3.-El bulbo debe sumergirse en la sustancia cuya temperatura se quiere medir, sin tocar el fondo ni las paredes del recipiente (ver fig. 4.3).
- 4.-El termómetro no se debe emplear como agitador.
- 5.-El termómetro no se debe humedecer con agua tibia cuando lo acaba de sacar de un medio caliente.

D.-VOLUMEN

Lo usual en un laboratorio de química es medir volúmenes de líquidos, con diferentes instrumentos como la pipeta, la bureta o la probeta.

Se escoge la capacidad del instrumento utilizado para la medida, de acuerdo con la magnitud del volumen que se desea medir. Si se requieren 300 cm^3 de un líquido, es más exacto medirlos con una probeta de 500 cm^3 y no con una de $1\ 000\text{ cm}^3$ ni tampoco midiendo tres veces con una de 100 cm^3 .

La lectura en todos los recipientes graduados debe hacerse tomando como referencia la parte inferior del menisco que forma el líquido, cuidando que el ojo del operador esté al mismo nivel del menisco, con lo cual se evitan errores de paralaje (ver fig.4.4).



Posición incorrecta del observador.



Posición correcta del observador.

Figura 4.4
Manera apropiada de leer el volumen de un líquido.

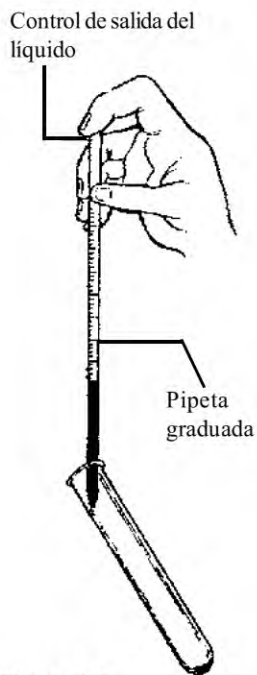


Figura 4.5
Manera apropiada de sostener una pipeta.

Manejo de la pipeta

Para llenar la pipeta se introduce el extremo angosto en el líquido y por el otro se hace succión mediante una pera, hasta que el líquido llegue al cero de la escala. Hacer succión con la boca para llenar la pipeta es una operación riesgosa. Cuando no haya otra opción, debe realizarse con especial precaución. Nunca haga succión con la boca si los líquidos son corrosivos o venenosos.

Para mantener el líquido en la pipeta, cuando se maneja manualmente, se hace presión con el dedo índice sobre el extremo superior (ver fig. 4.5). Para liberar el líquido, se disminuye gradualmente la presión ejercida. Si se emplea una pera de succión la salida del líquido se regula oprimiendo la válvula inferior (ver fig. 4.6). Para evitar salpicaduras, el extremo inferior de la pipeta debe estar en contacto con la pared del recipiente que recibe el líquido.

Antes y después de usar la pipeta, debe lavarse cuidadosamente para no contaminar otros reactivos.

Manejo de la bureta

La bureta se fija al soporte mediante una pinza (fig. 4.7). Se cierra la llave y se llena, por la parte superior, hasta más arriba del cero y luego se deja salir algo de líquido, asegurando que la parte inferior de la bureta quede llena del líquido. En estas condiciones está lista para hacer la medida requerida. Generalmente, la bureta se emplea para hacer titulaciones, por lo cual debe manejarse la llave con la mano izquierda (fig. 4.8), y con la derecha sostenerse el erlenmeyer donde se está recibiendo el líquido.

Antes de usar la bureta debe asegurarse de que la llave gire suavemente; de no ser así solicite instrucciones para engrasarla.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Longitud

1.-Con una regla calibrada en centímetros mida el largo, ancho y espesor de un libro. Anote los valores en el Cuadro 4.1.

	Regla en centímetros			Regla en milímetros			
		m	cm	mm	m	cm	mm
Largo	1				4		
Ancho	2				5		
Espesor	3				6		

Cuadro 4.1

2.-Repita las mediciones utilizando una regla calibrada en milímetros y anote sus valores en la misma tabla.

3.-Expresa también, sus mediciones en metros y milímetros.

4.-En el Cuadro 4.2 indique el número de cifras exactas, de cifras estimadas y de cifras significativas.

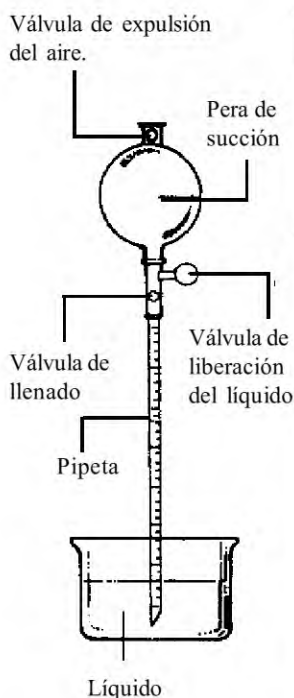


Figura 4.6
Utilización de la pipeta con ayuda de una pera.

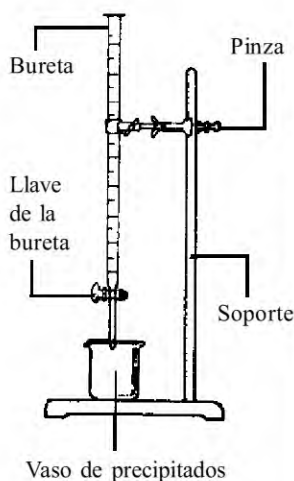


Figura 4.7
Montaje para uso de la bureta.

	Cifras exactas	Cifras estimadas	Cifras significativas
1			
2			
3			
4			
5			
6			

Cuadro 4.2

Las cifras numéricas exactas de una medición y el primer valor estimado se conocen como cifras significativas. (Ver apéndice A-5).

DISCUSIÓN

Compare las mediciones realizadas. ¿En qué caso se logra la mayor exactitud? ¿En cual la menor?

B. Masa-Pesada

- 1.-Revise que la balanza esté ajustada a cero.
- 2.-Pese un vaso de precipitados de 250 cm³ (limpio y seco). Haga lo mismo con un vaso de 400 cm³. Anote los resultados, en el Cuadro 4.3.
- 3.-Pese un objeto cualquiera (anillo, bolígrafo, etc.). Anote el resultado.
- 4.-Pese un vidrio de reloj limpio y seco. Anote el resultado.
- 5.-Sobre el vidrio de reloj, previamente pesado, coloque cinco bolas de cristal y pese el conjunto. Anote el resultado.
- 6.-Pese ahora, una a una, tres de las bolas que peso en el paso anterior. Anote los resultados en el Cuadro 4.3.

Peso del vaso de 250 cm ³	_____	_____ g
Peso del vaso de 400 cm ³	_____	_____ g
Peso del objeto	_____	_____ g
Peso del vidrio de reloj	_____	_____ g
Peso del vidrio de reloj + 5 bolas	_____	_____ g
Peso promedio de una bola	_____	_____ g
Peso de cada bola (3 de las 5)	_____	a) _____ g
		b) _____ g
		c) _____ g

Cuadro 4.3

DISCUSIÓN

- 1.-Compare el peso de los vasos de 250 cm³ y de 400 cm³ con el obtenido por sus compañeros. ¿Hay diferencias? ¿Qué explicación puede dar?

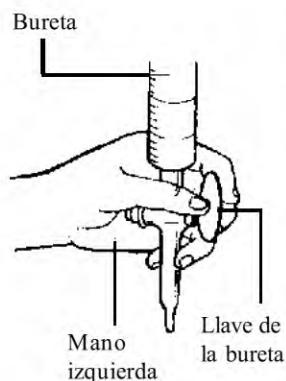


Figura 4.8
Manejo correcto de la llave de la bureta.

**Anotar datos
y observaciones
importantes:**

2.-Compare el peso individual de cada bola de cristal (a, b, c) con el peso promedio calculado. ¿Hay diferencias? Si las hay, ¿qué explicación puede dar?

C.-TEMPERATURA

- 1.-En un vaso de precipitados de 250 cm³ tome, aproximadamente, 100 cm³ de agua e introduzca el termómetro dentro de ella. Observe cuidadosamente la columna de mercurio. Cuando la temperatura se estabilice (permanezca constante), tome la lectura, anote el resultado en el Cuadro 4.4.
- 2.-En un vaso de precipitados de 250 cm³ tome, aproximadamente, 100 cm³ de agua. Colóquelo sobre un trípode con una malla y caliente el agua a ebullición. Tome la temperatura del agua hirviendo; observe la columna del termómetro, tenga cuidado de no tocar las paredes del vaso con el termómetro, anote el resultado.
- 3.-En un vaso de precipitados de 250 cm³ tome, aproximadamente, 70 cm³ de agua. Tome la temperatura y anote el resultado. Adicione hielo picado y agite el conjunto por un minuto con la ayuda de una varilla de vidrio. Tome la temperatura y anote el resultado. Siempre debe haber hielo presente durante la medida.
- 4.-Adicione unos 6 g de sal (NaCl) al vaso que contiene el agua y el hielo, agite por un minuto y tome la temperatura. Anote el resultado.

Temperatura del agua	—	— °C
Temperatura del agua hirviendo	—	— °C
Temperatura del agua (paso 3)	—	— °C
Temperatura del agua + hielo	—	— °C
Temperatura del agua + hielo + sal	—	— °C

Cuadro 4.4

HACER
ANOTACIONES

DISCUSIÓN

1.-Cuando tomó la temperatura del agua, ¿se alargó o se acortó la columna de mercurio antes de estabilizarse? ¿Qué explicación puede dar al cambio observado?

2.-Cuando tomó la temperatura del agua hirviendo, ¿la lectura fue constante en función del tiempo? ¿Qué explicación puede dar a este comportamiento?

HACER
ANOTACIONES

3.-¿Qué explicación puede dar al cambio de temperatura cuando al agua con hielo se le adiciona sal?

4.-Cuando hay una variación de temperatura se habla de un flujo de calor. Investigue la diferencia entre estos dos conceptos.

HACER
ANOTACIONES

D.-VOLUMEN

- 1.-Tome una probeta (de 50 cm³ a 100 cm³) y adicione agua hasta la marca de 50 cm³. Note el tipo de menisco formado.
- 2.-Con una probeta de 100 cm³, mida el volumen que puede contener un vaso de precipitados de 250 cm³. Repita el procedimiento con un vaso de 400 cm³. Anote los resultados en el Cuadro 4.5.
- 3.-Con una pipeta graduada tome 10 cm³ de agua y viértalos en un vaso de precipitados de 250 cm³. Repita la operación 4 veces, adicionando el agua en el mismo vaso. Repita el proceso y mida 3; 1,5 y 6,7 cm³ de agua. Transfiera toda el agua medida a una probeta de 100 cm³ y mida el volumen recogido, anote los resultados.
- 4.-Llene una bureta con agua y cuadre el menisco en la graduación cero. No olvide que el extremo inferior debe estar lleno de agua. Note el menisco formado. Recibiendo el agua en una probeta, deje salir un poco del líquido. Anote el valor. Deje salir más líquido y haga otra lectura. Mida, en la probeta, el volumen de agua recibido. Anote el resultado.

Volumen del agua en el vaso de 250 cm ³ (paso 2)	_____ cm ³
Diferencia _____	_____ cm ³
Volumen del agua en el vaso de 400 cm ³ (paso 2)	_____ cm ³
Diferencia _____	_____ cm ³
Volumen total medido con la pipeta _____	_____ cm ³
Volumen medido con la probeta _____	_____ cm ³
Diferencia _____	_____ cm ³
Volumen total medido con la bureta _____	_____ cm ³
Volumen total medido con la probeta _____	_____ cm ³
Diferencia _____	_____ cm ³

Cuadro 4.5

DISCUSIÓN

- 1.-Compare las medidas de volumen hechas con el vaso y con la probeta. ¿A qué atribuye la diferencia? ¿Cuál lectura es más exacta?

HACER
ANOTACIONES

**HACER
ANOTACIONES**

2. Compare el volumen total medido con la bureta y el volumen medido con la probeta. ¿Hay diferencia? ¿Cómo la explica?

E.-MASA Y VOLUMEN

1.-Pese tres canicas hasta la décima de gramo, mida el volumen de estas canicas por desplazamiento de agua en una probeta de 150 cm³; parta de un volumen de 60 cm³; no olvide hacer las lecturas tomando como referencia la parte inferior del menisco. Anote los resultados en el Cuadro 4.6.

2.-Mida por desplazamiento el volumen de las canicas (3, 6, 9 y 12) empleando una probeta de 250 cm³; parta de un volumen de 120 cm³. Anote los resultados.

Número de Canicas	Masa en g	Masa en kg	Volumen en probeta 150 cm ³	Volumen en litros	Volumen en probeta de 250 cm ³	Volumen en litros
3						
6						

Cuadro 4.6

**HACER
ANOTACIONES**

DISCUSIÓN

1.-Construya una gráfica de número de canicas contra masa (use los datos obtenidos en el aparte 1 del procedimiento). Analice la gráfica. ¿Cuál es el volumen de 7 canicas?

2.-Construya una gráfica de masa contra volumen (use los datos obtenidos en el aparte 1 del procedimiento). Analice la gráfica.

3.-Construya una gráfica de masa contra volumen, en centímetros cúbicos (use los datos obtenidos en la parte 2 del procedimiento).

EXPERIMENTO N° 5

OBJETIVO

Medir la masa de algunos objetos.

MATERIALES

- Balanza
- Barra de chocolate.
- Libro
- Monedas de la misma denominación.
- Pistilo del mortero.



MEDICIÓN DE LA CANTIDAD DE MATERIA DE UN CUERPO

TEORÍA

La química es la ciencia encargada del estudio de la materia. Se considera que materia es todo aquello que ocupa un espacio y tiene una masa. De lo anterior se concluye que la medición de la masa tiene una gran importancia dentro del estudio de la química.

La masa es una de las magnitudes fundamentales que estructuran el Sistema Internacional de Unidades (SI) y representa la cantidad de materia de un cuerpo o sustancia.

Muchas veces se usan en forma indistinta los conceptos de masa y peso, pero hay algunas diferencias. La masa de un cuerpo es constante, no cambia. El peso, puesto que es la fuerza de atracción gravitacional entre la masa del cuerpo y la masa del planeta o el lugar donde se esta pesando el cuerpo, sí varía.

Un mismo cuerpo pesa mucho menos en la Luna que en la Tierra porque la fuerza gravitacional de la primera es considerablemente menor. Generalmente, se utilizan las balanzas (granataria o analítica) para determinar la masa y los dinamómetros para determinar el peso.

Las unidades más importantes de masa son el gramo (g), el kilogramo (kg), el milígramo (mg), el microgramo (u.g), la libra (lb) y la tonelada (ton).

El kilogramo es la masa de un cilindro de platino e iridio con una altura igual que su diámetro llamado kilogramo patrón.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Verifique que la balanza esté bien nivelada; para comprobarlo, descargue el platillo, coloque todas las pesas en cero, el fiel debe oscilar simétricamente con respecto al cero de la escala del fiel. Si no esta equilibrada la balanza, mueva el tornillo de ajuste; pida ayuda a su profesor.
- 2.-Determine la masa de una moneda. Anótela. Compare con la masa de las otras dos monedas.
- 3.-Mida la masa de su libro de prácticas. Escriba el resultado.
- 4.-Determine la masa de la barra de chocolate; anótela en el lugar correspondiente. Compare con la masa marcada en la envoltura.
- 5.-Cuide que no resbale el pistilo del mortero y determine su masa; escriba el resultado.

DISCUSIÓN

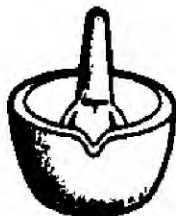
Completa el cuadro de acuerdo a sus resultados experimentales:

Objeto	Moneda 1	Moneda 2	Moneda 3	Libro	Chocolate	Pistilo
Masa						

Cuadro 5.1



Monedas



Pistilo y mortero

CONTESTE LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

1.-¿Cómo se llama el aparato para medir la masa?

2.-¿De qué forma se puede saber si una balanza está equilibrada?

3.-¿En que unidades están las escalas de la balanza?

4.-¿Cuál es la capacidad máxima de la balanza que utilizó?

HACER
ANOTACIONES

5.-¿Cómo es la balanza que utilizó? Señale sus partes más importantes.

COMPLETE O ESCOJA LA RESPUESTA CORRECTA

Es la cantidad de materia de una sustancia:

- A) Masa.
- B) Volumen
- C) Peso.
- D) Densidad

Una unidad de masa es el:

- A) Metro
- B) Galón
- C) Gramo
- D) Centímetro

HACER
ANOTACIONES

La masa de un cuerpo:

- A) Cambia según el lugar.
- B) Es constante.
- C) Depende de la presión.
- D) Varía con la gravedad.

OBSERVACIÓN GENERAL

EXPERIMENTO N° 6

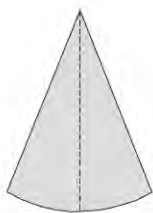
LAS UNIDADES DE VOLUMEN

OBJETIVO

Identificar el volumen como una mezcla de capacidad.

MATERIALES

- Cono de papel
- Globo
- Probeta de 50 ml
- Tubo de ensayo.
- Botella de refresco
- Regla.
- Probeta de 25 ml.



Cono de papel



Globo

TEORÍA

El **volumen** es una propiedad general de la materia que nos indica la extensión que ocupa en el espacio cualquier cuerpo, sea éste sólido, líquido o gas.

Conocer la **capacidad** de los recipientes donde vamos a guardar o colocar las sustancias, es muy importante. Decir, por ejemplo, que un tinaco para almacenar el agua de una casa tiene una capacidad de 1 100 litros, significa que a ese tinaco le caben 1 100 litros de agua.

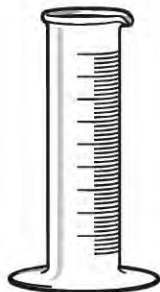
Si observas los materiales del laboratorio, descubrirás que muchos de ellos tienen especificada su capacidad, por ejemplo, los matraces, los vasos de precipitados, las pipetas, las buretas y las probetas. Estas últimas son las que con mayor frecuencia se utilizan para medir **volúmenes de líquidos**.

El volumen de los sólidos se obtiene a través de mediciones lineales y la aplicación de la fórmula correspondiente; así para determinar el volumen de un ladrillo medimos cuánto tiene de largo, cuánto de ancho y cuánto de altura, el resultado de multiplicar esos valores nos dará el volumen, con las mismas unidades lineales, pero elevadas al cubo.

Las unidades de volumen más comunes son el metro cúbico (m^3), los centímetros cúbicos (cm^3), los litros (l), los milímetros (ml) y los galones (gal).

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Observe las unidades de volumen que tienen las probetas así como también la escala marcada.
- 2.-Llene con agua el tubo de ensayo vierta el agua en la probeta de 25 cm^3 y observe qué volumen marca el nivel de agua. De este modo ha encontrado cuál es la capacidad del tubo de ensayo. Recuerde que la medición correcta se realiza considerando la curvatura o menisco inferior que forma el líquido.
- 3.-Llene la botella con agua y viértala en la probeta de 50 cm^3 desaloje la probeta y vuelva a llenarla con agua de la botella. Repita esta operación hasta que se acabe el agua de la botella. Cada vez que coloque agua en la probeta sume el volumen agregado, de este modo sabrá cuántos cm^3 le caben a la botella.
- 4.-Mida la altura (h) y el diámetro del cono en cm. Para calcular el volumen (V) del cono utilice la fórmula $V = 1/3 P r^2 \cdot h$. Recuerde que P (pi) es 3.1416; d es el diámetro del cono y h es la altura. El



Probeta de 50 cm³

resultado que obtenga después de hacer las operaciones, será el volumen del cono en cm³ o en ml, ya que 1 cm³ = 1 ml.

5.-Para comprobar que el volumen del cono es correcto, mida en la probeta de 25 cm³ un volumen de agua igual al que obtuvo en los cálculos y vacíela en el cono. Anote tus observaciones.

6.-Infle un globo hasta que su diámetro (d) mida aproximadamente 14cm. Hagale un nudo. Mida bien su diámetro. Considere que tiene forma esférica y calcule su volumen a partir de la fórmula: $V = 1/6 P d^3$.

DISCUSIÓN

Escriba los datos obtenidos:

Recipiente	Capacidad máxima en cm ³
Botella	
Tubo de ensayo	
Cono	

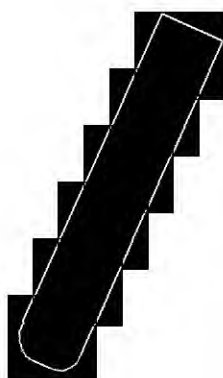
Cuadro 6.1

CONTESTE EL SIGUIENTE CUESTIONARIO

1.-¿Hubo alguna diferencia entre el volumen que calculó del cono y su capacidad? ¿Por qué?

2.-¿Cuánto aire, en cm³ tiene el globo que infló?

3.-¿Cuántos conos con agua necesitará para llenar la botella de refresco?



Tubo de ensayo

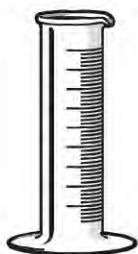
EXPERIMENTO N° 7

OBJETIVO

Determinar la densidad de una sustancia conociendo su masa y su volumen.

MATERIALES

- Balanza
- Probeta de 25 cm³
- Pedazos de metal (aluminio o cobre).
- Agua
- Aceite



Probeta 25 cm³

DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD

TEORÍA

La densidad de una sustancia se define como la cantidad de masa por unidad de volumen y se expresa por la relación:

$$d = (m / V) \quad (4,1)$$

donde: m = masa de la sustancia.

V = volumen correspondiente.

Así, conociendo la masa y el volumen correspondiente podemos calcular la densidad aplicando la relación 4,1.

El valor de la densidad no depende de la cantidad de sustancia presente, su valor es constante a una temperatura determinada.

El volumen de un cuerpo regular (libro, caja, etc.) se obtiene por medición directa de sus dimensiones. Cuando el volumen es irregular, se sumerge el cuerpo en un volumen determinado de agua; el aumento presentado en el volumen corresponde al volumen del cuerpo. Para aplicar este método el cuerpo no debe ser soluble en agua o en otro líquido que se utilice.

En este experimento vamos a determinar una unidad derivada, utilizando valores medidos de masa y volumen.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Densidad de un líquido

- 1.-Pese la probeta, limpie y seque. Registre el resultado en el Cuadro 7.1.
- 2.-Adicione 5 cm³ del líquido que se indique. Pese el conjunto y anote el resultado en el Cuadro 7.1.
- 3.-Repita la experiencia anterior, adicionando 5 cm³ de líquido, cada vez, hasta cuando haya completado un total de 25 cm³. Anote el peso y el volumen correspondiente.
- 4.-Calcule la densidad del líquido. Anote el resultado en el Cuadro 7.1.
- 5.-Aplique el mismo procedimiento empleando otros líquidos (indicados por el profesor).

B.-Densidad de su sólido

- 1.-En una probeta limpia y seca, mida 15 cm³ de agua.
- 2.-Solicite al profesor un pedazo de metal; límpielo y péselo. Anote el resultado en el Cuadro 7.2.

**HACER
ANOTACIONES**

- 3.-Introduzca el metal en la probeta con agua. Golpee ligeramente las paredes con el fin de eliminar las burbujas de aire. Registre el nuevo volumen.
- 4.-Repita el procedimiento empleando otros sólidos. Anote los resultados.
- 5.-Calcule la densidad de cada muestra. Anote los resultados.

Líquido 1. (2)

Muestra	Masa / probeta	Masa, probeta + líquido	Masa del líquido	Volumen del líquido	Densidad
1					
2					
3					
4					
5					

Cuadro 7.1

Muestra	Masa / probeta	Masa, probeta + líquido	Masa del líquido	Volumen del líquido	Densidad
1					
2					
3					
4					
5					

Cuadro 7.2

**HACER
ANOTACIONES**

DISCUSIÓN

- 1.-Construya una gráfica de masa contra volumen, para cada líquido. Analícela.
- 2.-Sobre la gráfica, seleccione un intervalo en el eje de las masas y divídalo por el intervalo correspondiente en el eje de los volúmenes. Compare el resultado con el obtenido para la densidad.
- 3.-Infórmese de los resultados obtenidos por sus compañeros, para cada metal. Con esta información construya una gráfica de masa contra volumen, para cada metal.
- 4.-Sobre cada gráfica, seleccione un intervalo en el eje de las masas y divídalo por el intervalo correspondiente en el eje de los volúmenes. Compare el resultado con el obtenido para la densidad.

EXPERIMENTO N° 8

LA DENSIDAD DE ALGUNOS SÓLIDOS

OBJETIVO

Determinar la densidad de algunos objetos sólidos.

MATERIALES

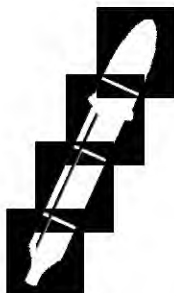
- Trozo de plastilina.
- Clavo grande.
- Probeta de 50 ml.
- Canicas medianas.
- Balanza.
- Gotero.

SUSTANCIAS

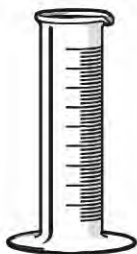
- Agua.



Clavo



Gotero



Probeta

TEORÍA

La densidad es la cantidad de masa contenida en una unidad de volumen, por tanto, para obtener la densidad de un objeto necesitamos conocer su masa y su volumen. Cuando ya comencemos estos datos podemos calcular la densidad si aplicamos la fórmula:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Lo cual significa que la masa de un objeto se divide entre su volumen, con lo que obtenemos la densidad de dicho objeto.

Las unidades más comunes con las que se expresa la densidad son: $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ pero podrían utilizarse otras unidades también.

A veces, oímos decir que el plomo es más pesado que el aluminio, lo cual es incorrecto; la manera correcta sería afirmar que el plomo es más denso que el aluminio.

Ocurre algo parecido cuando nos preguntan: ¿qué pesa más, 1 kg de arena, o 1 kg de algodón? La respuesta que demos será diferente si ahora nos preguntan: ¿cuál es más denso la arena o del algodón?

Cuando los sólidos no tienen una forma regular, es difícil calcular directamente su volumen, por lo que es necesario recurrir a una manera indirecta. Para calcular el volumen de formas regulares, nos basaremos en el principio físico: "dos cuerpos no pueden ocupar, al mismo tiempo, el mismo espacio".

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Use balanza y determine cuántos gramos pesa cada material. Anote los resultados en el cuadro de observaciones.
- 2.-Vierta 30 cm³ de agua en la probeta; fíjese que la curva o menisco interior del agua coincida exactamente con una de las líneas de la escala de la probeta; para conseguirlo, puede agregar agua con el gotero. Registre el volumen de agua, a este volumen lo llamaremos V₁.
- 3.-Agregar el trozo de plastilina dentro de la probeta; con cuidado para no salpicar, fíjese bien en el volumen y anótelo, a este volumen le denominaremos V₂. Resta V₁ a V₂ y obtendrás el volumen (V) de la plastilina.



Canicas medianas

- 4.-Repita el paso 3 y 4, primero con la canica y luego con el clavo.
- 5.-Calcule la densidad de cada objeto: divida el valor de la masa (gramos) entre el volumen (centímetros cúbicos). Registre los resultados en el lugar que corresponde.

DISCUSIÓN

Complete el cuadro de acuerdo a sus resultados:

Objeto	V_1	V_2	V	Masa	Densidad
Plastilina					
Canica					
Clavo					

Cuadro 8.1

CONTESTE LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

1.-¿Qué objeto es el más denso?

2.-La forma de los objetos influye en la densidad de los sólidos? Explique.

3.-¿De qué otra manera podría determinar el volumen de la canica?



Gotero

EXPERIMENTO N° 9

OBJETIVO

Determinar la densidad de algunos líquidos.

MATERIALES

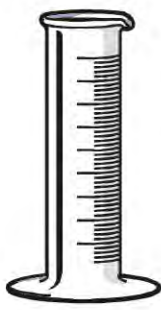
- Balanza.
- Vasos de precipitados de 25 cm³.
- Probeta de 25 cm³.

SUSTANCIAS

- 1 cm³ de mercurio.
- 10 cm³ de aceite vegetal.
- 10 cm³ de éter.
- 10 cm³ de agua destilada.
- 10 cm³ de tetracloruro de carbono.
- 10 cm³ de alcohol etílico.



Vasos de precipitados



Probeta

LA DENSIDAD DE ALGUNOS LÍQUIDOS

TEORÍA

En los líquidos también pueden observarse diferencias de densidad, es decir, unos son más ligeros que otros, aunque ocupen el mismo volumen, por ejemplo, un vaso de 250 cm³ de mercurio pesará aproximadamente 19 veces más que un vaso con 250 cm³ de éter, o alrededor de 8.5 veces más que un vaso con 250 cm³ de tetracloruro de carbono.

Cuando mezclamos dos líquidos no miscibles, puede notarse cual tiene una densidad mayor, pues siempre el más denso se irá hacia el fondo del recipiente.

Un objeto flota de diferente manera en un líquido y en otro tiene que ver también con la densidad del líquido. Por eso en el agua de mar un objeto flota más que en el agua dulce, dado que el agua de mar, por el alto contenido de sales, tiene una densidad mayor.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Marca los vasos de precipitados con los números 1 a 6.
- 2.-Usa la balanza y determina la masa, en gramos, de cada uno de los vasos y anota el valor obtenido en el cuadro de observaciones. Esa masa se llama m_1 .
- 3.-Mide con la probeta exactamente 1 cm³ de mercurio y viértelo en el vaso número 1. Determina la masa del vaso con el mercurio. La masa del vaso con la sustancia será denominada m_2 .
- 4.-Saca la diferencia entre la masa del vaso con sustancia y la masa del vaso vacío y de esta forma obtendrás la masa de la sustancia (m_5), es decir, $m_5 = m_2 - m_1$.
- 5.-Calcula la densidad de la sustancia: divide la masa de la sustancia entre su volumen.
- 6.-Repite los pasos 3, 4 y 5 con las otras sustancias. Mide exactamente 10 ml de tetracloruro de carbono, agua destilada, aceite vegetal, alcohol etílico y éter. Recuerda lavar y secar muy bien la probeta antes de volver a usarla con otra sustancia.

DISCUSIÓN

Registra tus observaciones, de acuerdo a sus resultados:

Vaso	Sustancia	m_1	m_2	m_3	Densidad de la sustancia
1					
2					
3					
4					
5					
6					

Cuadro 9.1

HACER
ANOTACIONES

RESPONDA LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

1.-Imagine que en una probeta tiene éter y agua (no son miscibles),
¿Cuál se ira hacia el fondo?

2.-¿Cuál sustancia de las utilizadas provocaría que el mismo objeto flotara más?

3.-¿Cuál líquido de los empleados es el menos denso?

4.-Al mezclar agua y mercurio, ¿Cuál queda en la superficie?

HACER
ANOTACIONES

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

El líquido más denso usado en esta práctica es el:

- A) agua.
- B) alcohol
- C) tetracloruro de carbono
- D) mercurio

Un objeto flota mejor si el líquido en el que está tiene una densidad:

- A) semejante
- B) más alta
- C) diferente
- D) más baja

Si se mezclan dos líquidos no miscibles, puede observarse que:

- A) No se separan.
- B) El más denso se va hacia el fondo.
- C) El menos denso se va hacia el fondo.
- D) El más denso se va hacia arriba.

OBSERVACIONES GENERALES

Lined writing area consisting of 18 horizontal lines.

ÁREA 1

MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Interpreta fenómenos de la naturaleza en función de los aspectos referentes a la clasificación, las propiedades, los estados y los cambios de la materia.
- Desarrolla destrezas en la selección y aplicación de técnicas de separación de mezclas en función de los conocimientos adquiridos sobre las generalidades de la materia.
- Valora la importancia de la conservación de los recursos naturales como forma de preservar la vida en nuestro planeta.

Materia, Cambios, Mezclas y Métodos de Separación

Experimento N° 10.— La materia como producto natural o sintético.

Experimento N° 11.— Cambios de estado de la materia.

Experimento N° 12.— Clases o tipos de mezclas.

Experimento N° 13.— Técnicas de separación de mezclas.

Experimento N° 14.— La destilación como método de separación.

Experimento N° 15.— La filtración y la decantación como métodos para separar mezclas.

Experimento N° 16.— Cromatografía sobre el papel.



«Solo cuando se involucra al participante en un propio proceso de aprendizaje estamos enseñando».

EXPERIMENTO N° 10

OBJETIVO

Reconocer algunas sustancias naturales y sintéticas de uso común.

MATERIAL

- 1 liga de hule.

SUSTANCIAS

- 10 g de azúcar.
- 10 g sal común (NaCl)
- 10 cm³ de alcohol etílico (C₂H₅OH)
- 1 aspirina.
- 10 cm de alambre de cobre (Cu).



Azúcar



LA MATERIA COMO PRODUCTO NATURAL O SINTÉTICO

TEORÍA

Con mucha frecuencia utilizamos sustancias químicas. Por ejemplo, cada vez que respiramos, nuestro organismo utiliza el oxígeno del aire; nuestro cuerpo está constituido por muchas sustancias, principalmente, por derivados de hidrocarburos y agua. También nuestra casa, los alimentos, la ropa, los útiles escolares, los medicamentos, están formados por sustancias químicas.

Algunas de esas sustancias se extraen de la naturaleza, por eso se dice que son **productos naturales**; mientras que otras las ha producido el hombre mediante procesos específicos; estas sustancias se denominan sintéticas.

Por otra parte, el uso que le damos a las diferentes sustancias depende de las características y propiedades, tanto físicas como químicas que cada una posee; veamos algunos ejemplos: utilizamos alambre de cobre para las instalaciones eléctricas porque el cobre es un buen conductor de la electricidad; se usa para fabricar tuberías porque soporta en buena medida la corrosión; se utiliza también para la elaboración de monedas, por su maleabilidad y su propiedad de formar aleaciones con otros metales. Como el alcohol etílico disuelve muchas sustancias, se emplea para preparar productos farmacéuticos, perfumes y barnices; se aprovecha también como combustible y antiséptico, así como en muchos productos anticongelantes, porque tiene un punto de solidificación bajo. Una liga de hule la empleamos aprovechando sus propiedades elásticas.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Observe cuidadosamente cada una de las sustancias: azúcar, sal, alcohol y cobre.
- 2.-Determine sus características: olor, color, estado físico, y anótalas en el cuadro correspondiente.
- 3.-Observe la liga y la aspirina. Anote dos características de cada una y escríbala en el cuadro correspondiente.
- 4.-Anote el uso que tiene cada una de las sustancias que observó.
- 5.-Determine si las sustancias observadas son naturales o sintéticas; escriba su respuesta.
- 6.-Recuerde otras dos sustancias que conozca y anote sus características en los espacios de la tabla de observaciones.

DISCUSIÓN

Complete los cuadros de acuerdo a sus observaciones:

Sustancia	Características	Usos	Origen natural o sintético
Azúcar			
Sal común			
Alcohol etílico			
Aspirina			
Cobre			
Hule (liga)			

Cuadro 11.1



CONTESTE LAS SIGUIENTES INTERROGANTES

1.-Recuerde otras cinco sustancias naturales que conozca; anótelas y mencione algunas de sus características y usos.

1. _____

2. _____

3. _____

4. _____

5. _____

**HACER
ANOTACIONES**

2.-Piense en cinco sustancias sintéticas que use en su casa; escriba sus nombres así como sus propiedades y usos.

1. _____

2. _____

3. _____

4. _____

5. _____

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

Las sustancias químicas que produce el hombre se llaman:

- A) Naturales
- B) Biológicas
- C) Sintéticas
- D) Cósmicas

Para darle uso a una sustancia es necesario conocer sus:

- A) Valores
- B) Procesos
- C) Derivados
- D) Propiedades

Las sustancias que se extraen de la naturaleza se llaman:

- A) Biológicas
- B) Sintéticas
- C) Artificiales
- D) Naturales



EXPERIMENTO

N° 11

CAMBIOS DE ESTADOS DE LA MATERIA

OBJETIVO

Observar los cambios de estado de una sustancia y la influencia de la temperatura.

MATERIALES

- Vela
- Mechero de Bunsen.
- Anillo de hierro.
- Termómetro.
- 20 cm de cordel.
- Pinza para tubo de ensayo.
- Cronómetro.
- Soporte universal.
- Tela de alambre con asbesto.
- Vaso de precipitados de 500 ml.
- Caja de cerillos.
- Tubos de ensayo.

SUSTANCIAS

- 6 cubos de hielo.
- 250 cm³ de agua.
- 20 g de azúcar.
- 10 g de sal.



Vela

TEORÍA

La materia, en condiciones ambientales, presenta un determinado estado de agregación. Pero éste puede variar según se modifiquen las condiciones de **temperatura y presión**. Aún se requieran condiciones extremas de calor o frío, todas las sustancias pueden cambiar de estado.

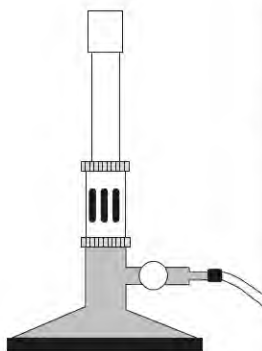
Cada sustancia necesita encontrarse a una determinada temperatura para cambiar de estado físico. Cuando aumenta la temperatura de un cuerpo sólido éste se puede hacer líquido; a este proceso se le llama fusión y la temperatura a la cual se lleva a cabo, **punto de fusión** de esa sustancia; si se calienta más, el líquido ebulle y cambia al estado gaseoso, proceso llamado **ebullición** y la temperatura correspondiente recibe el nombre de **punto de ebullición**. Si se coloca un recipiente frío encima del vapor, éste regresa al estado líquido; se dice entonces que el vapor se condensó y dicho cambio se llama **condensación**.

Cuando una sustancia pasa del estado líquido al estado gaseoso por efecto del calor, decimos que sufre un proceso denominado **evaporación**.

Por otra parte, cuando un gas se enfría lo suficiente, a presión muy alta, se vuelve líquido; esto se conoce como licuefacción. El enfriamiento progresivo de un líquido hará que se congele o solidifique; esto constituye el proceso de **solidificación**.

PARTE EXPERIMENTAL

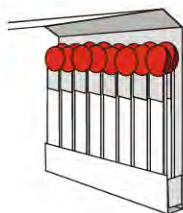
- 1.-Coloque en el vaso de precipitados de 500 cm³ cinco cubos de hielo, caliente el recipiente agitando constantemente. Mida la temperatura a la cual se licua el hielo.
- 2.-Vierta el azúcar en un tubo de ensayo, tómelo con las pinzas y expóngalo a la flama del mechero durante cinco minutos. Fíjese en el cambio de estado que sufre el azúcar durante el proceso de calentamiento.
- 3.-Coloque un trozo de vela en el otro tubo de ensayo y caliéntelo durante 5 minutos. Observe los cambios de estado que se producen cuando se calienta el tubo.
- 4.-Vierta los 250 cm³ de agua en el vaso de precipitados de 500 cm³ mida su temperatura y anótala. Ponga a calentar el agua hasta que llegue al punto de ebullición. Durante este lapso, mida la temperatura del agua cada dos minutos.



Mechero de Bunsen



Tubo de ensayo



Caja de cerillos



Termómetro

- 5.-Deje hervir el agua durante cinco minutos y mida nuevamente la temperatura. Tomen el vaso de precipitados de 250 cm³, colóque invertido sobre el recipiente con agua en ebullición. Observe lo que sucede en el interior del vaso.
- 6.-Moje uno de los extremos del cordel y colóquelo, sin apretarlo, sobre el cubo de hielo restante. Agregue la sal sobre el cordel húmedo y espere cuatro minutos.
- 7.-Levante el cordel por el extremo libre y fíjese lo que sucedió en el otro extremo. Registre sus observaciones.

DISCUSIÓN

Anote sus observaciones de acuerdo a la experiencia:

- 1.-El hielo se derritió a los _____ grados centígrados.
- 2.-El estado físico del azúcar y la parafina de la vela a temperatura ambiente es: _____
- 3.-El azúcar y la parafina tuvieron un cambio de estado mediante un proceso llamado: _____
- 4.-Si se incrementa la temperatura, la parafina derretida pasa al estado: _____
- 5.-En el laboratorio el agua hierve a los _____ grados centígrados.
- 6.-Dentro del vaso de precipitados invertido, el vapor de agua se: _____

- 7.-El cordel y el cubo de hielo quedan unidos porque: _____

- 8.-La sal hace que la temperatura: _____

EXPERIMENTO N° 12

OBJETIVOS

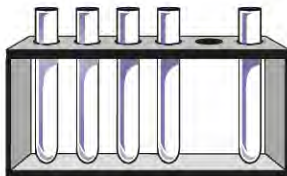
Distinguir una mezcla homogénea de una heterogénea.

MATERIALES

- Gradilla.
- Tapón de corcho.
- Tubos de ensayo.
- Probeta de 25 cm³.

SUSTANCIAS

- 3 cm³ de alcohol etílico.
- 7 cm³ de tetracloruro de carbono.
- 4 g de azufre en polvo.
- 25 cm³ de agua.
- 5 cm³ de éter.
- 4 g de sulfato de cobre.



Gradilla

CLASES O TIPOS DE MEZCLAS

TEORÍA

Una **mezcla** es la unión física de dos o más sustancias puras en proporciones variadas.

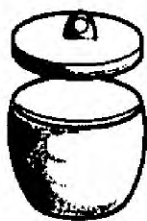
Se considera que una mezcla es **homogénea** cuando su composición y propiedades son uniformes y no varía en ninguna de sus partes. Generalmente a las mezclas homogéneas que se componen de gases, líquidos o sólidos disueltos en líquidos se les llama soluciones, aunque también haya soluciones sólidas por ejemplo, una aleación de cobre y zinc (bronce).

Una mezcla **heterogénea** no es uniforme ni en su composición, ni en sus propiedades, se pueden distinguir en ella dos o más porciones o fases distintas. Si se mezcla agua con alcohol etílico, observamos una sola fase líquida: la mezcla es homogénea; cuando mezclamos agua con arena, se forman dos fases: una líquida y otra sólida; la mezcla es heterogénea.

A veces se confunde fase con estado físico. El término **fase** se refiere al aspecto o apariencia y es una porción homogénea de un sistema físicamente distinto de otras porciones del mismo sistema y puede estar en cualquiera de los tres estados físicos. **Estado físico** es una de las tres formas de agregación de la materia: sólido, líquido o gas.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Numere los tubos de ensayo de 1 a 7. En ellos va a formar siete mezclas distintas; después de haberlo hecho, fijese bien cuántas sustancias mezcle (número de componentes), cuántas fases aparecen, etc. Complete el cuadro de observaciones.
- 2.-En el primer tubo forme una mezcla con 3 cm³ de tetracloruro de carbono y 3 cm³ de éter.
- 3.-Mezcle en el segundo tubo de ensayo 3 cm³ de tetracloruro de carbono y 3 cm³ de éter.
- 4.-Vierta 4 cm³ de agua en el tubo 3 y agréguele unos cristales de sulfato de cobre, agite.
- 5.-En el tubo 4 vierta 4 cm³ de agua y agréguele una pequeña porción de azufre en polvo.
- 6.-En el siguiente tubo de ensayo prepare una mezcla con 2 cm³ de éter y 2 cm³ de agua.
- 7.-Vierta 2 cm³ de agua en el sexto tubo y después agregue 2 cm³ de tetracloruro de carbono.



Crisol con tapa

8.-En el último tubo agregue unos cristales de sulfato de cobre y una cantidad equivalente de polvo de azufre; vierte 3 cm³ de agua, agítelo. Agregue ahora 1 cm³ de tetracloruro de carbono, vuelva a agitar y por último agregue un trozo pequeño de corcho.

DISCUSIÓN

Complete el cuadro de acuerdo a sus resultados:

Número de mezcla	Componentes (nombre)	Número de componentes	Número de fases	Estado físico de las fases	Tipo de mezcla
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					

Cuadro 13.1

Responda la siguiente pregunta:

1.-¿Cuál es la diferencia entre fase y estado físico?

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

Una mezcla homogénea tiene sus propiedades y composición:

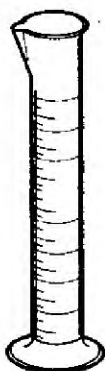
- A) Diversas
- B) Uniformes
- C) Casi iguales
- D) Muy diferentes

En una mezcla heterogénea puede distinguirse la presencia de:

- A) Dos o más fases
- B) Una sola fase
- C) Un sólo líquido
- D) Un estado físico

El aceite y el agua forman una:

- A) Mezcla homogénea
- B) Solución
- C) Aleación
- D) Mezcla heterogénea



Probeta graduada

TÉCNICAS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

TEORÍA

OBJETIVOS

- 1.-Aplicar las técnicas de decantación, filtración y cristalización, para separar compuestos.
- 2.-Usar adecuadamente el instrumental de laboratorio.

MATERIALES

- Tubos de ensayos de 25x150 cm³ con tapas.
- Cápsulas de porcelana.
- Probeta de 50 cm³.
- Soporte.
- Baño maría.
- Embudo.
- Varilla de vidrio.
- Papel de filtro.

REACTIVOS

- Cloruro de sodio.
- Ácido benzoico.



Cápsula de evaporación



Embudo

La mayor parte del trabajo de un químico tiene que ver con la separación de los compuestos presentes en una mezcla, como requisito para su posterior estudio e identificación. Podemos mencionar algunas mezclas como el petróleo, los minerales, los productos alimenticios, los caídos de fermentación, etc.

Se ha desarrollado un número considerable de técnicas, con procedimientos adecuados para conseguir la separación de los diferentes tipos de mezclas. Algunos de estos son de decantación, la filtración, la evaporación, la cristalización y la destilación. Veamos una breve descripción de cada una.

• Decantación

Una mezcla de un líquido y un sólido insoluble, más denso que el líquido, puede separarse por decantación. El proceso consiste en dejar la mezcla en reposo; al cabo de un tiempo el sólido se deposita en el fondo del recipiente y el líquido sobrenadante se puede separar (ver fig. 14.1).

• Filtración

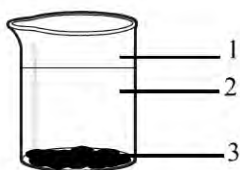
Este método se aplica para separar sólidos de líquidos. La mezcla heterogénea se vierte sobre un papel de filtro colocado sobre un embudo. El líquido (filtrado) atraviesa el papel de filtro y el sólido queda retenido por el medio filtrante (papel). Ver figura 5.1. pág. 33.

• Evaporación

Se aplica este método para separar un líquido de un sólido. El proceso consiste en evaporar el líquido y como residuo queda el sólido (no volátil).

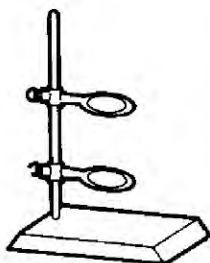
• Cristalización

Es uno de los mejores métodos físicos usados para separar y purificar compuestos sólidos a temperatura ambiente. Cuando una solución saturada y caliente de un compuesto se enfría, la solubilidad del soluto disminuye y el compuesto se separa entonces, en forma cristalina.

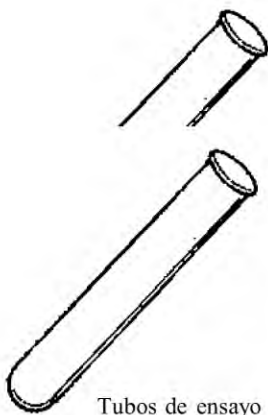


- 1 Vaso de precipitados.
- 2 Líquido sobrenadante.
- 3 Sólido decantado.

Figura 14.1
Separación de una mezcla por decantación.



Soporte Universal



Tubos de ensayo

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-En un tubo de ensayo tome aproximadamente 2.5 g de cloruro de sodio y disuélvalos en 10 cm³ de agua destilada.
- 2.-En otro tubo de ensayo tome 2.5 g de ácido benzoico y adicione 10 cm³ de agua destilada.
- 3.-Mezcle el contenido de los dos tubos y deje en reposo por 5 minutos, en proceso de decantación.
- 4.-Vierta, cuidadosamente, el líquido que sobrenada en tubo de ensayo, tratando de que no pase sólido. Luego, filtre el resto, recibiendo el filtrado en el tubo que contiene el líquido decantado.
- 5.-Tome 5 cm³ del filtrado en una cápsula de porcelana y evapórela en un baño maría. Observe el residuo.
- 6.-Disuelva completamente el sólido separado en el paso 4, en un vaso de precipitados, con la mínima cantidad de agua caliente. Deje enfriar y observe la formación de cristales. Si no se forman, enfríe con baño de agua.

DISCUSIÓN

- 1.-Analice el proceso de decantación y describa algunas de las filtraciones que presente.
- 2.-¿Es posible separar por cristalización dos sólidos disueltos? Investigue sobre la cristalización fraccionada.

CONCLUSIONES

RECOMENDACIONES

EXPERIMENTO N° 14

OBJETIVO

Aplicar el proceso de la destilación para separar una mezcla líquido-sólido y una mezcla líquido-líquido.

MATERIALES

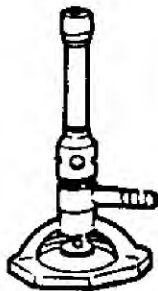
- Matraz de destilación de 125 cm³.
- Condensador o refrigerante.
- Termómetro.
- Mechero.
- Probeta de 50 cm³.

REACTIVOS

- Solución de sulfato de cobre (II).
- Mezcla alcohol-agua al 50%.



Termómetro



Mechero de Bunsen

LA DESTILACIÓN COMO MÉTODO DE SEPARACIÓN

TEORÍA

El proceso de la destilación consiste en evaporar (paso de líquido a vapor) un líquido, mediante la aplicación de calor y posteriormente condensarlo (paso de vapor a líquido), mediante un sistema de refrigeración que, generalmente, emplea aire o agua para retirar el calor.

El proceso de separación tiene como base la diferencia que existe entre el punto de ebullición de los componentes de la mezcla. Los líquidos cuyos puntos de ebullición son bajos (más volátiles) se evaporan primero; los de punto ebullición alto (menos volátiles), se evaporan después o quedan en el matraz de destilación. Los sólidos en solución (no volátiles) no se evaporan y permanecen en el balón. Existen tres tipos básicos de destilación: simple, fraccionada y de arrastre con vapor. Se aplican de acuerdo con las características de la mezcla.

Si la mezcla es líquido-sólido se aplica la destilación simple. Para ello se calienta suavemente hasta que el líquido se evapora y se recoge como destilado; en el balón quedará el sólido (no volátil).

Si la mezcla es líquido-líquido el proceso no es tan eficaz, porque al calentar suavemente, el líquido más volátil de menor punto de ebullición se evapora primero, pero arrastra algo del componente menos volátil (de mayor punto de ebullición). El destilado obtenido tendrá una mayor proporción del componente más volátil. Para la separación de este tipo de mezclas se aplica la destilación fraccionada.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Destilación simple

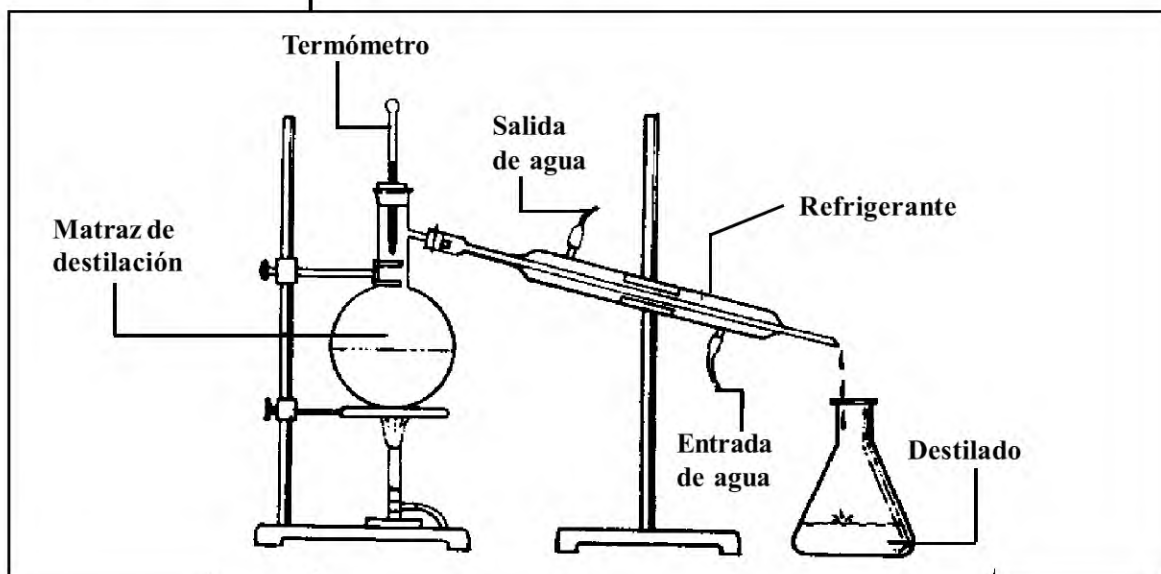
- 1.-Identifique cada uno de los componentes del equipo de destilación.
- 2.-Arme el montaje de acuerdo con la figura 10.1.
- 3.-Coloque 50 cm³ de solución de sulfato de cobre (II) en el matraz de destilación. Observe su color.
- 4.-Ajuste las uniones y haga circular el agua de refrigeración.
- 5.-Inicie el calentamiento y destile hasta recoger 5 cm³ de destilado en una probeta o tubo de ensayo. Observe el color del destilado.
- 6.-Continúe la destilación hasta recoger, en el mismo recipiente, unos 20 cm³ de destilado. Note el color de la solución del matraz. Anote sus observaciones.

HACER
ANOTACIONES

B.-Destilación fraccionada

- 1.-Lave perfectamente el equipo de destilación de acuerdo con la figura 15.1.
- 2.-Coloque 80 cm³ de la mezcla alcohol-agua en el matraz. Ajuste las uniones y haga circular el agua de refrigeración.
- 3.-Inicie el calentamiento y recoja el primer destilado en un vaso de precipitados.
- 4.-Cuando la temperatura, en la parte superior del matraz de destilación, se estabilice (permanezca constante) comience a recoger el destilado en la probeta.
- 5.-Cuando la temperatura comience nuevamente a aumentar, suspenda el proceso de destilación.

Figura 15.1
Montaje para realizar una destilación.



HACER
ANOTACIONES

DISCUSIÓN

1.-¿Cuál es el color del destilado en la parte A?

2.-¿Qué componente permanece en el matraz de destilación?

HACER
ANOTACIONES

3.-¿Qué cambio nota en la solución remanente (que permanece) en el matraz de destilación?

4.-¿En la parte B, qué componente destila la primera temperatura de estabilización?

5.-¿Cuál es el punto de ebullición de este componente?

6.-¿Qué volumen de destilado ha recogido en esta primera etapa? Compárelo con el volumen inicial de la mezcla alcohol-agua.

7.-¿Cómo explica usted el proceso de condensación de los vapores en el refrigerante?

8.-¿Cómo haría potable el agua de mar?

HACER
ANOTACIONES

9.-¿ Cómo separaría una mezcla de éter, alcohol y agua?

EXPERIMENTO N° 15

LA FILTRACIÓN Y LA DECANTACIÓN COMO MÉTODOS PARA SEPARAR MEZCLAS

OBJETIVO

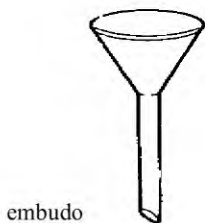
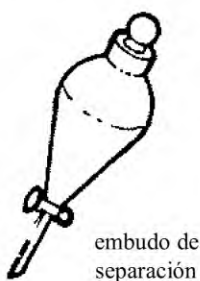
Identificar la decantación y la filtración como métodos para separar mezclas heterogéneas.

MATERIALES

- Embudo de separación
- Varilla de vidrio.
- Vasos de precipitados de 100 ml.
- Embudo.
- Probeta de 50 ml.
- Soporte universal con anillo.
- Vasos de precipitados de 250 ml.
- Hoja de papel filtro.

SUSTANCIAS

- 200 cm³ de agua.
- 50 cm³ de éter.
- 50 cm³ de tetracloruro de carbono.
- 3 g de talco



TEORÍA

Una sustancia sólida que se encuentra mezclada con una líquida puede separarse por medio de la decantación o la filtración.

La decantación se usa cuando el sólido está sedimentado: la filtración se emplea cuando el sólido se encuentra disperso en el líquido. La decantación consiste en dejar sedimentar el sólido, es decir, mantener en reposo el recipiente con la mezcla para que el sólido se deposite en el fondo, después se vacía con cuidado únicamente el líquido que sobrenada y el sólido permanece en el recipiente. La sedimentación se efectúa debido a que las sustancias tienen diferente densidad y se disponen o acomodan en capas.

En una mezcla heterogénea de dos sustancias líquidas también puede practicarse la decantación, para lo cual es más conveniente el uso de un embudo de separación. La filtración consiste en hacer pasar a través de un medio poroso una mezcla formada por sustancias sólidas y líquidas. En el laboratorio es común el empleo de hojas circulares de papel filtro, a las cuales se les da una forma cónica, después se coloca en un embudo, se vierte la mezcla y se recoge el filtrado en otro recipiente.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Vierta 50 cm³ de agua en un embudo de separación; agréguele 50 cm³ de tetracloruro de carbono. Coloque la tapa del embudo y agite vigorosamente. Coloque el embudo en el anillo del soporte. Anote sus observaciones donde corresponda.
- 2.-Una vez que se hayan separado bien el tetracloruro de carbono y el agua, coloque debajo del embudo de separación el vaso de 100 cm³ destape el embudo y cuidadosamente abra la llave para separar los componentes de la mezcla; cierre oportunamente la llave, de lo contrario la separación será incorrecta.
- 3.-Repita el procedimiento para separar ahora una mezcla de 50 cm³ de agua y 50 cm³ de éter. Escribe lo que observas.
- 4.-En un vaso de precipitados de 250 cm³ vierta 100 cm³ de agua; agréguele el talco y agite con la varilla de vidrio. Observe la mezcla formada.
- 5.-Prepare el papel filtro, dóble a la mitad dos veces consecutivas, de tal manera que al separar uno de los triángulos formados quede un cono; acomode el papel filtro en el embudo; filtre el contenido del vaso con la mezcla de agua y talco. Quite con cuidado el papel filtro, extiéndalo y colóquelo sobre la mesa. Obsérvelo.

DISCUSIÓN

Complete el cuadro de acuerdo a sus observaciones.

Mezcla	Características	¿Cómo se separaron los componentes?
1		
2		
3		

Cuadro 18.1

DIBUJE LOS MATERIALES

Probeta

Soporte universal

Anillo de soporte

Matraz

Elabore un dibujo que muestre los pasos necesarios para darle forma cónica al papel filtro.

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

A la sustancia clara que pasa a través del filtro se llama:

- A) Soluto
- B) Filtrado
- C) Cristal
- D) Insoluto

La decantación de dos sólidos se lleva a cabo convenientemente en un:

- A) Matraz
- B) Embudo cónico
- C) Tubo de ensayo
- D) Embudo de separación

Es recomendable usar la filtración cuando el sólido de la mezcla se:

- A) Disuelve
- B) Sedimenta
- C) Dispersa
- D) Sublima

OBSERVACIONES GENERALES

EXPERIMENTO N° 15

CROMATOGRAFÍA SOBRE PAPEL

OBJETIVO

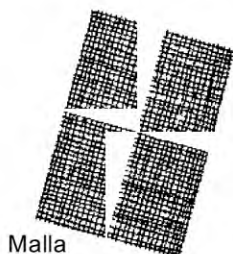
Aplicar la técnica de la cromatografía sobre papel para separar los pigmentos de un vegetal.

MATERIALES

- Tubo de ensayo grueso.
- Tapón de corcho.
- Cápsula de porcelana.
- Gancho para sujetar la tira de papel.
- Baño maría.
- Mechero.
- Trípode.
- Malla.
- Agitador.
- Hojas de espinaca.

REACTIVOS

- Alcohol etílico (etanol).
- Éter de petróleo.
- Acetona.



Malla



Trípode

TEORÍA

Cuando una tira de papel se humedece, habrá observado que el agua se desplaza por ésta y más aún, si la tira está colgada de tal manera que uno de sus elementos esté en contacto con el líquido, éste se desplaza en contra de la fuerza de gravedad. Este comportamiento se atribuye al fenómeno de la capilaridad. Las fibras húmedas del papel son la fase estacionaria y el líquido (solvente) que se desplaza es la fase móvil. Cuando el solvente encuentra en su camino sustancias solubles, tiende a arrastrarlas y a su vez la fase estacionaria tiende a retenerlas con una fuerza que depende de su naturaleza.

En tales condiciones, una sustancia que es muy retenida por el papel, tendrá una velocidad de desplazamiento baja. Por el contrario, una sustancia poco retenida avanzará rápidamente. La velocidad de avance depende de dos factores: la adsorción de la sustancia sobre el papel y su solubilidad en el solvente utilizado.

Cromatografía se puede definir como el proceso que permite separar los componentes de una mezcla, de acuerdo con la velocidad de desplazamiento sobre una fase estacionaria, papel en este caso.

Para desarrollar un cromatograma sobre papel, se coloca en la parte inferior del papel, la mezcla que se va a separar en solución. Luego se introduce en una cámara (un tubo de ensayo grueso o un erlenmeyer), de tal forma que la parte inferior de la tira de papel quede sumergida en el solvente.

El solvente asciende por capilaridad y arrastra los componentes de la mezcla con diferente velocidad. Se obtiene un resultado similar al indicado en la Figura 15.1.

Cuando las sustancias que se separan no tienen color, se determina su posición tratando el cromatograma con compuestos llamados reveladores, que forman productos coloreados con las sustancias de la mezcla original. Una vez separadas las sustancias se determina su posición mediante el valor R_f , definido como:

$$R_f = \frac{\text{distancia recorrida por la sustancia}}{\text{distancia recorrida por el solvente}}$$

De acuerdo con la Figura 15.2 se tiene:

A la sustancia 1 corresponde un R_f igual h_1/H

A la sustancia 2 corresponde un R_f igual h_2/H

El valor R_f es característico para cada sustancia y tipo de papel.

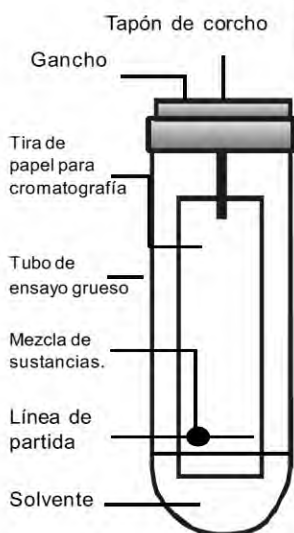


Figura 15.1
Montaje para desarrollar una cromatografía sobre papel.

Existen diferentes clases de cromatografía de acuerdo con el tipo de fase estacionaria empleada; en este caso es cromatografía de adsorción.

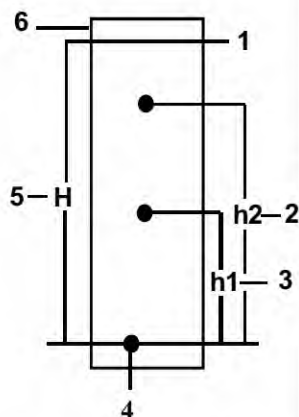
PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Pique, finamente dos o tres hojas de espinaca, colóquelas en una cápsula de porcelana con 25 cm³ de alcohol etílico. Caliente en baño maría hasta obtener un líquido verde oscuro. Separe, con decantación, la solución del residuo vegetal.
- 2.-Trace, con un lápiz, una línea sobre la tira de papel a dos cm de extremo inferior.
- 3.-En el centro de la tira y sobre la línea, coloque con la ayuda de un tubo capilar, una gota de la solución obtenida. Deje secar. Repita la operación unas diez veces.
- 4.-Coloque en el tubo 5 cm³ de la siguiente mezcla: 92 partes de éter de petróleo y 8 partes de acetona. Fije la tira del papel al tapón de corcho con gancho de tal manera, que al colocar el tapón en la boca del tubo, el extremo inferior toque el líquido.
- 5.-Cuando el solvente haya ascendido hasta 3 cm del extremo superior, saque el papel y déjelo secar.

DISCUSIÓN

- 1.-¿Cuántos colores diferentes puede ver en el cromatograma? Haga un dibujo.
- 2.-Calcule el R_f de cada una de las sustancias separadas.

Figura 15.2
Cromatograma



- 1.-Límite para el solvente.
- 2.-Distancia recorrida, sustancia h2.
- 3.-Distancia recorrida, sustancia h1.
- 4.-Mezcla de sustancias.
- 5.-Distancia recorrida por el solvente H.
- 6.-Tira de papel para cromatografía.

OBSERVACIONES GENERALES

ÁREA 1

MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Presta atención a los cambios físicos y químicos que ocurren en el entorno exponiendo la interpretación desde la perspectiva de la cinética molecular.
- Describe la aplicación de las diferentes leyes que rigen la conservación de la masa y de la energía en fenómenos naturales.

Propiedades Físicas y Químicas de la Materia

Experimento N° 17.— Cambios físicos y químicos.

Experimento N° 18.— Propiedades físicas de las sustancias.

Experimento N° 19.— Diferencia entre una mezcla y un compuesto.

Experimento N° 20.— Naturaleza atómica de la materia.

Experimento N° 21.— Estudio comparativo de las propiedades físicas y químicas de algunos elementos.



*«En el proceso de aprendizaje,
jamás será prudente divorciar la práctica de la teoría»*

EXPERIMENTO N° 17

OBJETIVOS

- 1.-Familiarizar al estudiante con transformaciones que impliquen cambios físicos, químicos o los dos.
- 2.-Distinguir entre un cambio físico y uno químico.

MATERIALES

- Vasos de precipitados.
- Cápsula de porcelana.
- Vidrio de reloj.
- Pinza.
- Probeta.
- Varilla de vidrio.
- Tubos de ensayo de 12 x 100.
- Malla.
- Mechero.
- Trípode.
- Baño maría.
- Espátula.

REACTIVOS

- Ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- Cloruro de sodio ($NaCl$).
- Nitrato de plata ($AgNO_3$).
- Carbonato de calcio ($CaCO_3$).
- Ácido clorhídrico (HCl).



Vasos de precipitados

CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

TEORÍA

En el universo, la materia está sujeta a cambios que pueden ser de naturaleza física o química.

Los cambios físicos son aquellos en los que no se altera la composición de la materia; por ejemplo los cambios de estado, de forma, de posición, de tamaño y de volumen.

En los cambios químicos, por el contrario, se produce un reordenamiento de los átomos por la formación de nuevas sustancias, con características diferentes a las de las sustancias originales; por ejemplo, la descomposición que puede llevarse a cabo por efecto del calor, la electricidad, agentes químicos, hongos o bacterias.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Cambio físico: cambio de estado

- 1.-En un vaso de precipitados coloque un cubo de hielo y caliente el vaso con llama baja.
- 2.-Cuando el hielo se haya fundido coloque un vidrio de reloj sobre el vaso y continúe el calentamiento. Describa lo observado.

B.-Cambios químicos

- 1.-Recorte trocitos muy pequeños de papel y deposítelos en una cápsula de porcelana. Adicione cuidadosamente unas 5 gotas de ácido sulfúrico concentrado (¡ Este ácido produce quemaduras graves!). Deje reposar unos 5 minutos y anote las observaciones.
- 2.-Coloque una muestra de 2 g de cloruro de sodio en un vaso. Obsérvela y describa sus propiedades físicas: aspectos, color, forma, etc.
- 3.-Adicione 25 cm^3 de agua al vaso y agite vigorosamente. Obsérvela.
- 4.-Divida en dos porciones iguales la solución salina y proceda a evaporar una de ellas en un baño maría. Describa las propiedades físicas del residuo.
- 5.-La otra porción de solución salina, pásela a un tubo de ensayo y adiciónale unas 5 gotas de solución de nitrato de plata. Anote sus observaciones.
- 6.-Transfiera una pequeña cantidad de carbonato de calcio, en polvo, a un tubo de ensayo limpio y seco; agregue, aproximadamente, 5 cm^3 de ácido clorhídrico en solución.

**HACER
ANOTACIONES**

- 7.-Agregue una granalla de cinc a un tubo que contiene 5 cm³ de ácido clorhídrico en solución.
- 8.-Con una pinza, sostenga un pequeño trozo de magnesio sobre la llama del mechero. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1.-¿Qué tipo de cambio se produce al calentar el cubo de hielo?

2.-¿Por qué se forman gotas de agua sobre la superficie del vidrio de reloj al calentar el agua?

3.-¿El cambio que causa el ácido sulfúrico en el papel, es una descomposición?

4.-¿Qué le ocurre al cloruro de sodio cuando se le agrega agua? ¿Ha cambiado su aspecto, su forma o su estructura? Explique.

5.-¿Cuál es la evidencia de que al cloruro de sodio no pierde sus propiedades intrínsecas cuando se disuelve en agua?

6.-¿Las pruebas 3 a 8 son cambios físicos o químicos? Explique.

7.-Escriba las reacciones correspondientes a los aportes 5 a 8.

**GLOSARIO SOBRE
EL TEMA**

EXPERIMENTO N° 18

OBJETIVO

Identificar algunas propiedades físicas de una sustancia.

MATERIALES

- Tubos de ensayo.
- Espátula.
- Gradilla.
- Soporte.
- Aro de hierro.
- Malla.
- Mechero.
- Lupa.
- Varilla de vidrio.

REACTIVOS

- Azufre en polvo.
- Cobre en láminas.
- Cinc en granallas.
- Sulfato de cobre (II) pentahidratado.
- Cloruro de sodio.
- Yodo metálico.
- Ácido clorhídrico diluido.
- Hidróxido de amonio diluido.
- Disulfuro de carbono (CS).



Tubos de ensayo

PROPIEDADES FÍSICAS DE LAS SUSTANCIAS

TEORÍA

Propiedades físicas de las sustancias son cualidades que percibimos, directa o indirectamente, con nuestros sentidos. Si éstas son características de un determinado tipo de sustancia, se llaman propiedades específicas o intrínsecas, tales como: color, olor, sabor, solubilidad, dureza, maleabilidad y otras más.

Si las propiedades dependen de la cantidad de muestra investigada se denominan propiedades extensivas, tales como peso, volumen y tamaño. Si las propiedades no dependen de la cantidad de materia se llaman intensivas, como la densidad y el calor específico.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Color y estado físico

Coloque en el respectivo tubo de ensayo el reactivo que se indica en el Cuadro 20.1. Observe y anote su color y su estado físico.

	Reactivo	Color	Estado físico
1	Azufre		
2	Cobre		
3	Cinc		
4	Sulfato de cobre hidratado (1.5)		
5	Cloruro de sodio		
6	Yodo		

Cuadro 20.1

B.-Olor y tacto

1.-En un tubo de ensayo coloque 2 cm^3 de solución de ácido clorhídrico y en otro 2 cm^3 de solución de hidróxido de amonio. Pase la mano por la boca del tubo de ensayo, para desplazar suavemente los vapores hacia la nariz. Perciba y describa el olor.

HACER
ANOTACIONES

Reactivos		Olor
1	Ácido clorhídrico	
2	Hidróxido de amonio	

Cuadro 20.2

C.-Solubilidad en agua (use los 6 tubos de la parte A)

Determine la solubilidad de cada una de las sustancias indicadas en el Cuadro 20.3.

Adicione a cada una de las sustancias de la parte A, 3 cm³ de agua, agite y luego deje en reposo. Observe y clasifíquelas como solubles, poco solubles o insolubles.

	Reactivo	Solubilidad	Color de solución
1	Azufre		
2	Cobre		
3	Cinc		
4	Sulfato de cobre hidratado (1.5)		
5	Cloruro de sodio		
6	Yodo		

Cuadro 20.3

HACER
ANOTACIONES

D.-Forma cristalina

En un tubo de ensayo limpio y seco coloque 1 g de azufre y adicione 3 a 4 cm³ de disulfuro de carbono. Agite, manteniéndolo tapado, el tubo con el dedo, protegido con papel cristal. Observe con la lupa las características del sólido obtenido.

DISCUSIÓN

1.-¿Qué propiedades físicas identificó en la experiencia?

EXPERIMENTO N°19

DIFERENCIA ENTRE UNA MEZCLA Y UN COMPUESTO

OBJETIVO

Diferenciar entre mezcla, compuesto y elemento, mediante la observación de algunas de sus características.

MATERIALES

- Imán.
- Mortero.
- Tubos de ensayo.
- Gradilla.
- Mechero.
- Vidrio de reloj.
- Espátula.
- Embudo de vidrio.
- Pinzas.
- Soporte.
- Panel de filtro.

REACTIVOS

- Limadura de hierro.
- Azufre en polvo.
- Disulfuro de carbono.
- Ácido clorhídrico diluido.

TEORÍA

De acuerdo con su composición, las sustancias pueden ser simples (elementos), mezclas o compuestos. Pueden diferenciarse entre si según sus características. Las sustancias elementales están formadas por una sola clase de átomos. En el hierro, el cobre, el oxígeno y el azufre solo se encuentran átomos de hierro, de cobre, de oxígeno y de azufre, respectivamente.

Los compuestos están formados por la unión de dos o más elementos diferentes en una proporción definida para cada compuesto. Se sabe que el agua está constituida por hidrógeno y oxígeno (ambos gases), combinados en tal forma que el producto tiene unas propiedades diferentes a las de sus componentes. Otro ejemplo es el óxido de mercurio (II), que se presenta como un polvo amarillo o rojo, pero está formado por oxígeno (gas) y mercurio (líquido) en una proporción definida. Si se tiene una cantidad cualquiera de estos compuestos, se verá un sistema homogéneo, si se observa a simple vista o con una lupa o al microscopio. Generalmente sus elementos constitutivos pueden separarse por métodos químicos. También se puede encontrar sustancias que a simple vista, parecen homogéneas, pero al observarlas con una lupa o al microscopio se ven diferentes tipos de partículas, que se encuentran en proporciones variables, que pueden separarse por medios mecánicos, pues mantienen sus propiedades individuales. Estas sustancias son las mezclas. La extracción del oro de la arena de los ríos es un ejemplo de separación mecánica de una mezcla.

Mezcla

- 1.- Los componentes se pueden encontrar en cualquier proporción.
- 2.- En su obtención no hay evidencia de cambio químico.
- 3.- Los componentes de la mezcla conservan sus propiedades (mantienen su identidad).
- 4.- Los componentes pueden separarse mecánicamente.

Compuesto

- 1.- Los elementos constitutivos se encuentran en proporciones definidas de peso.
- 2.- En su obtención siempre se presenta un cambio químico.
- 3.- Los componentes pierden sus propiedades originales.
- 4.- Los componentes pueden separarse por medios químicos.

Se pueden resumir las diferencias entre mezcla y compuesto de la siguiente manera:

PARTE EXPERIMENTAL

7.-Mida 50 cm³ de alcohol y 50 cm³ de agua mézclelos. Observe el volumen final.

Elabore un cuadro y consigne cada uno de estos datos.

DISCUSIÓN

1.-¿Qué se observa al disolver un sólido en un líquido?

2.-¿Se difundirán todos los sólidos a la misma velocidad que el permanganato de potasio?

3.-¿Qué ocurrirá si se agregaran muchos cristales de permanganato de potasio?

4.-¿Habrá el mismo número de partículas en 100 cm³ de bolas de cristal que en 100 cm³ de arena?

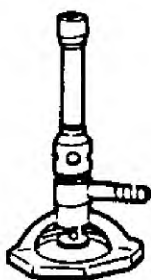
HACER
ANOTACIONES

5.-Compare el resultado obtenido al mezclar azúcar y agua, con el resultado al mezclar las bolas de cristal y la arena. ¿Qué explicación da al resultado obtenido?

6.-Compare el resultado obtenido al mezclar alcohol y agua, con el resultado al mezclar azúcar y agua. ¿Qué explicación da al resultado obtenido?

7.-Si se acepta que los líquidos están conformados por partículas, ¿se podrá afirmar lo mismo de los sólidos y de los gases?

8.-¿Se podrá hablar de la existencia de partículas únicamente en el caso de las bolas de cristal, de plástico, de las arvejas y de la arena?



Mechero de Bunsen

**HACER
ANOTACIONES**

9.-Por el hecho de que las partículas sean invisibles, ¿se podrá afirmar que no existen?

10.-¿ Se puede afirmar que 100 cm³ de hierro y 100 cm³ de aluminio tienen el mismo número de partículas?

11.-¿ Con este experimento podemos concluir que la materia es de naturaleza corpuscular (formada por partículas)? Explique.

IDEAS RELEVANTES



Frasco con tapa

EXPERIMENTO N° 20

NATURALEZA ATÓMICA DE LA MATERIA

TEORÍA

OBJETIVOS

- 1.-Inferir la existencia de partículas invisibles (átomos y moléculas) a partir de propiedades de conjuntos de partículas visibles.
- 2.-Explicar la difusión del permanganato de potasio (KMnO_4) en agua.

MATERIALES

- Vaso de precipitados de 250 cm^3 .
- Arena.
- Bolas de cristal.
- Arvejas.
- Bolas de plástico (grandes).
- Probetas de 250 cm^3 .

REACTIVOS

- Permanganato de potasio.
- Alcohol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).
- Agua.



Bolas de cristal



Vaso para precipitado

La materia está formada por partículas muy pequeñas, que poseen masa y volumen, llamadas átomos y moléculas.

La materia que está formada por una sola clase de átomos se llama elemento. A su vez, los átomos (iguales o diferentes) se pueden unir entre sí para formar unidades más grandes, llamadas moléculas.

Sean átomos o moléculas las unidades constitutivas de la materia, tienen una organización que varía según el estado físico en que se encuentre. En estado sólido, presentan una distribución rígida, con un mínimo de movimiento y con espacios entre ellas. En el estado líquido tienen más libertad de movimiento y, digamos, que resbalan unas sobre otras y permiten el paso de otros átomos o moléculas entre ellas. Finalmente, el estado gaseoso la libertad de movimiento es máxima, se desplazan a gran velocidad y en cualquier dirección. El espacio entre ellas es muy grande, comparado con el volumen de los átomos o moléculas.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Coloque dos o tres cristallitos de permanganato de potasio en un vaso limpio y llénelo, suavemente, con agua. No lo agite. Observe el color en seguida de que adicione el agua, cuando haya transcurrido una hora y, finalmente, al cabo de dos horas.
- 2.-Tome cuatro vasos y llénelos de la siguiente manera: el primero con bolas de plástico, el segundo con bolas de cristal, el tercero con arvejas y el cuarto con arena. Observe cada uno de los vasos y anote sus comentarios.
- 3.-Ordene los recipientes según el tamaño de las partículas que contienen, de las más grandes a las más pequeñas. Compare el volumen ocupado por las partículas en cada recipiente.
- 4.-Determine el espacio libre que hay entre las partículas de los cuatro vasos midiendo el volumen de agua que se puede agregar, sin que varíe el volumen inicial.
- 5.-Mida aproximadamente 100 cm^3 de bolas de plástico y 100 cm^3 de bolas de cristal y mézclelas. Observe el volumen total que se obtiene. Haga lo mismo con 100 cm^3 de bolas de cristal y 100 cm^3 de arvejas; con 100 cm^3 de bolas de cristal y 100 cm^3 de arena; con 100 cm^3 de arvejas y 100 cm^3 de azúcar. Observe el volumen final en cada caso.

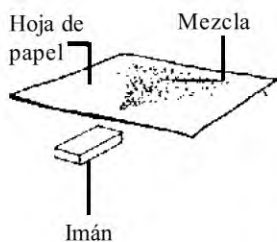


Figura 20.1

Separación de los componentes de un tipo de mezcla.

**HACER
ANOTACIONES**

6.-Mida 25 cm³ de azúcar y 200 cm³ de agua. Adicione el azúcar al agua. Observe el volumen final.

En la experiencia se comprobó lo dicho anteriormente con respecto a un compuesto y a una mezcla. Se preparó una mezcla, reuniendo diferentes sustancias y se observó durante el proceso que no se presenta cambio químico alguno, porque no hay absorción ni desprendimiento de energía y porque las propiedades de cada componente se conservan. Luego, se provocará un cambio químico entre estos materiales con la ayuda de calor y se probará si los componentes mantienen sus propiedades o no.

Se utilizarán como propiedades la atracción del hierro por un imán y la solubilidad del azufre en disulfuro de carbono, para comprobar cuando el elemento ha entrado a formar parte del compuesto y cuando no.

PARTE EXPERIMENTAL

A. Estudio de algunas propiedades de los elementos

1.-Con la ayuda de la espátula tome una pequeña cantidad de hierro en polvo (o limaduras) y observe sus propiedades físicas (color, olor y solubilidad en disulfuro de carbono). Para probar la solubilidad en agua y en disulfuro de carbono, introduzca una pequeña cantidad de limadura en un tubo de ensayo y adicione 1 o 2 cm³ del líquido; agite y observe si se disuelve o no. Pruebe el comportamiento con ácido clorhídrico diluido en la forma descrita antes. Repita las mismas pruebas con el azufre en polvo y anote sus observaciones en el Cuadro 22.1

PROPIEDAD	HIERRO	AZUFRE
Color		
Olor		
Solubilidad en agua		
Solubilidad en bisulfuro de carbono		
Reacción con ácido clorhídrico		
Prueba con el imán		

Cuadro 22.1

B. Preparación de una mezcla y separación de sus componentes

1.-Pese separadamente 2,0 g de azufre en polvo y 3,5 g de limaduras de hierro. Mezcle bien en un mortero. Observe la coloración.
 2.-Observe la mezcla con una lupa. Anote sus observaciones.
 3.-Coloque una porción de la mezcla sobre un papel y pase un imán por debajo de la hoja, con un movimiento del centro hacia los bordes. Anote sus observaciones. (Ver Fig. 22.1).
 4.-Con la ayuda de la espátula tome una pequeña porción de la mezcla, pásela a un tubo de ensayo y adicione unos 2 cm³ de

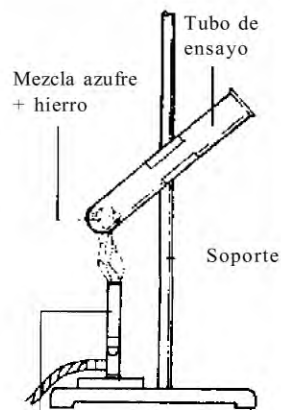


Figura 20.2
Calentamiento de la mezcla.

**GLOSARIO
DEL TEMA**

disulfuro de carbono. Agite. Filtre la mezcla en papel de filtro (no lo humedezca). Observe el residuo y el filtrado. Anote sus comentarios.

- 5.-Evapore el filtrado sobre un vidrio de reloj al baño maría. Observe el residuo. Anote sus comentarios.
- 6.-Deje secar el contenido del papel de filtro. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

- 1.-¿La mezcla de azufre y hierro es homogénea o heterogénea? Explique.

- 2.-¿Considera posible separar el hierro y el azufre con un imán? Explique.

3. -De acuerdo con la coloración del filtrado y las características del residuo, después de evaporar el bisulfuro de carbono, y del residuo sobre el papel de filtro, ¿qué sustancias ha separado?

- 4.-Cuando reunió el azufre y el hierro, ¿obtuvo un compuesto, un elemento o una mezcla? Explique su respuesta.

C- Ley de proporciones definidas

1.-Pese un tubo de ensayo limpio y seco.

2.-Introduzca en el tubo 1,0 g de limaduras de hierro y 2,5 g de azufre. Primero caliente suavemente y después fuertemente hasta que se desprendan vapores (trabaje en la vitrina). Deje enfriar unos 10 minutos y pese el tubo con el residuo. Anote los resultados en el Cuadro 22.2.

3.-Al producto de la reacción adicione, lentamente, ácido clorhídri-

Peso del tubo de ensayo _____	_____g (A)
Peso del tubo de ensayo + compuesto formado _____	_____g (B)
Peso del compuesto formado (B-A) _____	_____g (C)
del azufre combinado con la limadura de hierro (C-1 g) _____	_____g (D)

Cuadro 22.2

HACER
ANOTACIONES

DISCUSIÓN

1.-Compare el valor de la masa (D) de azufre combinada con la limadura de hierro (su dato), con el valor obtenido por sus compañeros. ¿Qué conclusión puede plantear?

2.-De acuerdo con la ecuación balanceada entre el azufre y el hierro, calcule la masa de azufre que se combina con 1,0 g de hierro. ¿Qué conclusión puede plantear?

EXPERIMENTO N°21

ESTUDIO COMPARATIVO DE LAS PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE ALGUNOS ELEMENTOS

OBJETIVOS

- 1.-Identificar la periodicidad en las propiedades de los elementos.
- 2.-Identificar las variaciones en las propiedades de los elementos de un mismo periodo.
- 3.-Reconocer las variaciones en las propiedades de los elementos de un grupo.
- 4.-Comparar la actividad química de algunos elementos metálicos.
- 5.-Comparar la actividad química de algunos elementos no metálicos.

MATERIALES

- 5 vidrios de reloj
- Espátula
- Tubos de ensayo de 12 x 100
- Gradilla
- Probeta de 50 cm³
- Cápsula de porcelana
- Baño maría
- Tripode
- Malla
- Mechero
- Pipeta graduada.

REACTIVOS

- Litio (Li).
 - Sodio (Na).
 - Magnesio (Mg).
 - Calcio (Ca).
- (Todos metálicos)
- Ácido acético.
 - Fenolftaleína.

TEORÍA

Los elementos poseen propiedades físicas y químicas características. Las químicas pueden relacionarse en forma amplia con la posición del elemento en la tabla periódica. Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares, en tanto que los de un mismo periodo tienen marcadas diferencias.

Durante la realización de esta experiencia se debe tener a la vista una tabla periódica, para ubicar los elementos con los que se está trabajando.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Algunas propiedades físicas de elementos de los grupos IA y IIA

- 1.-Coloque en vidrios de reloj pequeñas muestras de litio, sodio, magnesio y calcio. Examine cada una de ellas y anote sus observaciones en el Cuadro 23.1. Consulte en una tabla sobre propiedades de los elementos y complete la información.

PROPIEDAD	Li	Mg	Ca	Na
Estado físico a temperatura ambiente				
Brillo metálico (si, no)				
Densidad				
Temperatura de fusión				

Cuadro 21.1

B.-Algunas propiedades químicas de los elementos de los grupos IA IIA

- 1.-Marque cuatro tubos de ensayo y colóquelos en la gradilla. Mida en cada uno aproximadamente, 5 cm³ de agua y adicione una pequeña muestra de cada metal en el respectivo tubo. Observe si hay evidencia de reacción. Adicione dos gotas de solución de Fenolftaleína (da color rojo en medio básico) en cada tubo. Anote sus observaciones.
- 2.-En dos tubos de ensayo marcados, mida 5 cm³ de ácido acético 1 M. Añada una pequeña muestra de magnesio en uno y de calcio en el otro. Anote sus observaciones.

**HACER
ANOTACIONES**

3.-Vierta el contenido de cada tubo en su respectiva cápsula de porcelana y evapore el agua a baño maría. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1.-¿Cuáles de los metales ensayados reaccionaron con el agua?

2.-Con base en la reactividad química mostrada por los metales estudiados, ¿cuál clasificaría como el más activo y cuál como el menos activo?

3.-¿Qué productos se formaron donde se presentó un cambio químico? Escriba las ecuaciones correspondientes a cada reacción.

REACTIVOS

- Agua de cloro.
- Bromo líquido.
- Yodo en cristales.
- Tetracloruro de carbono (CCl_4).

C.-Algunas propiedades físicas de elementos del grupo VIIA

1.-Marque tres tubos de ensayo. En el primero coloque, aproximadamente, 5 cm^3 de agua de cloro, 5 gotas de bromo en el segundo y 263 cristales de yodo en el tercero. Examine cada muestra y anote sus observaciones.

2.-Adicione 5 cm^3 de agua a los tubos que contienen el bromo y el yodo; agítelos. Anote sus observaciones.

3.-Adicione a cada uno de los tres tubos unos 2 cm³ de tetracloruro de carbono, agítelos y déjelos en reposo en la gradilla. Observe la coloración de la capa de tetracloruro de carbono. Anote sus observaciones. Consulte un manual de tablas y constantes para completar la tabla de resultados.

Propiedad física	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Estado físico a temperatura ambiente			
Color			
Solubilidad en agua (sí, no)			
Solubilidad en tetracloruro de carbono (CCL) (sí, no)			
Densidad			
Temperatura de fusión			

Cuadro 21.2

HACER
ANOTACIONES

DISCUSIÓN

1.-Al dejar en reposo los tubos con el tetracloruro de carbono se observan dos fases. Identifíquelas. Justifique su respuesta.

2.¿Por qué se colorea la capa de tetracloruro?

3.¿Podrá aplicarse este método para extraer solutos de una solución?

REACTIVOS

- Sodio o Magnesio.
- Aluminio.
- Fósforo rojo.
- Azufre en polvo.
- Agua de cloro.
- Disulfuro de carbono (CS₂).

D.-Comparación de algunas propiedades de elementos del tercer período

- 1.-En vidrios de reloj, coloque pequeñas muestras de cada uno de los elementos indicados y en un tubo de ensayo coloque 3 cm³ de agua de cloro. Observe cada muestra y anote las propiedades físicas observadas en el Cuadro 23.3.
- 2.-Marque 5 tubos de ensayo con los nombres de los elementos del punto anterior, ordénelos en una gradilla con 3 cm³ de agua cada uno y en el sexto agua de cloro. Adicione a cada tubo la muestra del elemento. Observe cuidadosamente lo que ocurre en cada tubo y transcurridos 10 minutos vuelva a examinarlos. Anote sus observaciones.
3. Decante el agua de los tubos (donde sea posible) y luego adicione a cada tubo 3 cm³ de disulfuro de carbono. Observe cuidadosamente y anote las observaciones correspondientes.

PROPIEDADES	Na	Mg	Al	P (rojo)	S	Cl ₂
Estado físico a temperatura ambiente						
Brillo metálico (si, no)						
Color						
Solubilidad en agua (si, no)						
Reacción con el agua (si/no)						
Solubilidad en bisulfuro de carbono (si/no)						

Cuadro 21.3

DISCUSIÓN

1. ¿Qué generalización puede hacer con respecto al carácter metálico o no metálico de los elementos de un período?

2. ¿Qué puede decir sobre la solubilidad de los elementos de un período en agua y disulfuro de carbono?

**HACER
ANOTACIONES**

3.-Para los casos en que se presentó evidencia de reacción, escriba las ecuaciones químicas correspondientes.

REACTIVOS

- Sodio o Magnesio.
- Aluminio.
- Ácido acético 1 M.
- Ácido clorhídrico 6 M.

E. Haga comparaciones sobre la actividad química de los metales de un mismo período.

- 1.-La actividad frente al agua ya se observó en la experiencia D.2 de esta misma práctica.
- 2.-En dos tubos de ensayo mida 5 cm³ de solución de ácido acético. Al primero añada una pequeña muestra de magnesio y al segundo una de aluminio. Observe si hay reacción química y la intensidad de la misma. Anote sus resultados.
- 3.-Repita la experiencia anterior empleando ácido clorhídrico 6 M y acerque a la boca de cada tubo un fósforo encendido. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

**HACER
ANOTACIONES**

1.-Escriba las cuatro ecuaciones correspondientes.

2.-De acuerdo con todo observado, ¿qué puede concluir respecto a la actividad de los elementos estudiados frente a los ácidos?

REACTIVOS

- Magnesio.
- Aluminio.
- Cinc.
- Cobre.
- Estaño.
- Cobre.
- Ácido clorhídrico 6 M.

FÓRMULAS

F.-Compare la actividad química de algunos metales representativos y de transición

- 1.-En un tubo de ensayo coloque una tira de cinta de magnesio (0,5 cm.) y adicione 1 cm³ de ácido clorhídrico 6 M. Observe la intensidad de la reacción. Acerque a la boca del tubo un fósforo encendido para probar la inflamabilidad del gas que se desprende.
- 2.-Repita la experiencia anterior utilizando muestras de cinc, aluminio, estaño y cobre. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

- 1.-Escriba las ecuaciones correspondientes a los casos en que hay reacción.

- 2.-¿Qué puede decir respecto a la actividad de los metales estudiados frente al ácido clorhídrico 6 M?

- 3.-¿En qué parte de la tabla están ubicados los elementos metálicos ?

4.-Complete la siguiente parte de la tabla periódica, en el cuadro 23.4 escriba el símbolo y número atómico del elemento correspondiente.

2	3																		
3																			17
4	19											29							
5																			
6																			
7																			88

Cuadro 21.4

IDEAS RELEVANTES

5.-¿Cómo son entre sí las propiedades químicas de los elementos de un mismo grupo?

6.-Las propiedades de los elementos de un período son similares? Explique su respuesta.

7.-¿Qué se entiende por periodicidad en las propiedades químicas de los elementos?

ÁREA 1

MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Presta atención a los cambios físicos y químicos que ocurren en el entorno exponiendo la interpretación desde la perspectiva de la cinética molecular.
- Describe la aplicación de las diferentes leyes que rigen la conservación de la masa y de la energía en fenómenos naturales.

Conservación de la materia y la energía

Experimento N° 22.— La combustión y oxidación de los modelos generales de energía.

Experimento N° 23.— La efervescencia y la fermentación como procesos transformadores.

Experimento N° 24.— La digestión como proceso energético.

Experimento N° 25.— Ley de conservación de la materia.

Experimento N° 26.— Ley de las proporciones múltiples.



«Mientras más práctico, más aprendo»

EXPERIMENTO

N°22

OBJETIVO

Identificar la combustión y la oxidación como fenómenos químicos generadores.

MATERIALES

- Mechero de Bunsen.
- Matraz Erlenmeyer.
- Caja de cerillos.
- Cápsula de porcelana.
- Salero
- Cucharilla de combustión.
- Tapón bihoradado.
- Gotero.
- Pinzas para crisol.
- Tubo de vidrio doblado a 90 grados.

SUSTANCIAS

- 1 g de carburo de calcio (CaC_2)
- 2 g de limadura de hierro (Fe)
- 2 g de magnesio (Mg)
- 1 g de cloruro de litio (LiCl)
- Gas doméstico
- Agua (H_2O)



erlenmeyer

LA COMBUSTIÓN Y LA OXIDACIÓN COMO MODELOS GENERADORES DE ENERGÍA

TEORÍA

El **oxígeno** es un elemento muy abundante en la Tierra y debido a sus características químicas se combina con la mayoría de los elementos; se le encuentra en el agua, los óxidos, peróxidos, silicatos, fosfatos, nitratos, sulfatos, carbonatos y otros compuestos. Por su actividad química y su propiedad comburente, el oxígeno interviene en dos fenómenos químicos muy importantes en nuestra vida: la oxidación y la combustión; estos son fenómenos químicos porque cuando ocurren, se forman sustancias diferentes de la materia afectada.

En general, se llama **oxidación** a la reacción química en la que el oxígeno se combina con otro elemento para producir óxidos. Es común ver objetos metálicos, principalmente de hierro, que expuestos a la humedad y al oxígeno del aire se oxidan.

Combustión es cualquier reacción química que produce luz y calor. La temperatura más baja a la que una sustancia empieza a arder y continua quemándose se llama temperatura de inflamación. El calor y la luminosidad de la flama dependen de cada combustible.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Encienda un cerillo, observe las características de la flama y del residuo. Escriba sus observaciones.
- 2.-Introduzca el tubo de vidrio en una de las perforaciones del tapón de hule y en la otra, el gotero lleno de agua. Deposite el carburo de calcio en un matraz limpio y seco. Coloque el tapón en el matraz. Deje caer unas gotas de agua sobre el carburo; el gas que se desprende es acetileno; provoque la combustión de este gas; acerque un cerillo encendido en la salida del tubo de desprendimiento. Puedes agregar más gotas de agua para continuar la reacción. Observe las características de la flama y anótelas.
- 3.-Encienda el mechero, observará la combustión del gas. Abra y cierre lentamente la entrada de aire, gire el collarín del mechero; observe y haga sus anotaciones.
- 4.-Si la entrada de aire está cerrada, la combustión es incompleta; para comprobarlo, haga lo siguiente: mantén abierta la entrada de aire; sujete la cápsula de porcelana con las pinzas y pongala encima de la flama durante dos minutos. Observe la superficie de la cápsula expuesta a la flama. Repita la operación, cierre ahora totalmente la entrada de aire del mechero. Observe lo que ocurre.

**HACER
ANOTACIONES**

- 5.-Observe la consistencia del magnesio y colóquelo en la cucharilla de combustión. Abra las ventilas del mechero y provoque la combustión (y oxidación) del magnesio; una vez que esta inicie, retire la cucharilla del mechero. Escriba sus observaciones. Observe el residuo de esta reacción, se llama óxido de magnesio (MgO).
- 6.-Ponga la limadura de hierro dentro del salero y viértala sobre la flama del mechero; observe lo que pasa.
- 7.-Limpie la cucharilla de combustión y colóquelo el cloruro de litio; vierta unas gotas de agua para que se humedezca y provoque su combustión; observe el color de la flama; escriba sus observaciones.

DISCUSIÓN

	Características de la flama		
	Color	Luminosidad	¿Diferentes zonas?
Color Cerillo Gas (combustión incompleta) Gas Acetileno Magnesio Hierro en limadura Litio			

Cuadro 24.1

Complete el cuadro de acuerdo a sus resultados.

**PALABRAS CLAVES
DEL TEMA**

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

Para que la oxidación se efectúe, se requiere el elemento:

- A) Nitrógeno.
- B) Hidrógeno.
- C) Oxígeno.
- D) Carbono

La combustión y la oxidación provocan en la materia cambios:

- A) Físicos.
- B) Insignificantes.
- C) Magnéticos.
- D) Químicos

El calor de la flama y su color dependen principalmente del:

- A) Combustible.
- B) Comburente.
- C) Nitrógeno.
- D) Hidrógeno.

EXPERIMENTO N° 23

OBJETIVOS

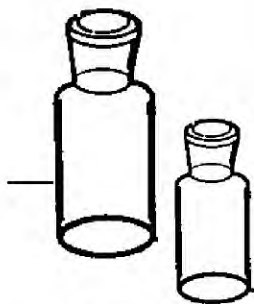
Identificar las méclas efervescentes y los procesos de fermentación como fenómenos químicos.

MATERIALES

- Frascos con tapa.
- Vasos de precipitados de 250 cm³.

SUSTANCIAS

- 5 g de carbonato de sodio.
- 1 tableta efervescente.
- 400 cm³ de agua.
- 10 cm³ de ácido clorhídrico.
- 1 trozo de piña.



Frascos con tapa



Vaso para precipitado

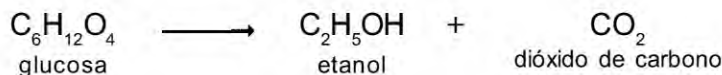
LA EFERVESCENCIA Y LA FERMENTACIÓN COMO PROCESOS TRANSFORMADORES

TEORÍA

Muchas reacciones químicas, cotidianamente, producen algún gas que se desprende poco a poco o burbujea rápidamente a través de un líquido. Dentro de este tipo de reacciones están la fermentación y la efervescencia.

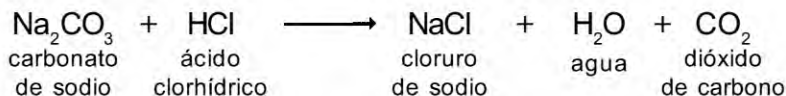
La **fermentación** es la transformación química que sufren sustancias por la acción catalítica de cantidades muy pequeñas de otras sustancias como fermentos o enzimas, contenidas en microorganismos o que son segregadas por los seres vivos.

En el proceso de fermentación alcohólica de la glucosa se lleva a cabo la reacción:



La efervescencia es un proceso químico en el que una sustancia burbujea cuando se combina con otra. Las burbujas resultantes son ocasionadas por el gas que se produce en el proceso; generalmente ese gas se separa de inmediato y provoca la continuación de la reacción y su consumación.

Un ejemplo de reacción efervescente es:



PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Un día antes de realizar la práctica, corte un pedazo de piña en pequeños trozos. Guárdela en un frasco cerrado.
- 2.-El día de la práctica, destape el frasco y vacíe la piña en un vaso de precipitados. Fíjese en las características de la piña y anote lo observado.
- 3.-En un vaso de precipitados vierta 100 cm³ de agua, agrégale 10 cm³ de ácido clorhídrico. En otro vaso con 100 cm³ de agua vierta carbonato de sodio y agítelo hasta que se disuelva. Mezcla las dos soluciones y después de observar lo ocurrido haga sus anotaciones.
- 4.-Deje caer una tableta efervescente en un vaso con 200 cm³ de agua. Busque en la envoltura qué compuestos contiene la tableta, anótelos.

FÓRMULAS DE
REACTIVOS

ANOTE LO OBSERVADO DURANTE LAS REACCIONES.

Primera reacción: _____

Segunda reacción: _____

Tercera reacción: _____

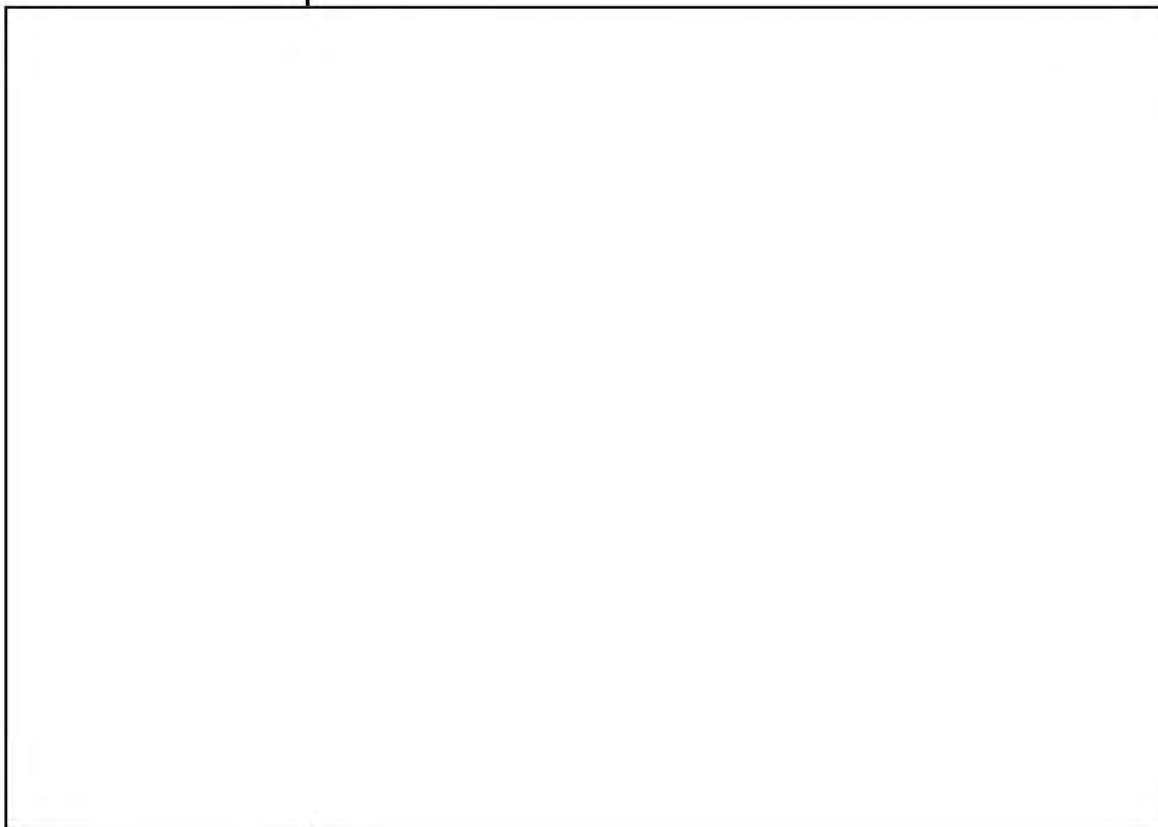
FÓRMULAS DE
PRODUCTOS

**CONTESTE DE ACUERDO A SUS RESULTADOS
Y OBSERVACIONES**

1.-¿Qué tienen en común las tres reacciones efectuadas?

2.-¿Qué producto se obtiene como resultado de la fermentación de la uva? _____

Realice un dibujo que muestre el proceso que siguió en el procedimiento tres.



PALABRAS CLAVES

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

La fermentación se realiza principalmente gracias a:

- A) Las enzimas.
- B) Los gases.
- C) El calor.
- D) El aire.

El proceso por el cual una sustancia burbujea al combinarse con otra se llama:

- A) Evaporación.
- B) Ebullición.
- C) Efervescencia.
- D) Fermentación.

Durante la efervescencia y la fermentación ocurren en la materia cambios:

- A) Biológicos.
- B) Físicos.
- C) Mecánicos.
- D) Químicos.

EXPERIMENTO

N° 24

LA DIGESTIÓN COMO PROCESO ENERGÉTICO

OBJETIVO

Comprobar la digestión del almidón mediante la amilasa de la saliva.

MATERIALES

- Bandeja de peltre o aluminio.
- Probeta de 25 cm³
- Soporte universal.
- Varillas de vidrio (agitadores).
- Goteros.
- Termómetro.
- Vasos de precipitados chicos.
- Mechero y cerillos.
- Tela de alambre con asbesto.
- Vidrios de reloj.
- Agua destilada.
- Reloj.

SUSTANCIAS

- 1 g de almidón.
- 1 cm³ de saliva
- Agua destilada.
- 2 cm³ de solución de yodo.
- Sal común.



Vaso para precipitado



Vidrio de reloj

TEORÍA

En nuestro organismo se llevan a cabo reacciones químicas para que asimilemos las sustancias nutritivas de los alimentos, esas reacciones constituyen la digestión.

La digestión comienza desde la formación del bolo alimenticio en la boca. La saliva contiene una enzima llamada amilasa que ayuda a realizar la digestión del almidón.

El yodo reacciona con el almidón, de tal manera que esta reacción puede utilizarse para determinar el avance de la digestión. El almidón sin digerir da un color azul oscuro con el yodo, pero a medida que la digestión se efectúa, el color azul se va volviendo más pálido, hasta que por último el color que da es el mismo del reactivo de yodo diluido en agua.

La solución de yodo se prepara disolviendo 10 g de yodo (I₂) y 20 g de yoduro de potasio (KI) en un dm³ de agua.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Forme un equipo de tres integrantes y lean cuidadosamente el procedimiento. El trabajo se dividirá así: uno se encargara del control de la temperatura, mientras tanto, el otro medirá el tiempo y el otro hará las pruebas necesarias.
- 2.-Prepare el soporte y el mechero. En la bandeja agregue agua de la llave hasta un nivel que no rebase la mitad de la altura de los vasos de precipitados chicos. Coloque la bandeja sobre el anillo con la tela y encienda el mechero. Mida la temperatura y cuando alcance los 40 °C, retire el mechero. Deberá mantenerse la temperatura a 37 °C, acerca y retira el mechero cuando sea necesario.
- 3.-Vierta 1 g de almidón en un vaso de precipitados. Mida en la probeta 9 cm³ de agua destilada y agréguela en el vaso que contiene el almidón. Agite y después añada unos granitos de sal; agita nuevamente.
- 4.-Vierte la solución de yodo en el otro vaso de precipitados. Enjuague muy bien el tercer vaso de precipitados con agua destilada y vierte en el aproximadamente 1 cm³ de su saliva. Agréguele 20 cm³ de agua destilada y agita bien la solución.
- 5.-Cuando la temperatura de la bandeja se encuentre a 37 °C, coloque adentro, sin que se derramen, los vasos de precipitados con almidón y saliva. Espere unos 5 minutos para que alcan-

**CONCEPTOS
IMPORTANTES**

cen la temperatura de agua de la bandeja. Vierta la solución de saliva en la solución de almidón; mezclalos rápidamente.

6.-Para hacer la prueba del yodo, extraiga con el gotero un poco de la mezcla y coloque tres gotas en un vidrio de reloj; sumerja la punta de una varilla de vidrio, limpia y recién enjuagada, en el reactivo de yodo y luego acérquela a la mezcla de saliva-almidón, apenas la debe tocar. Enjuague el gotero y la varilla de vidrio. Observe lo que ocurre.

7.-Cada 4 minutos repita el paso anterior, cuatro o cinco veces más hasta que la mezcla ya no de el color azul.

DISCUSIÓN

Complete el cuadro con sus observaciones y resultados obtenidos:

Prueba						
	1	2	3	4	5	6
Color con la solución de yodo						

Cuadro 26.1

**HACER
ANOTACIONES**

CONTESTE LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

1.-¿Se llevó a cabo la digestión del almidón?

2.-¿Cómo lo supo?

3.-¿Por qué considera que se trataba de mantener las soluciones a una temperatura de 37 °C ?

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

El color de la solución de yodo con el almidón sin digerir es:

- A) Azul claro.
- B) Verde.
- C) Azul oscuro.
- D) Amarillo.

La sustancia de la saliva que interviene en la digestión del almidón se llama:

- A) Yodo.
- B) Amilasa.
- C) Hemoglobina.
- D) Jugo gástrico.

Para que se lleve a cabo la asimilación de los alimentos se requieren:

- A) Fuerzas externas.
- B) Cambios físicos.
- C) Reacciones químicas.
- D) Presiones.

CONCLUSIONES

RECOMENDACIONES

Nota:
Defina según lo observado.

EXPERIMENTO

N° 25

OBJETIVO

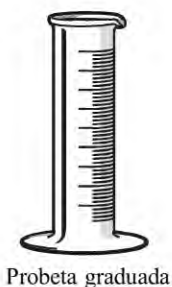
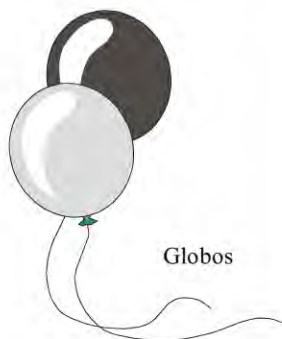
Demostrar que durante una reacción química la materia solamente se transforma.

MATERIALES

- Mortero con pistilo.
- Balanza.
- Matraces Erlenmeyer de 250 cm³
- Globos grandes de hule.
- Ligas de hule.
- Probeta.

SUSTANCIAS/ REACTIVOS

- 100 cm³ de ácido clorhídrico.
- (HCl) diluido al 20%.
- Cascarón de huevo.
- 5 g de limadura de hierro.



LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

TEORÍA

La materia experimenta continuos cambios, los cuales pueden ser físicos o químicos. Los cambios físicos son aquellos en los que no se altera la estructura molecular de las sustancias que forman un cuerpo, como en los cambios de estado. Los cambios químicos son aquellos donde las moléculas de las sustancias que forman un cuerpo se transforman en otras con propiedades y estructura molecular diferentes, como la combustión, la digestión y todas las reacciones químicas.

Cuando las sustancias reaccionan, es decir, cuando se combinan con otras, la cantidad total de materia que interviene en la reacción permanece constante; esto se conoce como la ley de la conservación de la materia.

En las reacciones químicas, las sustancias que intervienen se denominan reactivos y las que se obtienen reciben el nombre de productos.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.- Triture el cascarón de huevo con el mortero y colóquelo con cuidado dentro del globo.
2. Mida 50 cm³ de ácido clorhídrico y viértalo en el matraz. Ajuste la boca del globo en la del matraz; tenga cuidado de que ningún pedazo de cascarón caiga adentro; sujete con una liga la parte del globo que introdujo en el matraz.
- 3.- Pese en la balanza el matraz con todo lo que ha puesto (ácido, globo, cascarón y liga) y anote, en el espacio correspondiente, el peso del dispositivo; cuide que el cascarón no caiga en el matraz.
- 4.- Levante el globo, deje que el polvo del cascarón caiga y reaccione con el ácido; observe la reacción y espere a que termine.
- 5.- Pese nuevamente el dispositivo después de la reacción química y registre el peso en el espacio correspondiente. Repita el experimento si lo considera necesario.
- 6.- Coloque dentro del segundo globo la limadura de hierro.
- 7.- Vierta en el otro matraz 50 cm³ de ácido clorhídrico. Sujete con la liga la boca del globo en la del matraz; tenga cuidado que la limadura de hierro no caiga adentro.
- 8.- Pese en la balanza el dispositivo completo y anote el peso en el espacio correspondiente.

9.-Levante el globo para que caiga la limadura de hierro y reaccione con el ácido; observe la reacción. Cuando termine, pese nuevamente el dispositivo y registre el dato correspondiente.

Complete el cuadro de acuerdo a sus observaciones o resultados:

	Matraz con cascarón, ácido, globo y liga	Matraz con hierro, ácido, globo y liga
Peso total antes de reaccionar.		
¿Qué ocurre durante la reacción?		
Peso total después de la reacción.		
¿Hubo algún cambio en el peso?		

Cuadro 27.1

**HACER
ANOTACIONES**

CONTESTE LA SIGUIENTE PREGUNTA

1.-¿En qué consiste la ley de Lavoisier?

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

La transformación de la materia es un cambio:

- A) Físico.
- B) Biológico.
- C) Químico.
- D) Eléctrico

Las sustancias que se obtienen de una reacción química se llaman:

- A) Reactivos,
- B) Productos.
- C) Reaccionantes.
- D) Reactantes

Durante una reacción química, el peso total de las sustancias es:

- A) Mayor.
- B) Constante.
- C) Variable.
- D) Menor.

EXPERIMENTO N°26

OBJETIVO

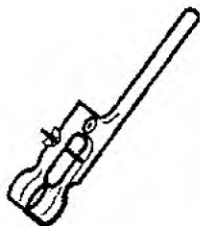
Comprobar la ley de las proporciones múltiples con base en datos experimentales.

MATERIALES

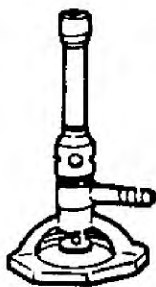
- Tubos de ensayo de 20 x 150
- Balanza
- Soporte
- Pinza metálica
- Mechero
- Espátula.

REACTIVOS

- Dióxido de manganeso (MnO_2)
- Clorato de potasio (KClO_3)
- Perclorato de potasio (KClO_4).



Pinzas metálicas



Mechero de Bunsen

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

TEORÍA

En los inicios de la química como ciencia, uno de los aspectos fundamentales que debieron enfrentar los químicos, fue la explicación de la relación, en masa, que existe entre los elementos que forman un compuesto.

Como resultado de las investigaciones se formularon dos leyes básicas para el estudio de las reacciones químicas: la ley de las proporciones definidas y la ley de las proporciones múltiples. Estas leyes se explican hoy, gracias a la teoría atómica y a los modelos de unión química.

La primera de estas leyes, dice que cuando dos o más elementos se unen para formar un compuesto determinado, se combinan siempre en la misma proporción en masa.

La segunda establece que cuando dos o mas elementos se unen para formar más de un compuesto, las cantidades variables de uno de ellos, que se combina con la misma cantidad del otro, están en relación de números enteros y pequeños.

En esta experiencia tomaremos como compuestos el clorato de potasio (KClO_3) y el perclorato de potasio (KClO_4), que por calentamiento en presencia de un catalizador se descomponen en oxígeno (O_2) y cloruro de potasio (KCl) de acuerdo con las reacciones:



Con base en los datos de laboratorio, determinaremos la relación entre las cantidades variables de oxígeno, O_2 (en cada compuesto), que se combina con la misma cantidad de cloruro de potasio (KCl), que es el otro producto de esta reacción de descomposición.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-En un tubo de ensayo limpio y seco coloque, aproximadamente, 0,5 g de dióxido de manganeso y pese el conjunto. Anote el resultado en el cuadro 6.1.
En el mismo tubo adicione, aproximadamente, 3,0 g de clorato de potasio. Pese nuevamente el conjunto y anote el resultado.
- 2.-Mezcle bien el clorato con el dióxido (el profesor le indicará como hacerlo) y fije el tubo (ligeramente inclinado) a un soporte, con la ayuda de una pinza. (Figura 28.1).



Figura 28.1
Descomposición del clorato de potasio.

3.-Caliente suavemente el tubo de arriba hacia abajo y luego fije la llama por el nivel superior de la mezcla. Si la descomposición es muy rápida (se nota por la intensidad del burbujeo), suspenda el calentamiento y espere a que la velocidad disminuya. Caliente suavemente alrededor de la parte del tubo que contiene la mezcla y, al final, fuertemente en el fondo. Todo el oxígeno del compuesto debe ser expulsado. Cuando la descomposición sea completa (no se observa la salida de burbujas), retire la llama. Deje enfriar el tubo y péselo cuando esté a temperatura ambiente. Anote los resultados.

Peso del tubo + MnO_2 _____	_____ g
Peso del tubo + MnO_2 + $KClO_3$ _____	_____ g
Peso del $KClO_3$ _____	_____ g
Peso del tubo + MnO_2 + Residuo (KCl) _____	_____ g
Peso del oxígeno liberado _____	_____ g
Peso del residuo (KCl) _____	_____ g
Peso del oxígeno que se combina con 1 g de KCl _____	_____ g (A)

Cuadro 28.1

4.-Repita las operaciones 1 a 3 usando perclorato de potasio. Anote en el cuadro 6.2.

HACER ANOTACIONES		
	Peso del tubo + MnO_2 _____	_____ g
	Peso del tubo + MnO_2 + $KClO_4$ _____	_____ g
	Peso del $KClO_4$ _____	_____ g
	Peso del tubo + MnO_2 + residuo (KCl)2 _____	_____ g
	Peso del oxígeno liberado _____	_____ g
	Peso del residuo (KCl) _____	_____ g
	Peso del oxígeno que se combina con 1 g de KCl _____	_____ g (B)

Cuadro 28.2

DISCUSIÓN

1.-Calcule el valor de la relación (A/B) correspondiente a las cantidades experimentales A y B y busque dos números enteros y pequeños, cuya relación tenga el mismo valor.

6.-¿Cuál de los dos compuestos se descompone con mayor facilidad?

7. ¿Cuál es la función del bióxido de manganeso?

8.-Enuncie la ley de las proporciones múltiples con la información obtenida en la experiencia.

ÁREA 2

EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

- Interpreta el comportamiento físico y químico de la materia en función de su composición estructural elemental.

El Modelo Atómico y su Estructura Electrónica

Experimento N° 27.— Formas alotrópicas de un elemento.

Experimento N° 28.— Algunas propiedades físicas de metales y no metales.

Experimento N° 29.— Algunas propiedades químicas de metales y no metales.

Experimento N° 30.— Propiedades de una familia de elementos químicos.

Experimento N° 31.— Estudio comparativo de las propiedades físicas y químicas de algunos elementos.



«Mientras más prácticas mejor serás»

EXPERIMENTO N°27

OBJETIVO

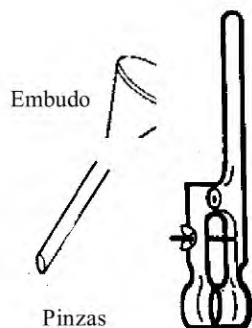
Identificar algunas diferencias entre las formas alotrópicas de un elemento.

MATERIALES

- Gotero.
- Tubo de ensayo.
- Soporte universal.
- Tela de alambre con asbesto.
- Cucharilla de combustión.
- Hojas de papel filtro.
- Agitador.
- Lupa.
- Vaso de precipitados de 50 ml.
- Anillo metálico.
- Mechero de Bunsen.
- Cápsula de porcelana.
- Embudo.
- Pinzas.

SUSTANCIAS O REACTIVOS

- 6 cm³ de disulfuro de carbono (CS₂).
- 5 g de azufre en polvo (S).
- 30 cm³ de agua.



FORMAS ALOTRÓPICAS DE UN ELEMENTO

TEORÍA

Los elementos que existen en más de una forma, cristalina o molecular, son alotrópicos. Las diferentes formas del mismo elemento reciben el nombre de alotropos. Las diferentes formas **alotrópicas** de un elemento tienen distintas propiedades físicas y químicas.

Entre los elementos que presentan alotropía se encuentran el fósforo, el oxígeno y el azufre.

El **fósforo** se encuentra en dos formas alotrópicas; el fósforo blanco y el fósforo rojo. El primero es muy tóxico y arde espontáneamente; el segundo, para arder, tiene que calentarse hasta que alcanza su temperatura de inflamación.

El **oxígeno** existe en formas moleculares gaseosas: moléculas monoatómicas, O₃ (oxígeno atómico); moléculas diatómicas, O₂ (oxígeno común); y moléculas triatómicas, O₃ (ozono).

El **azufre** presenta dos alotropos: cristalino y amorfo. Los cristales de azufre pueden ser rómbicos o monoclinicos; ambos son insolubles en agua y solubles en disulfuro de carbono. El azufre amorfo es insoluble tanto en agua como en disulfuro de carbono.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Coloque 1 g de azufre en un tubo de ensayo; agregue 3 cm³ de disulfuro de carbono y agite vigorosamente. Si hay residuos deje sedimentar.
- 2.-Extraiga el líquido claro con el gotero y viértalo en un vidrio de reloj. Cúbralo con un vaso de precipitados invertido. Deje que se evapore todo el líquido.
- 3.-Prepare el embudo con el papel filtro.
- 4.-Coloque 1 g de azufre en polvo en la cápsula de porcelana y caliéntela hasta que el azufre tenga un aspecto de miel.
- 5.-Retire el mechero; tome la cápsula de porcelana con las pinzas y filtre rápidamente el azufre.
- 6.-Espere a que se enfríe. Con cuidado, saque el papel filtro del embudo, extiéndalo y observe la superficie con la lupa.
- 7.-Vierta el agua en el vaso de precipitados. Coloque 1 g de azufre en polvo en la cucharilla de combustión y llévela a la flama hasta que el azufre se funda. Introduzca rápidamente el azufre en el vaso de precipitados con agua y observe lo que sucede. Extraiga el sólido que se formó y colóquelo en el tubo de ensayo.

HACER
ANOTACIONES

- 8.-Añada 3 cm³ de disulfuro de carbono al tubo de ensayo y trate de disolver el azufre amorfo que contiene.
9.-Observe con la lupa y compare las estructuras de las diferentes muestras de azufre y registre sus conclusiones.

DISCUSIÓN

Muestra	Color	Olor	Forma alotrópica	¿Soluble en agua?	¿Soluble en disulfuro de carbono?

Cuadro 29.1

HACER
ANOTACIONES

SELECCIONE LA RESPUESTA CORRECTA

El azufre fundido y mezclado con agua produce una estructura alotrópica:

- A) Rómbica.
- B) Amorfa.
- C) Cristalina.
- D) Monoclínica.

En su forma cristalina, el azufre es soluble en:

- A) Disulfuro de carbono.
- B) Alcohol.
- C) Agua.
- D) Dióxido de carbono.

La existencia de dos o más formas de un mismo elemento, en un mismo estado físico, se llama:

- A) Alotropía.
- B) Simetría.
- C) Isotopía.
- D) Cristalografía.

EXPERIMENTO N°28

OBJETIVO

Identificar algunas propiedades físicas de los metales y los no metales.

MATERIALES

- Pinzas para crisol.
- Vaso de precipitados de 250 ml
- Mortero con pistilo.
- Foco de 1.5 V
- Cinta de aislar.
- Martillo.
- Mechero de Bunsen.
- Lija de agua.
- Batería de 1.5 V

SUSTANCIAS O REACTIVOS

- 5 g de carbón en trozo.
- 1 varilla de hierro o acero.
- 5 g de azufre en trozo.
- 2 alambres delgados de cobre.



ALGUNAS PROPIEDADES FÍSICAS, DE METALES Y NO METALES (A)

TEORÍA

Los **metales** son elementos que ceden fácilmente electrones; se distinguen por su brillo metálico; son sólidos con excepción del mercurio, que es líquido; buenos conductores del calor y la electricidad; tenaces porque presentan resistencia mecánica y alta densidad; alcanzan altos puntos de fusión y ebullición; dúctiles y maleables.

Los **no metales** constituyen un conjunto de 21 elementos que reciben o ganan electrones con facilidad; en condiciones normales de presión y temperatura, son gases o sólidos, con excepción del bromo, que es líquido. Son malos conductores del calor y la Electricidad; no presentan resistencia mecánica; de baja densidad; sus puntos de fusión y ebullición también son bajos; no son dúctiles ni maleables.

Los no metales más comunes son carbono (C), silicio (Si), nitrógeno (N), azufre (S), fluor (F), cloro (Cl), yodo (I), bromo (Br) y oxígeno (O).

La clasificación en metales y no metales tiene importancia en el estudio de las uniones o enlaces químicos porque la tendencia de un elemento químico para combinarse con otro está relacionada con su facilidad para perder o ganar electrones; por ejemplo, el sodio y el fluor son elementos muy activos porque tienen una gran tendencia a perder un electrón (en el caso del sodio) o a ganarlo (en el caso del fluor).

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Fijese en el color, brillo, olor y consistencia de cada una de las sustancias: carbón, azufre, hierro y cobre. Anota sus observaciones.
- 2.-Sostenga la varilla de hierro; acerque el extremo opuesto a la flama del mechero y calienta durante cinco minutos. Introduzca la varilla caliente en un vaso de precipitados con una tercera parte de agua; retírela y toque el agua con un dedo; observe que el agua no tenga la temperatura inicial.
- 3.-Tome con las pinzas un trozo de azufre y aproxímelo a la flama del mechero durante un minuto; observe si se produce alguna reacción. Retire las pinzas del mechero y toque el fragmento de azufre para comprobar si es buen conductor de calor. Realice el mismo procedimiento con un trozo de carbón.

**HACER
ANOTACIONES**

4.-Golpee la varilla con el martillo y trate de romperla. Ponga el azufre en el mortero y golpéelo suavemente con el pistilo para comprobar su dureza o fragilidad; después, tome el carbón y realice la misma operación con el mortero.

5.-Monte un circuito eléctrico. Tome la pila y conecte en sus extremos los alambres de cobre y sujételos con la cinta de aislar; fije los otros extremos en el foco y observe lo que sucede. Coloque entre la pila y el alambre, un trozo de azufre, observe si el foco se enciende. Haga la misma prueba, interponiendo el carbón y luego el hierro.

Sustancia	Color	Brillo	Dureza o fragilidad	¿Conduce el calor?	¿Conduce la electricidad?
Cobre					
Hierro					
Carbón					
Azufre					

Cuadro 30.1

FÓRMULAS QUÍMICAS

CONTESTE LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

De acuerdo con las características observadas, ¿Qué elementos son metales? _____

¿Cuáles son no metales? _____

SEÑALE LA RESPUESTA CORRECTA

Los no metales se distinguen por su:

- A) Alta densidad. B) Alto punto de fusión.
C) Baja densidad. D) Alta tenacidad.

En condiciones normales de presión y temperatura, la mayoría de los metales son:

- A) Sólidos. B) Líquidos.
C) Gaseosos. D) Pastosos.

Son muy buenos conductores del calor y la electricidad, los:

- A) Gases. B) No metales.
C) Plásticos. D) Metales

**EXPERIMENTO
N° 29**

**ALGUNAS PROPIEDADES QUÍMICAS
DE METALES Y NO METALES (B)**

OBJETIVO

Identificar algunas propiedades químicas de los metales y no metales.

MATERIALES

- Mechero de Bunsen.
- Gotero.
- Cucharilla de combustión
- Papel tornasol azul.
- Vaso de precipitados de 100 cm³

SUSTANCIAS O REACTIVOS

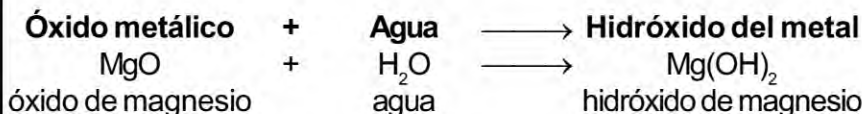
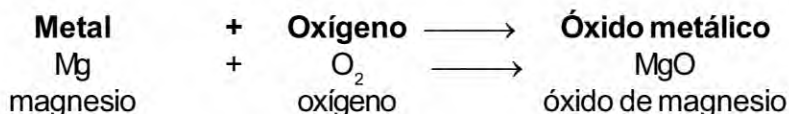
- 5 g de azufre en polvo.
- 5 cm³ de fenolftaleína.
- 5 cm de cinta de magnesio.
- 120 cm³ de agua.



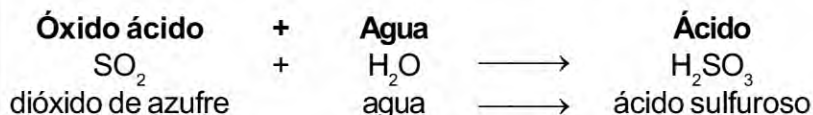
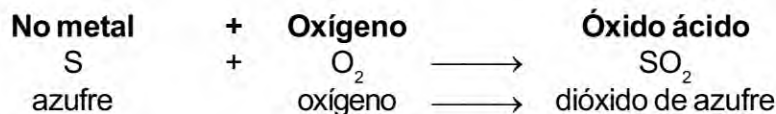
Vaso para precipitado

TEORÍA

Cuando los metales se combinan con el oxígeno, forman óxidos básicos; cuando reaccionan con el agua los óxidos producen hidróxidos o bases. Ejemplos:



Los no metales, cuando se combinan con el oxígeno, forman óxidos o anhídridos; estas sustancias tienen la propiedad de que cuando reaccionan con el agua forman compuestos ácidos. Por ejemplo:



PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Coloque en la cucharilla de combustión la cinta de magnesio; acerquela a la flama del mechero hasta que comience la reacción. Durante la combustión, se obtiene óxido de magnesio, MgO.
- 2.-En un vaso de precipitados con 50 cm³ de agua introduzca la cucharilla de combustión con el óxido de magnesio que acaba de obtener. Agite vigorosamente. El óxido de magnesio reacciona con el agua y produce hidróxido de magnesio, Mg(OH)₂.
- 3.-Agregue 3 gotas de fenolftaleína en el vaso con hidróxido de magnesio; observe el cambio.
- 4.-Limpie la cucharilla de combustión y coloque en ella un poco de azufre; caliéntelo intensamente en la flama del mechero. Durante la combustión se obtiene un polvo negro: dióxido de azufre, SO₂.

**HACER
ANOTACIONES**

- 5.-Retire la cucharilla del mechero y vierta en ella unas gotas de agua; cuide que la solución no se derrame ni toque tu ropa o tu piel.
- 6.-Introduzca la punta de una tira de papel tornasol azul en la sustancia obtenida; fijese en la coloración que adquiere el papel.

DISCUSIÓN

Completar el siguiente cuadro de acuerdo a lo observado:

Sustancia	Reacción con el oxígeno	Reacción con el agua
Magnesio		
Azufre		

Cuadro 31.1

**HACER
ANOTACIONES**

RESPONDA LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

1.-¿Qué cambio observó al agregar las gotas de fenolftaleina?

2.-¿Qué le ocurrió al papel tornasol azul?

SEÑALE LA RESPUESTA CORRECTA

Si reaccionan con el oxígeno, los no metales forman:

- A) Óxidos ácidos.
- B) Hidróxidos.
- C) Bases.
- D) Ácidos.

Un óxido metálico reacciona con agua y produce un:

- A) Ácido
- B) Hidróxido.
- C) Óxido básico.
- D) Óxido ácido.

En la reacción entre un metal y oxígeno se produce un:

- A) Ácido.
- B) Hidróxido.
- C) Óxido básico.
- D) Óxido ácido.

EXPERIMENTO N° 30

OBJETIVO

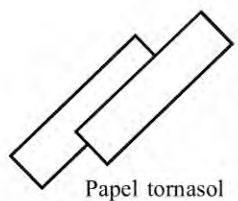
Comprobar la semejanza de las propiedades de una familia química.

MATERIALES

- Tubos de ensayos.
- Gotero.
- Probeta de 10 ml.
- Papel tornasol azul.
- Gradilla.
- Cajas de Petri.

SUSTANCIAS O REACTIVOS

- 0.5 g de óxido de magnesio.
- 0.5 g de óxido de calcio.
- 2 cm³ de ácido clorhídrico.
- 5 g de óxido de bario.
- 1 cm³ de fenolftaleína.
- Agua.



Papel tornasol



Gotero

Probeta

PROPIEDADES DE UNA FAMILIA DE ELEMENTOS QUÍMICOS

TEORÍA

La ley periódica establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos se modifican a medida que aumenta el número atómico y que dichas propiedades vuelven a repetirse en intervalos iguales. La tabla periódica larga esta formada por 32 columnas y 7 filas.

Los elementos que tienen la misma cantidad de electrones en su último nivel constituyen un grupo o familia química y están ordenados verticalmente en la tabla de clasificación periódica.

Los elementos de una misma familia tienen propiedades semejantes aun cuando no sean iguales del todo; pueden aumentar o disminuir según el período en el que se encuentren. Un período esta ordenado horizontalmente en la tabla y está constituido por aquellos elementos que tienen sus electrones en un mismo nivel energético.

El grupo IIA o familia de los metales alcalinotérreos esta formado por los siguientes elementos: Berilio (Be), Magnesio (Mg), Calcio (Ca), Estroncio (Sr), Bario (Ba) y Radio (Ra). Utilizaremos algunos de sus óxidos para efectuar varios ensayos.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Marque los tubos de ensayo con los números 1 al 3. En el primero ponga una muestra de óxido de magnesio; en el segundo, óxido de calcio y en el tercero, óxido de bario.
- 2.-Agregue agua en los tubos hasta la mitad de su capacidad. Agítelos vigorosamente y observe si se disuelven; en caso contrario, déjelos en reposo unos minutos.
- 3.-Cuando se hayan sedimentado, vierta el líquido en otros tres tubos de ensayo; introduzca en el tubo la punta del papel tornasol para que se moje; observe si hay algún cambio de color y si la intensidad es la misma en los tres.
- 4.-Agregue, en los líquidos decantados, dos gotas de fenolftaleína. Observe cualquier cambio en la coloración así como la intensidad relativa de las tres muestras.
- 5.-En los tubos que contienen los precipitados insolubles agrega 2 cm³ de ácido clorhídrico y vea si se disuelven.
- 6.-Vierta un poco de los líquidos obtenidos en tres cajas de Petri y deje que se evaporen para observar los cristales que se han formado.

DISCUSIÓN

Anote lo que observó en cada prueba de la experiencia:

Óxido de:	Agua	Papel tornasol	Acido Clorhídrico
Calcio			
Magnesio			
Bario			

Cuadro 32.1

NOMBRES DE LOS GRUPOS

NOMBRE DE LAS FAMILIAS

CONTESTE LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

1.-¿Qué características tienen los cristales formados?

2.-Observa alguna variación en las pruebas efectuadas con los tres óxidos?

3.-¿Qué puedes concluir?

SEÑALE LA RESPUESTA CORRECTA

Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus:

- A) Números atómicos.
- B) Pesos atómicos.
- C) Símbolos.
- D) Masas atómicas.

Los elementos que tienen en su último nivel energético la misma cantidad de electrones, forman:

- A) Un isótopo.
- B) Un bloque.
- C) Un período.
- D) Una familia.

En la tabla de clasificación periódica, un período se localiza en forma:

- A) Vertical.
- B) Diagonal.
- C) Horizontal.
- D) Espiral.

EXPERIMENTO N° 31

ESTUDIO COMPARATIVO DE LAS PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE ALGUNOS ELEMENTOS

OBJETIVOS

- 1.-Identificar la periodicidad en las propiedades de los elementos.
- 2.-Identificar las variaciones en las propiedades de los elementos de un mismo período.
- 3.-Reconocer las variaciones en las propiedades de los elementos de un grupo.
- 4.-Comparar la actividad química de algunos elementos metálicos.
- 5.-Comparar la actividad química de algunos elementos no metálicos.

MATERIALES

- 5 vidrios de reloj.
- Espátula.
- Tubos de ensayo de 12 x 100.
- Gradilla.
- Probeta de 50 cm³
- Cápsula de porcelana.
- Baño maría.
- Trípode.
- Malta.
- Mechero.
- Pipeta graduada.

REACTIVOS

- Litio (Li)
- Sodio (Na)
- Magnesio (Mg)
- Calcio (Ca).
(Todos metálicos)
- Ácido acético
- Fenolftaleína.

TEORÍA

Los elementos poseen propiedades físicas y químicas características. Las químicas pueden relacionarse en forma amplia con la posición del elemento en la tabla periódica. Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares, en tanto que los de un mismo período tienen marcadas diferencias.

Durante la realización de esta experiencia se debe tener a la vista una tabla periódica, para ubicar los elementos con los que se está trabajando.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Algunas propiedades físicas de elementos de los grupos IA y IIA

- 1.-Coloque en vidrios de reloj pequeñas muestras de litio, sodio, magnesio y calcio. Examine cada una de ellas y anote sus observaciones en el cuadro 33.1. Consulte un manual de tablas y constantes para completar la información.

Propiedad	Li	Mg	Ca	Na
Estado físico a temperatura ambiente				
Brillo metálico (sí, no)				
Densidad				
Temperatura de fusión				

Cuadro 33.1

B.-Algunas propiedades químicas de los elementos de los grupos IA y IIA

- 1.-Marque cuatro tubos de ensayo y colóquelos en la gradilla. Mida en cada uno, aproximadamente, 5 cm³ de agua y adicione una pequeña muestra de cada metal en el respectivo tubo. Observe si hay evidencia de reacción. Adicione dos gotas de solución de fenolftaleína (da color rojo en medio básico) en cada tubo. Anote sus observaciones.
- 2.-En dos tubos de ensayo marcados, mida 5 cm³ de ácido acético 1 M. Añada una pequeña muestra de magnesio en uno y de calcio en el otro. Anote sus observaciones.

**HACER
ANOTACIONES**

3.-Vierta el contenido de cada tubo en su respectiva cápsula de porcelana y evapore el agua al baño maría. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1.-¿Cuáles de los metales ensayados reaccionaron con el agua?

2.-Con base en la reactividad química mostrada por los metales estudiados. ¿Cuál clasificaría como el más activo y cuál como el menos activo?

3.¿Qué productos se formaron donde se presentó un cambio químico? Escriba las ecuaciones correspondientes a cada reacción.

REACTIVOS

- Agua de cloro.
- Bromo líquido.
- Yodo en cristales.
- Tetracloruro de carbono (CCl₄)

C.-Algunas propiedades físicas de elementos del grupo VII A

1.-Marque tres tubos de ensayo. En el primero coloque, aproximadamente, 5 cm³ de agua de cloro, 5 gotas de bromo en el segundo y 263 cristales de yodo en el tercero. Examine cada muestra y anote sus observaciones.

2.-Adicione 5 cm³ de agua a los tubos que contienen el bromo y el yodo; agítelos. Anote sus observaciones.

3.-Adicione a cada uno de los tres tubos unos 2 cm³ de tetracloruro de carbono, agítelos y déjelos en reposo en la gradilla. Observe la coloración de la capa de tetracloruro de carbono. Anote sus observaciones. Consulte un manual de tablas y constantes para completar la tabla de resultados.

NOMBRES DE ELEMENTOS

Propiedad física	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Estado físico a temperatura ambiente			
Solubilidad de agua (sí, no)			
Solubilidad en tetracloruro de carbono (CCl ₄) (sí, no)			
Densidad			
Temperatura de fusión			

Cuadro 33.2

DISCUSIÓN

1.-Al dejar en reposo los tubos con el tetracloruro de carbono se observan dos fases. Identifíquelas. Justifique su respuesta.

2.-¿Por qué se colorea la capa de tetracloruro?

3.-¿Podría aplicarse este método para extraer solutos de una solución?

REACTIVOS

- Sodio.
- Magnesio.
- Aluminio.
- Fósforo rojo.
- Azufre en polvo.
- Agua de cloro.
- Disulfuro de carbono (CS₂).

D.-Comparación de algunas propiedades de elementos del tercer período.

- 1.-En vidrios de reloj, coloque pequeñas muestras de cada uno de los elementos indicados y en un tubo de ensayo coloque 3 cm³ de agua de cloro. Observe cada muestra y anote las propiedades físicas observadas en el Cuadro 33.3.
- 2.-Marque 5 tubos de ensayo con los nombres de los elementos del punto anterior, ordénelos en una gradilla con 3 cm³ de agua cada uno y en el sexto agua de cloro. Adicione a cada tubo la muestra del elemento. Observe cuidadosamente lo que ocurre en cada tubo y transcurridos 10 minutos vuelva a examinarlos. Anote sus observaciones.
- 3.-Decante el agua de los tubos (donde sea posible) y luego adicione a cada tubo 3 cm³ de disulfuro de carbono. Observe cuidadosamente y anote las observaciones correspondientes.

Propiedades	Na	Mg	Al	P(rojo)	S	Cl ₂
Estado físico a temperatura ambiente						
Brillo metálico (sí, no)						
Color						
Solubilidad en agua (sí, no)						
Reacción con el agua (sí, no)						
Solubilidad en disulfuro de carbono (sí, no)						

Cuadro 33.3

DISCUSIÓN

1.-¿Qué generalización puede hacer con respecto al carácter metálico o no metálico de los elementos de un período?

2. ¿Qué puede decir sobre la solubilidad de los elementos de un período en agua y disulfuro de carbono?

**HACER
ANOTACIONES**

REACTIVOS

- Sodio.
- Magnesio.
- Aluminio.
- Ácido acético 1 M
- Ácido clorhídrico 6 M

**HACER
ANOTACIONES**

3.-Para los casos en que se presentó evidencia de reacción, escriba las ecuaciones químicas correspondientes.

E.-Haga comparaciones sobre la actividad química de los metales de un mismo periodo.

- 1.-La actividad frente al agua ya se observó en la experiencia D.2 de esta misma práctica.
- 2.-En dos tubos de ensayo mida 5 cm³ de solución de ácido acético. Al primero añada una pequeña muestra de magnesio y al segundo una de aluminio. Observe si hay reacción química y la intensidad de la misma. Anote sus resultados.
- 3.-Repita la experiencia anterior empleando ácido clorhídrico 6 M y acerque a la boca de cada tubo un fósforo encendido. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1.-Escriba las 4 ecuaciones correspondientes.

2.-De acuerdo con lo observado, ¿Qué puede concluir respecto a la actividad de los elementos estudiados frente a los ácidos?

REACTIVOS

- Magnesio.
- Aluminio.
- Cinc.
- Cobre.
- Estaño.
- Ácido clorhídrico 6 M

**HACER
ANOTACIONES**

F.-Compare la actividad química de algunos metales representativos y de transición.

- 1.-En un tubo de ensayo coloque una tira de cinta de magnesio (10.5 cm) y adicione 1 cm³ de ácido clorhídrico 6 M. Observe la intensidad de la reacción. Acerque a la boca del tubo un fósforo encendido para probar la inflamabilidad del gas que se desprende.
- 2.-Repita la experiencia anterior utilizando muestras de cinc, aluminio, estaño y cobre. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1.-Escriba las ecuaciones correspondientes a los gases en que hay reacción.

2.-¿Qué puede decir respecto a la actividad de los metales estudiados frente al ácido clorhídrico 6 M?

3.-¿En qué parte de la tabla están ubicados los elementos metálicos?

2	3	
3		
4	19	
5		
6		
7		88

Cuadro 33.4

**HACER
ANOTACIONES**

4.-Complete la siguiente parte de la tabla periódica, en el cuadro 33.4 escribiendo el símbolo y número atómico del elemento correspondiente.

										17

5.-¿Cómo son entre sí las propiedades químicas de los elementos de un mismo grupo?

6.-¿Las propiedades de los elementos de un período son similares? Explique su respuesta.

7.-¿Qué se entiende por periodicidad en las propiedades químicas de los elementos?

ÁREA 2

EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Interpreta el comportamiento físico y químico de los elementos de acuerdo a su ubicación en la tabla periódica.
- Comprende la importancia de los elementos químicos como componentes indispensables para la vida y el desarrollo industrial, científico y tecnológico.

Propiedades físicas, químicas de los elementos de acuerdo a la Tabla Periódica

Experimento N° 32.— Compuestos formados por algunos elementos representativos y de transición.

Experimento N° 33.— Estados de oxidación de un metal de transición.

Experimento N° 34.— Química de los elementos de las familias IA y IIA.

Experimento N° 35.— Comprobación de metales por la llama que emiten.



«Mientras más practiques mejor serás»

COMPUESTOS FORMADOS POR ALGUNOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS Y DE TRANSICIÓN

OBJETIVOS

- 1.-Reconocer propiedades como solubilidad y temperatura de fusión, de compuestos formados por elementos representativos y de transición.
- 2.-Inferir el tipo de enlace que normalmente forman los elementos, según su posición en la tabla periódica.
- 3.-Identificar la variación en la solubilidad y temperatura de fusión de compuestos comunes a los elementos de un mismo grupo.

MATERIALES

- 5 tubos de ensayo de 12x100
- Espátula
- Gradilla.

REACTIVOS

- Sulfatos de: potasio, sodio, magnesio, bario, cobre (II), hierro (II).
- Cloruros de: potasio, sodio, magnesio, bario, calcio, cobre (II), hierro (III), plomo (II), mercurio (II).
- Hidróxidos de: potasio, sodio, magnesio, calcio, bario.
- Compuestos orgánicos: glicerol, acetona, acetanilida, naftaleno, anilina, urea, eter etílico, glucosa, ácido benzoico.

TEORÍA

La posición de los elementos en la tabla periódica, obedece a un ordenamiento con base en sus propiedades químicas. Ampliando este aspecto, se puede decir que los elementos metálicos (primeros grupos de la tabla periódica en sus combinaciones tienden a perder sus electrones de Valencia y a trabajar con carga positiva. Los no metálicos (últimos grupos de la tabla periódica), por el contrario tienden a ganar electrones y a trabajar con carga negativa. Esto se explica con el modelo iónico de la unión química, que plantea como origen de la unión, la atracción electrostática de los iones que forman un compuesto.

Los elementos metálicos pierden relativamente fácil sus electrones de Valencia, es decir, tienen un bajo potencial de ionización, para dar los iones positivos. Los no metálicos tienen gran facilidad de ganar electrones, para dar los iones negativos. Esto nos indica que, normalmente, los compuestos formados por elementos metálicos con no metálicos son de carácter iónico y, por lo tanto, generalmente solubles en agua: se dice que tienen polaridad alta. Pero si los elementos que forman el compuesto no están tan alejados en la tabla periódica, forman una unión de tipo covalente, generalmente son insolubles en agua pero solubles en solventes orgánicos: se dice que tienen polaridad baja.

Los términos solubilidad y soluble no significan lo mismo. El primero se define como la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en un determinado volumen de solvente. Por ejemplo, una solubilidad de 10g, significa que un litro de solvente puede disolver como máximo 10g de soluto. Cuando de un compuesto se dice que es soluble, parcialmente soluble o insoluble, se hace referencia a un ensayo cualitativo, en el que a un volumen dado de solvente se adiciona una pequeña masa de soluto, y se aprecia si hay solubilización total, parcial (cuando se solubiliza parte del sólido), o no se solubiliza (todo el soluto permanece en estado sólido). En esta experiencia aplicaremos el segundo concepto y clasificaremos cada compuesto ensayado, como soluble (S), parcialmente soluble (P. S) o insoluble (I), según el caso.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Solubilidad de sales y bases (hidróxidos)

Para determinar la "solubilidad", como soluble, parcialmente soluble, o insoluble, se toman, en un tubo de ensayo, 3 a 4 cm³ del

solvente y se adiciona una pequeña masa del sólido, aproximadamente 0,2 g, cuidando que caiga directamente sobre el solvente.

1.-Pruebe la "solubilidad" en agua de los compuestos indicados en el cuadro 16.1. Anote el resultado de acuerdo con la convención recomendada.

Sustancia	Solubilidad	Sustancia	Solubilidad	Sustancia	Solubilidad	Sustancia	Solubilidad
K_2SO_4		KCl		$CuCl_2$		KOH	
Na_2SO_4		NaCl		$FeCl_2$		NaOH	
$MgSO_4$		$MgCl_2$		$HgCl_2$		$Mg(OH)_2$	
$BaSO_4$		$BaCl_2$		$PbCl_2$		$Ca(OH)_2$	
$CuSO_4$		$CaCl_2$				$Ba(OH)_2$	
$FeSO_4$							

Cuadro 34.1

**FÓRMULAS DE
COMPUESTOS**

2.-Pruebe la solubilidad de los compuestos del Cuadro 34.2. En este caso tome de 3 a 4 cm^3 del solvente (C_8H_{10} , CCl_4 , C_2H_5OH) y adicione aproximadamente 0,1 g del soluto. ($NaCl$, $MgCl_2$, $FeCl_3$, $CaCl_2$, $HgCl_2$).

Sustancia	Xileno (C_8H_{10})	Tetracloruro de carbono (CCl_4)	Alcohol (C_2H_5OH)
NaCl			
$MgCl_2$			
$FeCl_3$			
$CaCl_2$			
$HgCl_2$			

Cuadro 34.2

DISCUSIÓN

- 1.-Compare la solubilidad en agua de los compuestos, de acuerdo con el grupo de la tabla periódica a que pertenece el elemento metálico.
- 2.-Compare la solubilidad en agua de los compuestos formados por elementos metálicos del mismo grupo de la tabla periódica.
- 3.-Con base en los resultados obtenidos en los pasos A. 1 y A.2 y considerando el carácter polar o no polar de los solventes empleados, ¿qué tipo de enlace predomina en las sales formadas por un elemento metálico y uno no metálico (como el cloro) ?

B.-Solubilidad de compuestos formados por elementos no metálicos e hidrógeno

1.-Pruebe la solubilidad de las sustancias indicadas en el cuadro 16.3, tomando, aproximadamente, 0,2 g de muestra (sólida) o 1 cm³ (líquida), y 3 a 4 cm³ del solvente correspondiente.

Sustancia orgánica	H ₂ O	CCl ₄	C ₈ H ₁₀	CH ₃ CH ₂ OH
Glicerol				
Acetona				
Acetanilida				
Naftaleno				
Anilina				
Urea				
Éter etílico				
Glucosa				
Ácido benzoico				

Cuadro 34.3

DISCUSIÓN

Compare la solubilidad de los compuestos estudiados en los diferentes solventes.

C.-Temperatura de fusión

Consulte en un manual de tablas y datos físicos y químicos, la temperatura de fusión de los compuestos indicados en el Cuadro 34.4

Sustancia	Punto de fusión °C	Sustancia	Punto de fusión °C
LiCl		Glucosa	
NaCl		Ácido benzoico	
KCl		Anilina	
MgCl ₂		Acetamida	
CaCl ₂			
BaCl ₂			

Cuadro 34.4

**HACER
ANOTACIONES**

DISCUSIÓN

1.-¿Qué generalización se puede plantear con base en los puntos de fusión de compuestos de metales de un mismo grupo?

2.-Dé una explicación a la gran diferencia en los puntos de fusión de las sales de elementos metálicos y de los compuestos que no tienen elementos metálicos.

3.-En el siguiente cuadro escriba la fórmula de tres sales de cada tipo y nómbrelas.

Sustancia	Nombre sistemático	Nombre de stock	Nombre común (si lo tiene)
Sales neutras binarias			
Oxisales			

Cuadro 34.5

ESTADOS DE OXIDACIÓN DE UN METAL DE TRANSICIÓN

OBJETIVOS

- 1.-Mostrar la capacidad de los elementos de transición para formar compuestos con diferente número de oxidación, tomando como ejemplo el cobre.
- 2.-Identificar el color de los diversos iones de un metal de transición (el cobre).
- 3.-Mostrar la capacidad de los elementos de transición (cobre), para formar diversos compuestos complejos.

MATERIALES

- Pinza para crisol.
- Mechero.
- Espátula.
- Balanza.
- Cápsula de porcelana.
- Trípode.
- Triángulo.
- 5 tubos de ensayo del 6x150.
- Probeta de 10 cm³.

REACTIVOS

- Lámina de cobre.
- Sulfato de cobre (II) pentahidratado.
- Hidróxido de amonio concentrado.
- Ácido clorhídrico concentrado.
- Ácido bromhídrico concentrado.
- Agua.

TEORÍA

Los elementos de transición tienen algunas propiedades muy particulares. Una es formar compuestos con diferente número de oxidación, y la otra, la posibilidad de formar diversos compuestos con un mismo elemento, originando lo que se conoce como iones y compuestos complejos.

Esta forma de comportamiento se explica con base en la distribución electrónica del elemento metálico, de la cual dependen las posibilidades de unión del ion metálico con otros átomos o grupos atómicos.

PARTE EXPERIMENTAL**A.-Óxidos de cobre**

- 1.-Con una pinza tome una lámina de cobre y caliéntela suavemente a la llama del mechero. Introduzca y retire la lámina de la llama y observe los cambios de coloración de su superficie, que son muy sutiles al reaccionar con el oxígeno atmosférico. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

- 1.-¿Cuáles son las fórmulas de los posibles óxidos formados sobre la lámina de cobre?

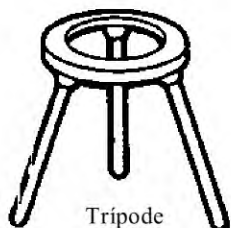
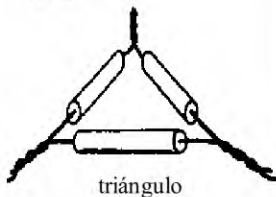
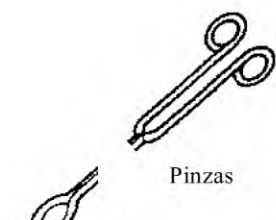
HACER
ANOTACIONES

2.-Escriba las 2 ecuaciones balanceadas para la formación de cada posible óxido.

3.-¿Se observa evidencia que sugiera el color de cada óxido?

B.-iones complejos de cobre

- 1.-Pese 3 a 4 g de sulfato de cobre pentahidratado pulverizado, colóquelo en una cápsula de porcelana y caliente suavemente. Identifique los cambios que indiquen que está ocurriendo un cambio químico (deshidratación).
2. Marque tres tubos de ensayo y en cada uno coloque 0,5 g, aproximadamente, de sulfato de cobre (II) anhídrido, sin agua. Al primer tubo adicione 1 cm³ de hidróxido de amonio concentrado y 9 cm³ de agua; al segundo, 1 cm³ de ácido clorhídrico concentrado y 9 cm³ de agua, adiciónela lentamente, y al tercero, adicione 1 cm³ de ácido bromhídrico y 9 cm³ de agua, adiciónela lentamente. Anote sus observaciones.
- 3.-Coloque, aproximadamente, 0,5 g de sulfato de cobre anhidro en un tubo de ensayo y adicione 10 cm³ de agua. Observe el color de la solución y compárelo con el del sólido original (CuSO₄·5H₂O).



DISCUSIÓN

1.-¿Qué cambios ocurren durante la reacción de deshidratación del sulfato de cobre pentahidratado? Escriba la ecuación química correspondiente.

**FORMULE LOS
REACTIVOS**

2.-Indique el color de cada uno de los iones complejos obtenidos en el paso 2: $\text{Cu}_4(\text{NH}_3)^{+2}$, CuCl^{-2} ; y CuBr^{-2} . Escriba la ecuación correspondiente a la formación de cada uno.

3.-¿Qué fórmula sugiere para el ion complejo de cobre, con el agua? Escriba la ecuación química correspondiente a la formación de este ion complejo.

OBSERVACIONES GENERALES

**HACER
ANOTACIONES**

CONCLUSIONES

EXPERIMENTO
N° 34

QUÍMICA DE LOS ELEMENTOS
DE LAS FAMILIAS IA Y IIA

TEORÍA

OBJETIVOS

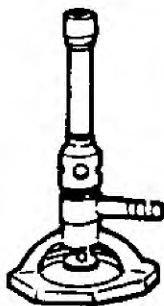
- 1.-Comprobar, experimentalmente, algunas propiedades de los metales alcalinos, a través de algunas reacciones químicas.
- 2.-Estudiar, experimentalmente, algunas propiedades de los metales alcalinoterreos y de sus compuestos.
- 3.-Manejar la configuración electrónica de los elementos al igual que la tabla periódica.

MATERIALES

- Cápsula de porcelana.
- Gotero.
- Tubos de ensayo.
- Tenazas.
- Cinta de magnesio.
- Mechero.



tubos de ensayo



Mechero de Bunsen

La Familia IA de la tabla periódica está integrado por los llamados metales ALCALINOS (Litio, Sodio, Potasio, Rubidio, Cesio y Francio). De todos ellos el sodio y el potasio son los de mayor interés. Estos metales son blandos, ductiles, maleables, de color blanco brillante y con bajos puntos de fusión. Por su tendencia a perder, con gran facilidad, el electrón más extremo tienen marcado carácter metálico y son reductores de gran actividad química; su número de oxidación es 1+ y sólo el litio, sodio y potasio flotan en el agua, por tener menor **densidad** que ella. En contacto con el agua producen reacciones rápidas y exotérmicas (explosiones). La mayoría de las sales de los metales alcalinos son solubles en agua.

La Familia IIA de la tabla periódica está formada por los metales berilio; magnesio; calcio; estroncio; bario y radio, los cuales en conjunto reciben el nombre de METALES ALCALINOTERREOS; todos se caracterizan por poseer dos electrones en su nivel más extremo; los cuales tienden a perder con relativa facilidad y formar iones con carga 2+. De estos metales los más importantes son el magnesio, el calcio, el estroncio y el bario.

PARTE EXPERIMENTAL Y DISCUSIÓN

1.-METALES DE LA I_a, FAMILIAA:

- 1.-Coloque 10 cm de agua en una cápsula de porcelana; añádale 5 gotas de fenoftaleína.
- 2.-Con cuidado añada un trocito de sodio metálico a la cápsula de porcelana. Describa todo lo observado.

- 3.-Lave cuidadosamente la cápsula de porcelana y repita los puntos 1 y 2, pero en vez de sodio metálico, use potasio. Describa lo observado.

**REACTIVOS
UTILIZADOS**

4.-Escriba la configuración electrónica para el sodio (N.A. = 11) y el potasio (N. A. = 19). ¿Qué similitudes puede encontrar al comparar ambas configuraciones electrónicas?

5.-¿Qué tipo de iones forman ambos átomos? Ilustre su respuesta con los esquemas que considere adecuados.

PRINCIPIO DE AUFBAU

II. METALES DE LA IIa. FAMILIA

1.-Coloque agua (1/3 de su capacidad) en un tubo de ensayo; añádele 3 gotas de fenolftaleína y luego unos granitos de calcio metálico. Describa todas sus observaciones.

2.-Con la ayuda de las tenazas lleve un pedazo de cinta de magnesio a la llama del mechero. ¿Cuáles son sus observaciones?

3.-Deje caer las cenizas en la cápsula de porcelana; añádele un poquitito de agua; agite y luego añada 3 gotas de fenolftaleína. Describa todo lo observado.

FORMULACIÓN DE PRODUCTOS

4.-Use cuatro tubos de ensayo; en el primero coloque solución de nitrato de calcio; en el segundo cloruro de bario; en el tercero nitrato de estroncio y en el cuarto nitrato de magnesio. Añada a cada tubo de ensayo unos cm^3 de la solución de carbonato de amonio. Describa sus observaciones.

Tubo N° 1: _____

Tubo N° 2: _____

Tubo N° 3: _____

Tubo N° 4: _____

HACER ANOTACIONES

5.-Añada a cada uno de los tubos de ensayo unos 5 cm^3 de ácido clorhídrico. ¿Qué observó?

Tubo N° 1: _____

Tubo N° 2: _____

Tubo N° 3: _____

Tubo N° 4: _____

6.-Prepare otros cuatro tubos de ensayo con las mismas soluciones que uso en el punto N° 4, añada a cada tubo de ensayo unos cm^3 de la solución de cromato de potasio. Describa sus observaciones.

Tubo N° 1: _____

**HACER
ANOTACIONES**

Tubo N° 2: _____

Tubo N° 3: _____

Tubo N° 4: _____

7.-Escriba la configuración electrónica de los elementos Magnesio (N.A.-12); Calcio (N.A . = 20); Bario (N.A. = 56) y Estroncio (N.A. = 38).

Magnesio: _____

**CONFIGURACIONES
ELECTRÓNICAS**

Calcio: _____

Bario: _____

Estroncio: _____

8.-¿Qué tipo de iones forma cada uno de esos átomos? Ilustre con los esquemas que considere necesarios.

EXPERIMENTO N° 35

OBJETIVO

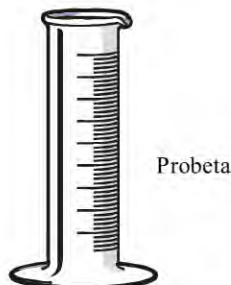
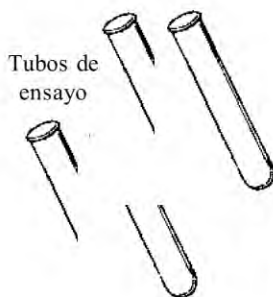
Identificar la llama que produce un metal o su respectiva sal, cuando se calienta.

MATERIALES

- Mechero de Bunsen.
- Tubos de ensayo.
- Alambre de platino.
- Probeta graduada.

SUSTANCIAS O REACTIVOS

- Sales de los metales.
- Potasio
- Bario
- Sodio
- Calcio
- Estroncio
- Sal desconocida
- Ácido clorhídrico



COMPROBACIÓN DE METALES POR LA LLAMA QUE EMITEN

TEORÍA

Cuando un metal o la sal de éste, se calienta en una llama, en un arco eléctrico o en una descarga eléctrica, absorbe energía y la emite en forma de radiaciones, generalmente, de luz visible. Si esta radiación pasa a través del prisma de un espectrógrafo se dispersa y forma una imagen denominada espectro de emisión.

Estos pueden ser continuos o discontinuos. En el primer caso se produce una banda de colores y en el segundo rayas brillantes sobre un fondo oscuro.

La excitación de los electrones desde un nivel energético a otro superior explica la emisión de energía radiante en forma de luz y calor.

El método que emplearemos consiste en disolver un poco de la sal que contiene el metal; tomar una gota de un aro de platino y calentarla en un mechero Bunsen. La llama adquirirá una coloración definida. Listas de algunas coloraciones comunes:

Elemento	Color obtenido de llama	Elemento	Color obtenido de llama
Arsenio	Azul pálido	Cobre	Azul brillante
Litio	Rojo	Cesio	Azul
Sodio	Amarillo	Calcio	Rojo-anaranjado
Potasio	Violeta	Estroncio-Litio	Rojo ladrillo
Rubidio	Rojo	Bario	Verde

Cuadro 37.1

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Prepare 2 de cada una de las siguientes sales: nitrato de sodio, cloruro de sodio, cloruro de bario, cloruro de calcio y cloruro de estroncio, en diferentes tubos de ensayo.
- 2.- Limpie bien un alambre de platino sumergiéndolo en ácido clorhídrico (caliente luego).
- 3.-Sumerja el extremo del alambre de platino en la primera solución y póngalo en la llama. Anote la coloración. Limpie el alambre tal como lo hizo anteriormente.
- 4.-Repita la misma operación con el resto de las sales.
- 5.-Haga una solución con una sal desconocida que le entregará el profesor. ¿A qué metal corresponde la coloración?

HACER
ANOTACIONES

DISCUSIÓN

Conteste las siguientes preguntas:

1.-¿Por qué al arder un metal, éste produce una llama coloreada?

2.- Indique los valores prácticos de este fenómeno.

3.-¿Qué diferencia hay entre un espectro continuo y uno discontinuo?

IDEAS RELEVANTES

4- ¿Qué parte de la fórmula es la que produjo la coloración?

5.¿Cuál es la coloración de la llama del cloruro de sodio y la del nitrato de sodio? ¿Por qué?

6.-¿Qué color presenta la llama de la sal?

7.-Dibuje y coloreé las llamas observadas.

QUÍMICA GENERAL

PARTE B

ÁREA 1

ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Aplica las propiedades periódicas, los conceptos de electrones de valencia, símbolos de Lewis y regla del octeto para predecir el comportamiento de los átomos durante la formación de los enlaces químicos.
- Distingue los diferentes tipos de enlaces mediante los cuales se unen los átomos para formar los compuestos.
- Representa la formación de los enlaces mediante esquemas de formación de iones y la escritura de fórmulas de Lewis.
- Identifica la geometría de las moléculas e iones sencillos aplicando la teoría de la repulsión de pares de electrones.
- Interpreta las propiedades físicas y químicas de los compuestos según su naturaleza iónica, polar y no polar y en función de las fuerzas de interacción que presentan.

Formación de Enlaces Químicos

Experimento N° 36.— Enlace químico.

Experimento N° 37.— Enlace iónico y enlace covalente.

Experimento N° 38.— Compuestos iónicos y compuestos covalentes.



«Aprovechen su estudio en el aula de innovación o laboratorio de química»

EXPERIMENTO

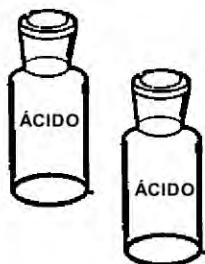
N° 36

OBJETIVO

Relacionar el tipo de enlace con la conductividad eléctrica.

MATERIALES

- Ácido acético glacial.
- Ácido acético glacial diluido.
- Soluciones diluidas y concentradas de los ácidos: clorhídrico, nítrico y sulfúrico, hidróxido de sodio, soluciones de cloruro de sodio, azúcar, urea, sulfato de cobre, agua destilada, agua del grifo.
- Vaso químico.
- Aparato de conductividad.



Vaso para precipitado

ENLACE QUÍMICO

TEORÍA

La mayoría de los elementos, en la naturaleza se encuentran formando combinaciones conocidas como compuestos. Un análisis de estos nos revela que la capacidad de combinación o Valencia de los átomos depende del grado de saturación de electrones de las órbitas exteriores.

La fuerza que mantiene juntos los átomos en la molécula de un compuesto recibe el nombre de enlace químico o uniones químicas. Existen varios tipos de enlaces entre los cuáles los más frecuentes son los iónicos covalentes y covalente coordinado.

Los enlaces iónicos o electrovalentes son el resultado de la atracción de fuerzas electrostáticas. Hay transferencia de electrones. Los enlaces covalentes se forman por la compartición de electrones entre no metales durante una reacción. Los enlaces mixtos son combinaciones de enlaces iónicos y covalentes.

El tipo de enlace determina el grado de conductividad eléctrica. Esta depende de la disociación electrolítica o formación de electrólitos.

Las sustancias electrovalentes se ionizan fácilmente y conducen la corriente eléctrica sin dificultad. Son buenas conductoras o electrolíticas.

Las sustancias covalentes forman moléculas, por eso no son buenas conductoras de la corriente eléctrica.

PARTE EXPERIMENTAL

1. -Arme un aparato de conductividad.
2. -Ponga en un vaso químico 10cc de ácido acético glacial.
3. -Introduzca los terminales del alambre de cobre en el vaso químico.
4. -Observe. Si el foco se enciende, la sustancia es buena conductora, es electrovalente. En caso contrario aisladora covalente.
5. -Repita la experiencia con cada una de las sustancias mencionadas entre los materiales.

DISCUSIÓN

1. -De acuerdo a sus observaciones experimentales llene el siguiente cuadro:

EXPERIMENTO N° 37

OBJETIVO

Comparar la conductibilidad eléctrica entre compuestos de enlace iónico y de enlace covalente.

MATERIALES

- Vasos de precipitados de 100 cm³
- Baterías de 1.5 V
- 60 cm de alambre de cobre.
- Cinta adhesiva.
- Electrodo de carbón.
- Foco de 3 V con base.
- Lienzo para limpiar.
- Etiquetas adhesivas.

SUSTANCIAS O REACTIVOS

- 0.5 g de cloruro de sodio.
- 0.5 g de azúcar.
- 5 cm³ de alcohol etílico
- 5 cm³ de glicerina
- 0.5 g de nitrato de potasio.
- 5 cm³ ácido clorhídrico.
- 5 cm³ de ácido acético.
- 350 cm³ de agua destilada.



Foco

ENLACE IÓNICO Y ENLACE COVALENTE

TEORÍA

Existen tres tipos principales de enlace entre los átomos: a) el enlace metálico, b) el enlace iónico y c) el enlace covalente. Se forman respectivamente, por la unión química de metales entre sí, metales con no metales y no metales con no metales.

Los metales son buenos conductores de la electricidad porque en ellos los electrones pueden moverse fácilmente; ese flujo de electrones constituye la corriente eléctrica. Cuando los compuestos iónicos se disuelven en agua, se disocian y se obtiene el ion positivo (catión) y el ion negativo (anión). Estos iones pueden ser un vehículo para transportar la corriente eléctrica. A las soluciones que conducen la electricidad se les llama electrolitos; según la mayor o menor capacidad que tengan para conducirla se les clasifica como electrolitos fuertes o como electrolitos débiles. Por tanto, si una sustancia conduce fácilmente la corriente, se le considera un electrolito fuerte; mientras que otra que la conduce con dificultad se clasifica como electrolito débil.

A diferencia de los compuestos iónicos, donde hay una transferencia de electrones desde el metal hacia el no metal, en los compuestos covalentes, la compartición de electrones no permite la disociación y esto trae como consecuencia un comportamiento distinto frente a la corriente eléctrica.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Marque los vasos con los números 1 a 7. Coloque una sustancia diferente en cada vaso; escriba en el cuadro de observaciones el nombre de la sustancia contenida en cada vaso. Prepare, con agua destilada, soluciones al 1 % de cada una de las sustancias
- 2.-Pida ayuda a tu profesor para armar el aparato de conductibilidad. Divide en tres partes iguales el alambre, coloque las pilas en serie y mántenlas unidas con la cinta adhesiva; conecte el circuito para probar si enciende el foco. Observe su intensidad luminosa.
- 3.-Introduzca, sin que se toquen, los electrodos de carbón en la solución del vaso número 1; observe si existe conductibilidad y en caso de haberla, cual es la luminosidad del foco. Anote sus observaciones.
- 4.-Limpie perfectamente los electrodos.

Vaso N°.	Sustancia	Conduce	Luminosidad	Clasificación del foco
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				

Cuadro 43.1

HACER
ANOTACIONES

5.-Repita los pasos 4 y 5 con cada una de las soluciones.
6.-De acuerdo con los resultados clasifique las sustancias como electrolitos fuertes, electrolitos débiles o como no electrolitos. Complete el cuadro de acuerdo a lo observado.

De acuerdo con los resultados de la práctica, responda a las preguntas:

1.-¿Qué sustancias tienen enlace iónico?

2.-¿Cuáles tienen enlace covalente?

Las sustancias que en solución no conducen la electricidad se llaman:

- A) Electrolitos débiles.
- B) No electrolitos.
- C) Cationes.
- D) Electrolitos fuertes.

Las sustancias con enlace iónico conducen la electricidad debido al movimiento de sus:

- A) Iones.
- B) Electrones.
- C) Enlaces.
- D) Moléculas.

Los compuestos que son malos conductores de la electricidad, son del tipo de enlace:

- A) Metálico.
- B) Iónico.
- C) Covalente.
- D) Por puente de hidrógeno.

COMPUESTOS IÓNICOS Y COMPUESTOS COVALENTES

OBJETIVOS

- 1.-Clasificar soluciones como electrolitos y no electrolitos.
- 2.-Diferenciar entre electrolitos fuertes y electrolitos débiles.
- 3.-Reconocer la relación entre el tipo de enlace presente en un compuesto y la conductividad eléctrica de sus soluciones acuosas.

MATERIALES

- Aparato de conductividad.
- Vasos de precipitados de 100 cm³
- Frasco lavador.
- Soporte.
- Pinza de madera.

REACTIVOS

- Ácido acético glacial.
- Ácido acético diluido.
- Hidróxido de amonio diluido.
- Sulfato de cobre (II).
- Ácido clorhídrico concentrado.
- Ácido clorhídrico diluido.
- Solución de cloruro de sodio.
- Solución de azúcar.

TEORÍA

La unión de los átomos de los diferentes elementos que forman un compuesto se clasifica, en forma general, como iónica o covalente.

En la unión iónica se asume que los átomos se unen por atracción electrostática al estar cargados eléctricamente, es decir como iones. Al disolver el compuesto, estos iones (átomos o grupos atómicos, con carga positiva unos y negativa otros) pasan a la solución que entonces se hace conductora de la corriente eléctrica. El compuesto original es un electrolito. Es el caso del cloruro sodio o del nitrato de potasio disueltos en agua.

Puede suceder que el compuesto en su estado original no contenga iones, pero se producen por reacción con el agua durante la solubilización; es el caso del amoníaco. Existen compuestos que al disolverlos en agua generan una alta concentración de iones; son los electrolitos fuertes. Por el contrario, otros generan una baja concentración de ellos, son los electrolitos débiles.

En la unión covalente, la unión entre los átomos que forman el compuesto no es de naturaleza electrostática (no hay átomos o grupos atómicos cargados eléctricamente), y al disolverlos en agua no generan iones y la solución no es conductora. Son los no electrolitos, como el azúcar, el alcohol y la acetona.

En general, los compuestos iónicos son electrolitos fuertes y tienen puntos de fusión altos. Los compuestos covalentes son electrolitos débiles o no electrolitos y en general tienen puntos de fusión bajos, con excepciones como el grafito y el diamante.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Uso del aparato de conductividad

- 1.-Cada grupo de estudiantes contara con un aparato de conductividad. Se conecta al tomacorriente únicamente cuando los electrodos estén sumergidos en la solución. (Solicite explicación al profesor o a su asistente sobre las partes y el manejo del conductímetro). ¡ Cuidado ! No toque los electrodos mientras el aparato este conectado.
- 2.-Lave inicialmente los electrodos con agua del grifo y con agua destilada, antes y después de cada medición.
- 3.-Limpie los electrodos, sumérjalos en la solución por probar y conecte el conductímetro. Observe el bombillo. Desconecte el conductímetro y retire los electrodos de la solución.

FORMULE LOS REACTIVOS

4.-Coloque un vaso de precipitados vacío debajo de los electrodos y de nuevo lávelos con agua destilada, empleando una botella lavadora.

B.-Electrolitos y no electrolitos

- 1.-Repita los pasos anteriores para cada una de las soluciones por probar, consigne las observaciones en el Cuadro 44.1.
- 2.-Pruebe la conductividad del agua del grifo y del agua destilada.
- 3.-Ponga especial atención en la intensidad de la luz del bombillo cuando se trate de una solución concentrada y de la misma diluida como es el caso del ácido clorhídrico concentrado y diluido.
- 4.-Elabore un cuadro (según la intensidad de la luz), donde indique los buenos conductores, los moderadamente conductores y los malos conductores. Indique el tipo de enlace en cada caso.
- 5.-En el Cuadro 44.1 clasifique las diferentes soluciones en electrolitos y no electrolitos, distinguiendo entre débiles y fuertes.

Compuesto o solución	Electrolito	Electrolito	No electrolito	Fuerte-débil
Agua destilada				
Agua de grifo				
Ácido acético glacial				
Ácido acético diluido				
Hidróxido de amonio				
Sulfato de cobre (II)				
Ácido clorhídrico concentrado				
Ácido clorhídrico diluido				
Cloruro de sodio (solución)				

Cuadro 39.1

HACER ANOTACIONES

DISCUSIÓN

1.-¿El agua destilada es buena conductora ? Explique su respuesta.

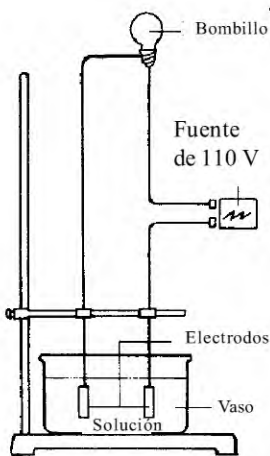


Figura 44.1
Conductímetro

PALABRAS CLAVES

2.-Las soluciones de electrolitos fuertes son buenas conductoras. Explique su respuesta.

3.-Dé 5 ejemplos de electrolitos fuertes (buenos conductores) y 5 de electrolitos débiles (poco conductores). Explique.

4.-¿Cómo explica la diferencia de conductividad entre la solución de sacarosa y la de cloruro de sodio?

5.¿Cuál solución clasifica como compuesto iónico y cuál como covalente? Explique.

6.-Investigue el término ionización.

ÁREA 2

MATERIA, ENERGÍA Y SUS CAMBIOS EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende conceptos y reglas de nomenclatura química para formular, nombrar e identificar compuestos inorgánicos.
- Identifica y nombra compuestos a partir de la fórmula y escribe las mismas a partir de un determinado sistema de nomenclatura.
- Valora la importancia del uso de la formulación y la nomenclatura inorgánica como herramienta indispensable para la escritura de ecuaciones químicas.

Identificación de Compuestos Inorgánicos

Experimento N° 39. — Compuestos formados por algunos elementos representativos y de transición.

Experimento N° 40. — Estados de oxidación de un metal de transición.

Experimento N° 41. — Formación de óxidos.

Experimento N° 42. — Preparación y propiedades del peróxido de hidrógeno.

Experimento N° 43. — Compuestos ácidos y compuestos básicos.

Experimento N° 44. — Formación de sales y sus propiedades.

Experimento N° 45. — El amoníaco y las sales de amonio.



EXPERIMENTO N° 39

COMPUESTOS FORMADOS POR ALGUNOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS Y DE TRANSICIÓN

OBJETIVOS

- 1.-Reconocer propiedades como solubilidad y temperatura de fusión, de compuestos formados por elementos representativos y de transición.
- 2.-Inferir el tipo de enlace que normalmente forman los elementos, según su posición en la tabla periódica.
- 3.-Identificar la variación en la solubilidad y temperatura de fusión de compuestos comunes a los elementos de un mismo grupo.

MATERIALES

- 5 tubos de ensayo de 12x100
- Espátula
- Gradilla.

REACTIVOS

- Sulfatos de: potasio, sodio, magnesio, bario, cobre (II), hierro (II).
- Cloruros de: potasio, sodio, magnesio, bario, calcio, cobre (II), hierro (III), plomo (II), mercurio (II).
- Hidróxidos de: potasio, sodio, magnesio, calcio, bario.
- Compuestos orgánicos: glicerol, acetona, acetanilida, naftaleno, anilina, urea, eter etílico, glucosa, ácido benzoico.

TEORÍA

La posición de los elementos en la tabla periódica, obedece a un ordenamiento con base en sus propiedades químicas. Ampliando este aspecto, se puede decir que los elementos metálicos (primeros grupos de la tabla periódica en sus combinaciones tienden a perder sus electrones de Valencia y a trabajar con carga positiva. Los no metálicos (últimos grupos de la tabla periódica), por el contrario tienden a ganar electrones y a trabajar con carga negativa.

Esto se explica con el modelo iónico de la unión química, que plantea como origen de la unión, la atracción electrostática de los iones que forman un compuesto. Los elementos metálicos pierden relativamente fácil sus electrones de Valencia, es decir, tienen un bajo potencial de ionización, para dar los iones positivos. Los no metálicos tienen gran facilidad de ganar electrones, para dar los iones negativos. Esto nos indica que, normalmente, los compuestos formados por elementos metálicos con no metálicos son de carácter iónico y, por lo tanto, generalmente solubles en agua: se dice que tienen polaridad alta. Pero si los elementos que forman el compuesto no están tan alejados en la tabla periódica, forman una unión de tipo covalente, generalmente son insolubles en agua pero solubles en solventes orgánicos: se dice que tienen polaridad baja. Los términos solubilidad y soluble no significan lo mismo. El primero se define como la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en un determinado volumen de solvente. Por ejemplo, una solubilidad de 10g, significa que un litro de solvente puede disolver como máximo 10g de soluto. Cuando de un compuesto se dice que es soluble, parcialmente soluble o insoluble, se hace referencia a un ensayo cualitativo, en el que a un volumen dado de solvente se adiciona una pequeña masa de soluto, y se aprecia si hay solubilización total, parcial (cuando se solubiliza parte del sólido), o no se solubiliza (todo el soluto permanece en estado sólido). En esta experiencia aplicaremos el segundo concepto y clasificaremos cada compuesto ensayado, como soluble (S), parcialmente soluble (P. S) o insoluble (I), según el caso.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Solubilidad de sales y bases (hidróxidos)

Para determinar la "solubilidad", como soluble, parcialmente soluble, o insoluble, se toman, en un tubo de ensayo, 3 a 4 cm³ del

solvente y se adiciona una pequeña masa del sólido, aproximadamente 0,2 g, cuidando que caiga directamente sobre el solvente.

1.-Pruebe la "solubilidad" en agua de los compuestos indicados en el cuadro 16.1. Anote el resultado de acuerdo con la convención recomendada.

Sustancia	Solubilidad	Sustancia	Solubilidad	Sustancia	Solubilidad	Sustancia	Solubilidad
K_2SO_4		KCl		$CuCl_2$		KOH	
Na_2SO_4		NaCl		$FeCl_2$		NaOH	
$MgSO_4$		$MgCl_2$		$HgCl_2$		$Mg(OH)_2$	
$BaSO_4$		$BaCl_2$		$PbCl_2$		$Ca(OH)_2$	
$CuSO_4$		$CaCl_2$				$Ba(OH)_2$	
$FeSO_4$							

Cuadro 34.1

**FÓRMULAS DE
COMPUESTOS**

2.-Pruebe la solubilidad de los compuestos del Cuadro 34.2. En este caso tome de 3 a 4 cm^3 del solvente (C_8H_{10} , CCl_4 , C_2H_5OH) y adicione aproximadamente 0,1 g del soluto. ($NaCl$, $MgCl_2$, $FeCl_3$, $CaCl_2$, $HgCl_2$).

Sustancia	Xileno (C_8H_{10})	Tetracloruro de carbono (CCl_4)	Alcohol (C_2H_5OH)
NaCl			
$MgCl_2$			
$FeCl_3$			
$CaCl_2$			
$HgCl_2$			

Cuadro 34.2

DISCUSIÓN

- 1.-Compare la solubilidad en agua de los compuestos, de acuerdo con el grupo de la tabla periódica a que pertenece el elemento metálico.
- 2.-Compare la solubilidad en agua de los compuestos formados por elementos metálicos del mismo grupo de la tabla periódica.
- 3.-Con base en los resultados obtenidos en los pasos A. 1 y A.2 y considerando el carácter polar o no polar de los solventes empleados, ¿qué tipo de enlace predomina en las sales formadas por un elemento metálico y uno no metálico (como el cloro) ?

B.-Solubilidad de compuestos formados por elementos no metálicos e hidrógeno.

1.-Pruebe la solubilidad de las sustancias indicadas en el cuadro 16.3, tomando, aproximadamente, 0,2 g de muestra (sólida) o 1 cm³ (líquida), y 3 a 4 cm³ del solvente correspondiente.

Sustancia orgánica	H ₂ O	CCl ₄	C ₈ H ₁₀	CH ₃ CH ₂ OH
Glicerol				
Acetona				
Acetanilida				
Naftaleno				
Anilina				
Urea				
Éter etílico				
Glucosa				
Ácido benzoico				

Cuadro 34.3

DISCUSIÓN

Compare la solubilidad de los compuestos estudiados en los diferentes solventes.

C.-Temperatura de fusión

Consulte en un manual de tablas y datos físicos y químicos, la temperatura de fusión de los compuestos indicados en el Cuadro 34.4

Sustancia	Punto de fusión °C	Sustancia	Punto de fusión °C
LiCl		Glucosa	
NaCl		Ácido benzoico	
KCl		Anilina	
MgCl ₂		Acetamida	
CaCl ₂			
BaCl ₂			

Cuadro 34.4

DISCUSIÓN

1. ¿Qué generalización se puede plantear con base en los puntos de fusión de compuestos de metales de un mismo grupo?

2. Dé una explicación a la gran diferencia en los puntos de fusión de las sales de elementos metálicos y de los compuestos que no tienen elementos metálicos.

3. En el siguiente cuadro escriba la fórmula de 3 sales de cada tipo y nómbrelas.

Sustancia	Nombre sistemático	Nombre de stock	Nombre común (si lo tiene)
Sales neutras binarias			
Oxisales			

Cuadro 34.5

EXPERIMENTO N° 40

ESTADOS DE OXIDACIÓN DE UN METAL DE TRASICIÓN

OBJETIVOS

- 1.-Mostrar la capacidad de los elementos de transición para formar compuestos con diferente número de oxidación, tomando como ejemplo el cobre.
- 2.-Identificar el color de los diversos iones de un metal de transición (el cobre).
- 3.-Mostrar la capacidad de los elementos de transición (cobre), para formar diversos compuestos complejos.

MATERIALES

- Pinza para crisol.
- Mechero.
- Espátula.
- Balanza.
- Cápsula de porcelana.
- Trípode.
- Triángulo.
- 5 tubos de ensayo del 6x150.
- Probeta de 10 cm³.

REACTIVOS

- Lámina de cobre.
- Sulfato de cobre (II) pentahidratado.
- Hidróxido de amonio concentrado.
- Ácido clorhídrico concentrado.
- Ácido bromhídrico concentrado.
- Agua.

TEORÍA

Los elementos de transición tienen algunas propiedades muy particulares. Una es formar compuestos con diferente número de oxidación, y la otra, la posibilidad de formar diversos compuestos con un mismo elemento, originando lo que se conoce como iones y compuestos complejos.

Esta forma de comportamiento se explica con base en la distribución electrónica del elemento metálico, de la cual dependen las posibilidades de unión del ion metálico con otros átomos o grupos atómicos.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Óxidos de cobre

- 1.-Con una pinza tome una lámina de cobre y caliéntela suavemente a la llama del mechero. Introduzca y retire la lámina de la llama y observe los cambios de coloración de su superficie, que son muy sutiles al reaccionar con el oxígeno atmosférico. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

- 1.-¿Cuáles son las fórmulas de los posibles óxidos formados sobre la lámina de cobre?

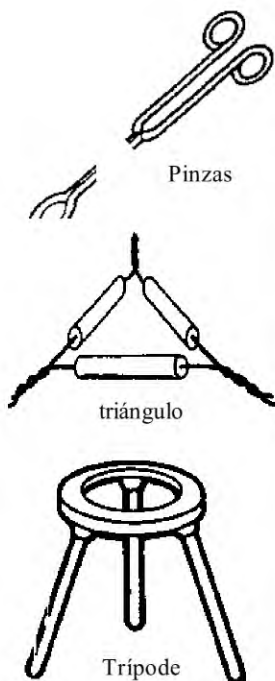
HACER
ANOTACIONES

2.-Escriba las 2 ecuaciones balanceadas para la formación de cada posible óxido.

3.-¿Se observa evidencia que sugiera el color de cada óxido?

B.-Iones complejos de cobre

- 1.-Pese 3 a 4 g de sulfato de cobre pentahidratado pulverizado, colóquelo en una cápsula de porcelana y caliente suavemente. Identifique los cambios que indiquen que está ocurriendo un cambio químico (deshidratación).
2. Marque tres tubos de ensayo y en cada uno coloque 0,5 g, aproximadamente, de sulfato de cobre (II) anhídrido, sin agua. Al primer tubo adicione 1 cm³ de hidróxido de amonio concentrado y 9 cm³ de agua; al segundo, 1 cm³ de ácido clorhídrico concentrado y 9 cm³ de agua, adiciónela lentamente, y al tercero, adicione 1 cm³ de ácido bromhídrico y 9 cm³ de agua, adiciónela lentamente. Anote sus observaciones.
- 3.-Coloque, aproximadamente, 0,5 g de sulfato de cobre anhidro en un tubo de ensayo y adicione 10 cm³ de agua. Observe el color de la solución y compárelo con el del sólido original (CuSO₄·5H₂O).



DISCUSIÓN

1.-¿Qué cambios ocurren durante la reacción de deshidratación del sulfato de cobre pentahidratado? Escriba la ecuación química correspondiente.

EXPERIMENTO N° 41

QUÍMICA DE LOS ELEMENTOS DE LAS FAMILIAS IA Y IIA

OBJETIVOS

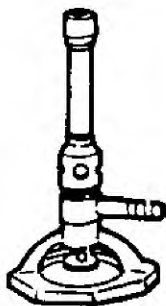
- 1.-Comprobar, experimentalmente, algunas propiedades de los metales alcalinos, a través de algunas reacciones químicas.
- 2.-Estudiar, experimentalmente, algunas propiedades de los metales alcalinoterreos y de sus compuestos.
- 3.-Manejar la configuración electrónica de los elementos al igual que la tabla periódica.

MATERIALES

- Cápsula de porcelana.
- Gotero.
- Tubos de ensayo.
- Tenazas.
- Cinta de magnesio.
- Mechero.



tubos de ensayo



Mechero de Bunsen

TEORÍA

La Familia IA de la tabla periódica está integrado por los llamados metales ALCALINOS (Litio, Sodio, Potasio, Rubidio, Cesio y Francio). De todos ellos el sodio y el potasio son los de mayor interés. Estos metales son blandos, ductiles, maleables, de color blanco brillante y con bajos puntos de fusión. Por su tendencia a perder, con gran facilidad, el electrón más extremo tienen marcado carácter metálico y son reductores de gran actividad química; su número de oxidación es $1+$ y sólo el litio, sodio y potasio flotan en el agua, por tener menor **densidad** que ella. En contacto con el agua producen reacciones rápidas y exotérmicas (explosiones). La mayoría de las sales de los metales alcalinos son solubles en agua.

La Familia IIA de la tabla periódica está formada por los metales berilio; magnesio; calcio; estroncio; bario y radio, los cuales en conjunto reciben el nombre de METALES ALCALINOTERREOS; todos se caracterizan por poseer dos electrones en su nivel más extremo; los cuales tienden a perder con relativa facilidad y formar iones con carga $2+$. De estos metales los más importantes son el magnesio, el calcio, el estroncio y el bario.

PARTE EXPERIMENTAL Y DISCUSIÓN

1.-METALES DE LA FAMILIA IA:

- 1.-Coloque 10 cm de agua en una cápsula de porcelana; añádale 5 gotas de fenoftaleína.
- 2.-Con cuidado añada un trocito de sodio metálico a la cápsula de porcelana. Describa todo lo observado.

- 3.-Lave cuidadosamente la cápsula de porcelana y repita los puntos 1 y 2, pero en vez de sodio metálico, use potasio. Describa lo observado.

**REACTIVOS
UTILIZADOS**

4.-Escriba la configuración electrónica para el sodio (N.A. = 11) y el potasio (N. A. = 19). ¿Qué similitudes puede encontrar al comparar ambas configuraciones electrónicas?

5.-¿Qué tipo de iones forman ambos átomos? Ilustre su respuesta con los esquemas que considere adecuados.

PRINCIPIO DE AUFBAU

II. METALES DE LA IIa. FAMILIA

1.-Coloque agua (1/3 de su capacidad) en un tubo de ensayo; añádele 3 gotas de fenoftaleina y luego unos granitos de calcio metálico. Describa todas sus observaciones.

2.-Con la ayuda de las tenazas lleve un pedazo de cinta de magnesio a la llama del mechero. ¿Cuáles son sus observaciones?

3.-Deje caer las cenizas en la cápsula de porcelana; añádele un poquitito de agua; agite y luego añada 3 gotas de fenoftaleina. Describa todo lo observado.

FORMULACIÓN DE PRODUCTOS

4.-Use cuatro tubos de ensayo; en el primero coloque solución de nitrato de calcio; en el segundo cloruro de bario; en el tercero nitrato de estroncio y en el cuarto nitrato de magnesio. Añada a cada tubo de ensayo unos cm^3 de la solución de carbonato de amonio. Describa sus observaciones.

Tubo N° 1: _____

Tubo N° 2: _____

Tubo N° 3: _____

Tubo N° 4: _____

HACER ANOTACIONES

5.-Añada a cada uno de los tubos de ensayo unos 5 cm^3 de ácido clorhídrico. ¿Qué observó?

Tubo N° 1: _____

Tubo N° 2: _____

Tubo N° 3: _____

Tubo N° 4: _____

6.-Prepare otros cuatro tubos de ensayo con las mismas soluciones que uso en el punto N° 4, añada a cada tubo de ensayo unos cm^3 de la solución de cromato de potasio. Describa sus observaciones.

Tubo N° 1: _____

**HACER
ANOTACIONES**

Tubo N° 2: _____

Tubo N° 3: _____

Tubo N° 4: _____

7.-Escriba la configuración electrónica de los elementos Magnesio (N.A.-12); Calcio (N.A. = 20); Bario (N.A. = 56) y Estroncio (N.A. = 38).

Magnesio: _____

**CONFIGURACIONES
ELECTRÓNICAS**

Calcio: _____

Bario: _____

Estroncio: _____

8.-¿Qué tipo de iones forma cada uno de esos átomos? Ilustre con los esquemas que considere necesarios.

EXPERIMENTO

N° 42

FORMACIÓN DE ÓXIDOS

OBJETIVOS

- 1.-Obtener algunos óxidos de metales y no metales, por reacción directa con el oxígeno.
- 2.-Determinar el carácter ácido-básico de los óxidos obtenidos.

MATERIALES

- Pinza para crisol.
- Espátula.
- Mechero.
- 4 tubos de ensayo.
- Probeta de 10 cm³
- Botellas colectoras de gases.
- Balanza.
- Vidrio de reloj.
- Cuba hidroneumática.
- 3 vidrios planos.
- Astillas de madera.

REACTIVOS

- Magnesio en cinta.
- Cobre en lámina.
- Azufre en polvo.
- Cinc en granallas.
- Ácido sulfúrico diluido.



Vidrio de reloj

TEORÍA

Las reacciones químicas son procesos donde los elementos o compuestos reaccionan con otros elementos o compuestos, para formar productos en los que se presentan nuevas combinaciones de los átomos originales. Las reacciones de cada elemento son características y se llaman propiedades químicas.

El oxígeno es un elemento que existe en la naturaleza en forma de molécula biatómica, que reaccionaron la mayoría de los demás elementos para formar compuestos binarios llamados óxidos.

Los óxidos pueden reaccionar con otros elementos o compuestos. Una de estas reacciones es con el agua y permite establecer el carácter ácido-básico del óxido. Para esto, el producto de la reacción se prueba con papel tornasol rojo, si pasa a azul, la solución es de carácter básico; si permanece rojo, es de carácter ácido. Esto último se comprueba probando con papel tornasol azul, que pasa a rojo.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Reacciones con el oxígeno del aire.

Es común que encontremos en nuestra vida diaria, ejemplos de reacciones de elementos con el oxígeno. El aluminio de los utensilios de cocina y de los marcos de las ventanas se opaca con el tiempo, por formación de una capa de óxido, al reaccionar con el oxígeno del aire. Igual sucede con las tuberías de hierro en las que la reacción es más activa; o con los artículos de cobre con menos actividad. Cuando se trabajó con el mechero se vio la formación del óxido de cobre por acción del oxígeno del aire, en el cono oxidante de la llama.

- 1.-**Magnesio.** Tome con la pinza para crisol un pedazo de cinta de magnesio, aproximadamente 2 cm³ y sométalo a la llama del mechero. Observe la reacción. Guarde el producto (óxido) colocándolo en una cápsula de porcelana.
- 2.-**Azufre.** Coloque en un tubo de ensayo una pequeña muestra de azufre en polvo y caliente en la llama del mechero. Observe la reacción, el gas que se desprende.
- 3.-**Hidrógeno.** Para producir hidrógeno, coloque dos granallas de cinc en un tubo de ensayo y adicione 5 cm³ de ácido sulfúrico diluido. Acople, ahora, boca a boca un tubo de ensayo vacío y

REACTIVOS

- Clorato de potasio (KClO_3).
- Dióxido de manganeso (MnO_2).
- Fósforo rojo (P_4).
- Óxido de calcio (CaO).

HACER ANOTACIONES

limpio. Después de unos minutos acerque una astilla encendida, o fósforo, a la boca del tubo donde recogió el hidrógeno. No acerque el tubo a la cara. Anote las observaciones correspondientes.

DISCUSIÓN

1. ¿Qué óxido, fórmula y nombre, se forma al reaccionar los elementos estudiados con el oxígeno?

2. ¿Qué propiedades físicas observables (color, aspecto, estado físico) tienen estos óxidos?

B.-Carácter ácido-básico de algunos óxidos

1.-Llene tres botellas con oxígeno, obtenido por descomposición del clorato de potasio en presencia de bióxido de manganeso. Para esto tome 10 g de clorato y 1 g de bióxido en un tubo de ensayo. Haga el montaje mostrado en la Figura 45.1. Caliente suavemente y recoja el oxígeno por desplazamiento de agua. Deje unos 10 cm^3 de agua en cada botella, no la deje salir toda. Retire las botellas de la cuba a medida que las necesite y tápe-las con un vidrio plano.

2.-Al óxido de magnesio, obtenido antes, adicione unos 2 cm^3 de agua. Pruebe la solución con papel tornasol rojo, introduciendo una varilla de vidrio en la solución y con esta dejando gotear sobre el pedazo de papel tornasol. Observe el viraje de color.

3.-Forre el recipiente de una cuchara de combustión con papel de asbesto y coloque en él, con ayuda de una espátula, una pequeña cantidad de fósforo rojo. Enciéndalo con la llama del mechero e introduzca cuidadosamente la cuchara en una de las botellas, con oxígeno, parcialmente destapada. El producto de la combustión es P_4O_{10} . Observe la intensidad de la reacción.

4.-Cuando se haya completado la combustión retire la cuchara y tape inmediatamente la botella. Agite su contenido.

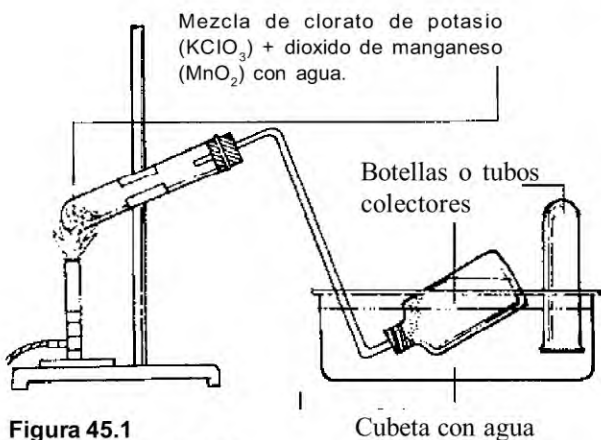


Figura 45.1
Obtención de oxígeno.

do para disolver el producto de la reacción. Determine el carácter ácido-básico de la solución resultante, con papel tornasol. Anote sus observaciones.

5.-Repita el procedimiento descrito en el punto 4, utilizando una pequeña cantidad de azufre en lugar del fósforo. Anote sus observaciones.

6.-Introduzca en la tercera botella, una tira de papel de filtro humedecida con solución de almidón y de yoduro de potasio (KI) o yoduro de sodio (NaI).

7.-En un tubo de ensayo seco coloque un trocito de óxido de calcio (CaO). Adicione agua, gota a gota, hasta que no haya evidencias de reacción (deje de desprenderse oxígeno). Determine el carácter ácido o básico de la solución con papel tornasol. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1.-De acuerdo con los resultados obtenidos, ¿qué generalización se puede hacer con respecto a los productos que se forman por reacción de los óxidos de elementos metálicos y los óxidos de los no metálicos con el agua?

2.-Compare el estado físico de los óxidos metálicos, con el de los óxidos no metálicos.

	Formula	Nombre sistemático	Nombre de stock
Metálicos			
No metálicos			

Cuadro 45.1

3.-Compare la reactividad de los elementos estudiados: aluminio, cobre, magnesio, fósforo y azufre, al reaccionar con el oxígeno. Explique las diferencias observadas.

4.-Investigue qué reacción tiene lugar entre el oxígeno y el yoduro de potasio. ¿A qué se debe el color azul que toma el papel de filtro?

5.-Escriba la fórmula de 5 óxidos de cada tipo y nómbralos.

EXPERIMENTO N° 43

PREPARACIÓN Y PROPIEDADES DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO

OBJETIVOS

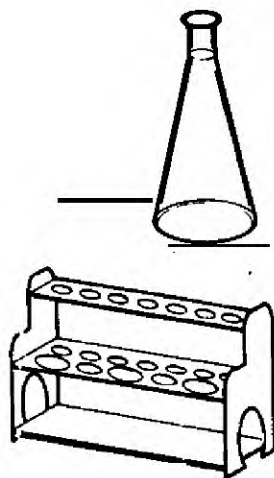
- 1.-Aplicar un método para obtener peróxido de hidrógeno.
- 2.-Identificar algunas de sus propiedades.

MATERIALES

- Erlenmeyer de 250 cm³.
- Embudo de vidrio.
- 3 tubos de ensayo.
- Vaso de 100 cm³.
- Soporte para el embudo.
- Mechero.
- Gradilla.
- Espátula.
- Papel de filtro.

REACTIVOS

- Peróxido de bario (BaO₂)
- Ácido sulfúrico.
- Solución de permanganato de potasio.
- Solución de almidón.
- Solución de yoduro de potasio.
- Solución de dicromato de potasio.
- Éter.



TEORÍA

El peróxido de hidrógeno (H₂O₂) es un óxido binario de hidrógeno, con una proporción de oxígeno mayor que en el óxido normal (H₂O).

Es un líquido de aspecto aceitoso, no combustible y soluble en agua. Sus soluciones acuosas se venden comercialmente como agua oxigenada.

Por su alta proporción de oxígeno es un oxidante enérgico, propiedad que permite usarlo como desinfectante. El peróxido de hidrógeno también puede actuar como reductor, si reacciona con oxidantes más fuertes que él. (Investigue en su libro de texto sobre oxidación-reducción y el peróxido de hidrógeno).

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-En un Erlenmeyer coloque 2,5 g de peróxido de bario y 50 cm³ de agua. Enfríe la mezcla con chorro de agua en tanto adicione, gota a gota, 3 cm³ de ácido sulfúrico. Anote sus observaciones.
- 2.-Filtre la mezcla y recoja el filtrado para las siguientes pruebas.
- 3.-En un tubo de ensayo coloque 1 cm³ de solución de yoduro de potasio (o de yoduro de sodio) y 3 gotas de solución de almidón. Agregue unas gotas del filtrado anterior. Anote sus observaciones.
- 4.-En el segundo tubo de ensayo, coloque 1 cm³ de solución de permanganato de potasio acidulada con ácido sulfúrico. Adicione unas gotas del filtrado. Anote sus observaciones.
- 5.-En el tercer tubo de ensayo tome 1 cm³ de solución de dicromato de potasio acidulada con ácido sulfúrico y adicione 1 cm³ de éter. Luego, gota a gota adicione el líquido filtrado. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

- 1.-¿Qué compuestos se formaron al reaccionar el peróxido de bario y el ácido sulfúrico?

FORMULE REACTIVOS

2.-¿Qué sustancia se precipitó?

3.-Escriba la ecuación química de la reacción de obtención del peróxido de hidrógeno.

4.-¿Qué tipo de comportamiento químico manifiesta el peróxido de hidrógeno, frente al yoduro de potasio? Nombre otra sustancia de comportamiento similar.

FORMULE PRODUCTOS

5.-Escriba la ecuación química correspondiente a la reacción.

6.-¿Cuál es el comportamiento químico del peróxido de hidrógeno frente al permanganato de potasio ?

7.-Escriba la ecuación química correspondiente.

8.-La coloración con el dicromato de potasio se debe a la formación del compuesto CrO_5 . ¿Qué propiedad del peróxido de hidrógeno permite obtener este compuesto a partir del dicromato?

EXPERIMENTO N° 44

OBJETIVO

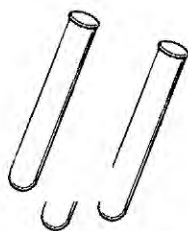
Identificar el carácter ácido o básico de las soluciones acuosas de algunos compuestos.

MATERIALES

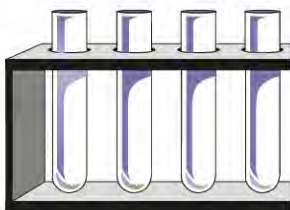
- Tubos de ensayo.
- Gradilla.
- Probeta de 50 cm³
- Varilla de vidrio.

REACTIVOS

- Soluciones de ácido clorhídrico, ácido nítrico, ácido sulfúrico, ácido acético, hidróxido de sodio, hidróxido de amonio, hidróxido de potasio.
- Fenolftaleína.
- Metil naranja.
- Papel tornasol.



Tubos de ensayo



Gradilla

COMPUESTOS ÁCIDOS Y COMPUESTOS BÁSICOS

TEORÍA

Para clasificar un compuesto como ácido o como base, se han elaborado varios modelos. El modelo de Bronsted define:

Ácido es todo compuesto que está en capacidad de ceder protones (iones hidrógeno).

Base es todo compuesto que está en capacidad de aceptar protones.

Como se trabaja en medio acuoso, un ácido es el que cede protones al agua, y éste al aceptarlos se comporta como una base. A su vez, una base en medio acuoso recibirá protones del agua, y ésta al cederlos se comporta como un ácido. De lo anterior se puede concluir que si un compuesto se comporta como ácido, necesariamente otro debe comportarse como base y viceversa.

Es común encontrar definida la base como el compuesto que en medio acuoso produce iones hidróxido (OH^{-1}).

La reacción entre una base y un ácido se llama neutralización.

Si una concentración dada de un ácido cede todos sus protones al agua, se clasifica como ácido fuerte. Pero si sólo cede una fracción de sus protones, se clasifica como ácido débil. Una clasificación similar se tiene para las bases.

El aporte de iones hidrógeno se mide por su concentración de (H^{+1}) que suele expresarse en función del pH, definido como $\text{pH} = -\log(\text{H}^{+1})$. La escala de pH va entre 0 y 14. Un compuesto es de carácter ácido, si en medio acuoso origina un pH, menor que 7 y es básico si origina un pH mayor que 7. El valor de $\text{pH} = 7$ se define como neutro.

Un método para determinar si la solución de un compuesto es ácida o básica, es determinando el valor del pH por medio de compuestos llamados indicadores. Estos son, generalmente, de carácter orgánico y dependiendo de la concentración de iones hidrógeno; es decir del pH, toman un color determinado (tabla A-4 del apéndice). Por ejemplo, la fenolftaleína es incolora a un pH inferior a 8.3, esto es a concentraciones de iones hidrógeno mayores de $5 \times 10^{-9}\text{M}$; y es roja para un pH superior a 10, esto es, a concentraciones de iones hidrógeno menores de $1 \times 10^{-10}\text{M}$.

En el intervalo comprendido entre 8.3 y 10 se presenta una mezcla de los dos colores y se llama rango de viraje del indicador.

HACER
ANOTACIONES

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Manejo del papel indicador y de los indicadores en solución

- 1.-El papel indicador viene en tiras de, aproximadamente, 4 x 0,5 cm. Para probar una solución, se toma un pedazo de la tira (0,5 cm) y con la ayuda de una varilla de vidrio se humedece con la solución por probar. No introducir la tira en la solución.
- 2.-Los indicadores en solución se preparan en concentraciones bajas (0,5 a 1%). Para probar una solución basta con adicionarle unas gotas del indicador.

B.-Ácidos

- 1.-Tome tres tubos de ensayo y adicione a cada uno 2 cm³ de agua. Al primero adicione 2 gotas de solución de ácido clorhídrico; al segundo, 2 gotas de solución de ácido acético, al tercero, 2 gotas de solución de ácido nítrico. Pruebe cada solución con papel tornasol rojo y con papel azul. Anote sus resultados en el Cuadro 47.1.
- 2.-En cuatro tubos de ensayo coloque 2 cm³ de solución de ácido clorhídrico. Al primero adicione 2 gotas de metil naranja; al segundo, 2 gotas de fenolftaleína y pruebe los restantes con papel tornasol azul y rojo. Anote sus observaciones.

Compuesto	Tornasol rojo	Tornasol azul	Fenolftaleína	Metil naranja
A. 1 Ácido clorhídrico HCl				
Ácido acético C ₂ H ₄ O ₂				
Ácido nítrico HNO ₃				
A. 2 Ácido clorhídrico HCl				

Cuadro 47.1

HACER
ANOTACIONES

DISCUSIÓN

- 1.-De acuerdo con lo observado, ¿qué puede concluir respecto al indicador tornasol?

- 2.-Teniendo en cuenta el color producido por los indicadores en solución y la información de la tabla A-4, ¿qué puede concluir?

C.-Bases

1.-En cuatro tubos de ensayo mida 2 cm³ de hidróxido de potasio (KOH). Al primero adicione 2 gotas de fenolftaleina; al segundo, 2 gotas de metil naranja; pruebe el tercero con papel tornasol rojo y el cuarto con papel tornasol azul. Anote los cambios observados. Repita la experiencia empleando hidróxido de sodio, hidróxido de calcio e hidróxido de amonio. Consigne sus datos en el Cuadro 47.2.

Compuesto	Tornasol rojo	Tornasol azul	Fenolftaleina	Metil naranja
Hidróxido de sodio NaOH				
Hidróxido de calcio Ca(OH) ₂				
Hidróxido de amonio NH ₄ OH				
Hidróxido de potasio KOH				

Cuadro 47.2

DISCUSIÓN

1.-Teniendo en cuenta el color dado por los indicadores en solución y la información de la tabla A-4, ¿qué puede concluir?

2.-Pruebe las soluciones indicadas en el Cuadro 47.3 con los indicadores especificados y determine si son ácidas, básicas o neutras.

Sustancia	Tornasol rojo	Tornasol azul	Fenolftaleina	Metil naranja	Carácter (A, B, N)
Vinagre					
Jugo de limón					
Blanqueador doméstico					
Agua de grifo					
Agua de mar					
Gaseosa					

Cuadro 47.3

EXPERIMENTO N° 45

FORMACIÓN DE SALES Y SUS PROPIEDADES

OBJETIVOS

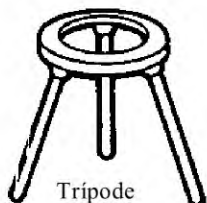
- 1.-Obtener sales por reacción directa entre un ácido y una base.
- 2.-Identificar algunas propiedades de las sales.

MATERIALES

- Vidrio de reloj.
- Tubos de ensayo.
- Mechero.
- Cápsula.
- Malta.
- Trípode.
- Baño maría.

REACTIVOS

- Soluciones de: hidróxido de amonio, ácido clorhídrico, carbonato de sodio, sulfato de cobre (II), sulfato de magnesio, cloruro de calcio, hidróxido de sodio.



TEORÍA

Cuando una cantidad de un ácido se adiciona a una cantidad equivalente de base, ocurre una reacción de neutralización, con la formación de agua y la sal correspondiente.

Las sales son compuestos de amplio uso en la vida diaria. Su apariencia y propiedades son características para cada sal. Existen sales de diferentes colores, sales que se transforman por acción del calor y sales que pierden o ganan agua con facilidad.

Ya se vio en el experimento 17, que al calentar el sulfato de cobre pentahidratado, de color azul, se volvió incoloro por pérdida de sus aguas de hidratación. Otras sales, como el cloruro de sodio, toman agua del medio ambiente, fenómeno llamado deliquesencia. Otras, por el contrario, pierden agua y el proceso se llama eflorescencia.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Obtención de sales

- 1.-Tome tres gotas de solución de hidróxido de amonio en un vidrio de reloj y tres gotas de solución de ácido clorhídrico en otro y evapore en baño maría hasta sequedad. Note si queda algún residuo en los vidrios. Trabaje en vitrina.
- 2.-En un tercer vidrio de reloj coloque 3 gotas de solución de hidróxido de amonio y tres gotas de solución de ácido clorhídrico y evapore a sequedad en baño maría. Observe si hay o no residuo.
- 3.-En un vidrio mida 1 cm³ de carbonato de sodio; adicione gota a gota solución de ácido clorhídrico hasta que cese la efervescencia y luego evapore al baño maría. Observe si se forma un residuo. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

- 1.-¿Qué explicación da al hecho observado, cuando se evapora las soluciones de hidróxido de amonio y de ácido clorhídrico por separado?

FORMULE PRODUCTOS

2.-¿Qué es el residuo obtenido después de la reacción de los compuestos anteriores?

3.-¿Cuál es el gas que se desprende al reaccionar el carbonato de sodio con el ácido clorhídrico? Escriba la ecuación química correspondiente.

**HACER
ANOTACIONES**

4.-El residuo obtenido en el punto anterior es una sal. Escriba la fórmula correspondiente. ¿Qué aspecto tiene?

B.-Agua de cristalización

1.-En un tubo de ensayo limpio y seco coloque unos cristales de sulfato de cobre pentahidratado. Aprecie el color. Caliente suavemente el tubo y observe. Deje enfriar y examine nuevamente la muestra. Con la ayuda de una pipeta, deje resbalar dos gotas de agua por el tubo. Observe si hay cambio de color.

DISCUSIÓN

1.-¿Qué cambio observó al calentar el sulfato de cobre? ¿A qué se debe?

2.-¿Cómo podría saber que cantidad de agua ha perdido la sal?

3.-Al agregar agua se recupera el compuesto original. ¿Es posible sacar nuevamente el agua? Explique su respuesta.

4.-Calcule los pesos de CuSO_4 y de H_2O que hay en una libra de sulfato de cobre pentahidratado.

5.-Del punto anterior calcule el porcentaje de cobre en la muestra.

C.-Delicuescencia

1.-En un vidrio de reloj coloque unos trocitos de cloruro de calcio. Observe su apariencia. Déjelos descubiertos por unos minutos y luego obsérvelos nuevamente. Anote sus comentarios.

2.-En un vidrio de reloj coloque un par de lentejas de hidróxido de sodio. Observe su apariencia. Déjelas descubiertas y después de unos minutos repita la observación. Anote sus comentarios.

DISCUSIÓN

1.-¿Qué observa cuando deja al aire estos compuestos?

2.-¿Qué utilidad tienen este tipo de sustancias en los laboratorios de biología y de química?

D.-Eflorescencia

- 1.-En un vidrio de reloj coloque unos cristales de carbonato de sodio. Obsérvelos con una lupa y anote sus comentarios.
- 2.-Observe ahora, una muestra que ha sido dejada al aire por varios días. Compárela con la anterior. Note las diferencias.

DISCUSIÓN

1.-¿La eflorescencia explica por qué algunos envases de productos químicos sólidos tienen menos peso del que indica la etiqueta?

2.-Dé tres ejemplos de sustancias deliquescentes y tres de eflorescentes.

EXPERIMENTO N° 46

EL AMONIACO Y LAS SALES DE AMONIO

OBJETIVO

Identificar algunas propiedades y reacciones del amoníaco y de las sales de amonio.

MATERIALES

- Tubos de ensayo.
- Soporte.
- Pinzas.
- Mechero.
- Pinzas para tubo de ensayo.
- Pinza para crisol.
- Mortero con mano.
- Tapón horadado.
- Tubo de vidrio de 15 a 20 mm de diámetro y 20 cm de longitud tubo de vidrio acodado.
- Vasos de precipitados de 400 cm³ y 100 cm³
- Papel tornasol.
- Algodón.
- Tapones para los tubos.

REACTIVOS

- Cloruro de amonio (NH₄Cl).
- Hidróxido de amonio concentrado.
- Hidróxido de calcio.
- Ácido clorhídrico concentrado.



TEORÍA

El amoníaco es uno de los compuestos más importantes formados por el nitrógeno. A temperatura ambiente es un gas soluble en agua. Es la base para la obtención de las sales correspondientes (sales de amonio). Algunas de esas sales se emplean como fertilizantes.

Las sales de amonio son de color blanco, muy solubles en agua y pueden descomponerse por la acción del calor o por la adición de bases fuertes como el hidróxido de sodio o el hidróxido de calcio, para producir amoníaco, agua y la sal correspondiente al metal de la base fuerte adicionada.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-En un tubo de ensayo, coloque unos cristales de cloruro de amonio; adicione, lentamente, 1 cm³ de solución de hidróxido de sodio. Caliente suavemente. Note el olor del gas que se desprende.
- 2.-En un tubo de ensayo limpio y seco coloque una pequeña cantidad de cloruro de amonio. Caliente suavemente, mientras sostiene en la boca del tubo una tira humedecida de papel tornasol rojo. Observe los dos cambios de color en papel tornasol.
- 3.-Fije un tubo de vidrio en un soporte (figura 23.1). Humedezca dos algodones uno con solución concentrada de ácido clorhídrico y el otro con solución concentrada de hidróxido de amonio. Con la ayuda de una pinza para crisol colóquelo simultáneamente en cada extremo del tubo. Después de un tiempo, observe la formación de un anillo de color blanco. (Cloruro de amonio).
- 4.-Mezcle en un mortero, aproximadamente, 4 g de cloruro de amonio y 3g de hidróxido de calcio. Colóquelos en un tubo de ensayo de manera que la muestra quede esparcida en el fondo del tubo, colocado horizontalmente. Luego, haga el montaje mostrado en la figura 23.2.
- 5.-Caliente suavemente hasta llenar 3 ó 4 tubos con el gas que se desprende e inmediatamente tápelos. Se sabe que están llenos cuando el papel tornasol rojo humedecido, colocado en la boca del tubo, cambia de color.
- 6.-Introduzca uno de los tubos llenos de amoníaco, sin destapar, en un vaso de precipitados con agua. Mientras mantiene la boca del tubo bajo el agua destápele. Observe lo que ocurre.

7.-Ajuste el montaje de tal manera que el tubo de salida quede hacia abajo y reciba el amoníaco en un tubo de ensayo con agua destilada. Pruebe la solución obtenida con papel tornasol rojo. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1.-Al calentar el cloruro de amonio con hidróxido de sodio se desprende un gas. ¿Cuál es? Escriba la ecuación química correspondiente.

2.-¿Qué cambio observó en el papel tornasol rojo cuando calentó el cloruro de amonio? Escriba la ecuación química correspondiente.

3.-¿El amoníaco es soluble en agua? ¿Pudo comprobarlo en esta experiencia?

4.-¿La solución acuosa de amoníaco es ácida o básica?

ÁREA 3

el átomo constituyente fundamental de la materia / transformaciones químicas

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende conceptos y procedimientos necesarios para resolver problemas de estequiometría a partir de fórmulas químicas.
- Aplica conceptos y procedimientos para realizar cálculos de cantidades de masa, moles y partículas utilizando símbolos y fórmulas químicas.
- Valora la importancia del dominio de la estequiometría a partir de fórmulas químicas como base para el desarrollo de otros temas.

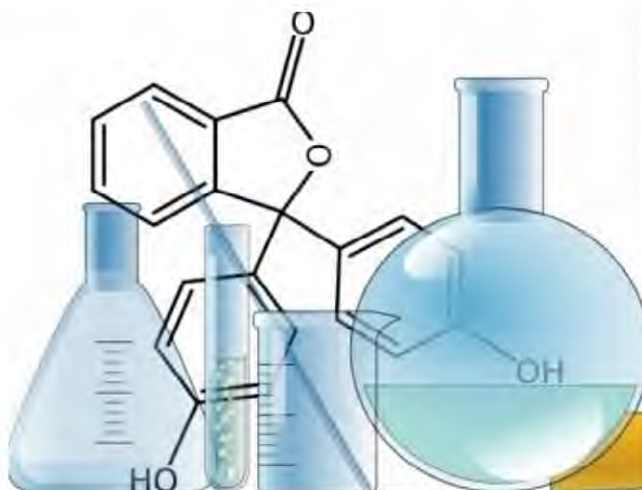
Propiedades del Agua

Experimento N° 46.— El mol como unidad de medida.

Experimento N° 47.— Composición porcentual de un compuesto.

Experimento N° 48.— Estequiometría de un compuesto hidratado.

Experimento N° 49.— Porcentaje de oxígeno en el clorato de potasio.



*«Sólo lo que practicamos cuando aprendemos
fija en nuestra mente lo que sabemos»*

EXPERIMENTO N° 47

EL MOL COMO UNIDAD DE MEDIDA

OBJETIVOS

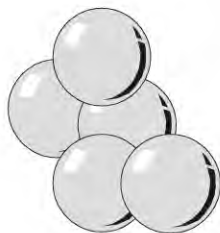
1. Identificar la relación entre el número de partículas y su masa.
2. Ilustrar el concepto de mol.

MATERIALES

- Balanza.
- Espátula.
- Vidrio de reloj.
- Probeta de 10 cm³
- Bolas de cristal pequeñas.

REACTIVOS

Los indicados por el profesor.



Bolas de Cristal



Vidrio de reloj

TEORÍA

Por pequeña que sea, cualquier cantidad en gramos que se tome de un elemento o compuesto, contiene un gran número de átomos o de moléculas. Es decir, los átomos y las moléculas son demasiado pequeños para pesarlos individualmente. En el laboratorio, se trabaja con cantidades muy grandes de átomos y por eso se ha definido una unidad que permite manejar fácilmente esta situación; esta unidad es el mol, que es la cantidad en gramos del elemento o compuesto, que contiene un número de átomos o moléculas igual a $6,022 \times 10^{23}$. Este es el número de Avogadro.

Cuando se escriben las fórmulas en una ecuación química, se están representando varios aspectos: se identifican los reaccionantes y los productos de la reacción, y se indica la proporción en moles, en que se encuentran los reaccionantes y los productos.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Relación de masa con el número de partículas.

- 1.-Pese 10 bolas de cristal. Calcule la masa media de una bola. Calcule la masa de 25 bolas, utilizando la masa media de una bola.
- 2.-Sin contarlas, pese el número de bolas que corresponda a la masa calculada para 25 de ellas.
- 3.-Cuenta las bolas y compare los dos resultados.
- 4.-Pese una muestra de tres elementos diferentes, asignados por el profesor, y determine el número de moles presentes en la masa tomada.
- 5.-Usando una probeta de 10 cm³, mida muestras de tres compuestos líquidos, indicados por el profesor. Calcule el número de moles en cada muestra. Limpie y seque bien la probeta antes de medir cada muestra.

DISCUSIÓN

- 1.-Investigue el concepto de mol.

**CÁLCULOS
MATEMÁTICOS**

2.-¿Qué representa el número de Avogadro ?

3.-¿Cómo se relaciona el número de moles con el número de Avogadro?

4.-Calcule el número de moles en 25 cm³ de alcohol, sabiendo que su densidad es 0,79 g/cm³.

5.-¿Cuál es la masa de 103 bolas de cristal?

**FÓRMULAS
MATEMÁTICAS**

6.-¿Cuántos gramos hay en 0,75 moles de sulfato de hierro (II) ?

7.-¿Cuántos gramos de CO₂ hay en 0,5 moles de este compuesto?

8.-¿Cuántas moles de carbono y de oxígeno hay en 0,5 moles de CO₂?

9.-¿Cuántos gramos de carbono y de oxígeno hay en 0,5 g de CO₂?

10.-¿Cuántos átomos de carbono y de oxígeno hay en 0,5 moles de CO₂?

EXPERIMENTO N° 48

OBJETIVO

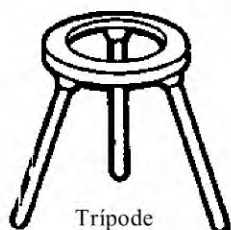
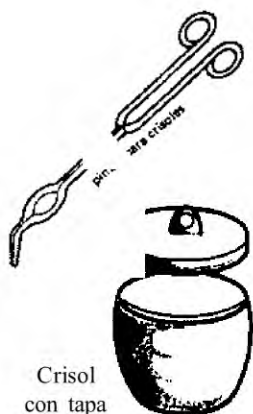
Calcular el porcentaje de cada uno de los elementos presentes en un compuesto puro, a partir de los pesos de combinación y la fórmula del compuesto.

MATERIALES

- Crisol con tapa.
- Pinza para crisol.
- Trípode.
- Mechero.
- Balanza.

REACTIVOS

- Cinta de magnesio.



COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UN COMPUESTO

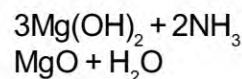
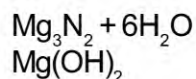
TEORÍA

Los compuestos químicos tienen una composición definida, que podemos determinar mediante su análisis, o formándolo a partir de los elementos constituyentes.

En esta experiencia aplicaremos el segundo método es decir determinar el peso de cada elemento que se combina durante la formación del compuesto.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Ponga a calentar un crisol con su tapa, deje enfriar y determine su peso. Luego coloque un trozo pequeño de cinta de magnesio y vuelva a pesar el conjunto. Caliente el crisol vacío, teniendo ligeramente levantada la tapa. Prenda la cinta de magnesio, deposítela rápidamente en el crisol y tápelo.
- 2.-Como se requiere que entre aire para la combustión, repita varias veces el proceso de levantar ligeramente la tapa mientras calienta. Al final, cuando casi todo el magnesio se haya oxidado, caliente con llama fuerte, pero siempre dejando entrar aire. (Ver Fig. 39.1).
- 3.-La combustión del magnesio produce el respectivo óxido, pero además se forma nitruro de magnesio al reaccionar con el nitrógeno del aire. En este experimento nos interesa solamente el óxido. Para eliminar el nitruro se pulveriza el contenido del crisol, se adiciona una gota de agua destilada y se calienta nuevamente, con el crisol tapado para descomponer el hidróxido de magnesio formado. Las reacciones que ocurren son:



- 4.-Deje enfriar todo y pese nuevamente el crisol con su contenido. Calcule el peso de MgO formado. Con esto ya tiene toda la información necesaria para calcular la composición porcentual. Todos los datos consígnelos en el Cuadro 39.1.
- 5.-Para encontrar el error absoluto buscamos la diferencia entre el resultado conocido o correcto (el del peso-formula), y el obtenido experimentalmente. Luego se calcula el error relativo de acuerdo con la expresión:

$$\text{error relativo} = (\text{error absoluto} \times 100) / \text{resultado correcto}$$



Manera de colocar la tapa

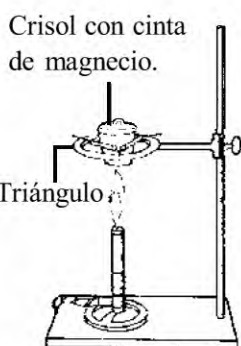


Figura 39.1
Montaje para hacer una combustión.

**HACER
ANOTACIONES**

DISCUSIÓN

1.-Compare el resultado obtenido (porcentaje de oxígeno) por usted, con el de sus compañeros. ¿Qué puede concluir?

2.-De acuerdo con el error relativo, considera confiable el resultado obtenido?

Peso del crisol	_____	_____ g
Peso del crisol + cinta de magnesio	_____	_____ g
Peso de la cinta de magnesio	_____	_____ g
Peso crisol + óxido de magnesio	_____	_____ g
Peso del óxido de magnesio	_____	_____ g
Porcentaje de magnesio (experimental)	_____	_____ g
Porcentaje de oxígeno (experimental)	_____	_____ g
Porcentaje de magnesio (a partir de la fórmula)	_____	_____ g
Porcentaje de oxígeno (a partir de la fórmula)	_____	_____ g
Error absoluto en el porcentaje de magnesio	_____	_____ g
Error absoluto en el porcentaje de oxígeno	_____	_____ g
Error relativo en el porcentaje de magnesio	_____	_____ g
Error relativo en el porcentaje de oxígeno	_____	_____ g

Cuadro 39.1

EXPERIMENTO N° 49

ESTEQUIOMETRÍA DE UN COMPUESTO HIDRATADO

OBJETIVOS

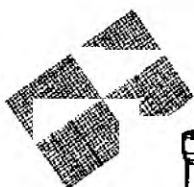
- 1.-Determinar el porcentaje de agua en un compuesto hidratado.
- 2.-Determinar la fórmula del compuesto hidratado a partir de los datos experimentales.
- 3.-Observar los cambios de coloración que ocurren durante la formación del hidrato.

MATERIALES

- Cápsula de porcelana.
- Malla.
- Mechero.
- Termómetro.
- Mortero.
- Tubo de ensayo.
- Balanza.
- Trípode.
- Espátula.
- Pipeta graduada.

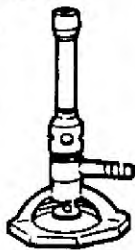
REACTIVOS

- Sulfato de cobre pentahidratado.
- Solución de amoníaco.
- Solución de ácido sulfúrico.



Malla

Mechero de
Bunzen



TEORÍA

El término "estequiometría" fue introducido por el químico alemán Benjamín Richter (1762-1807), y se define como la rama de la química que estudia las relaciones en peso de las reacciones químicas. Las ecuaciones químicas asociadas con las fórmulas y los pesos atómicos, son la base para establecer dichas relaciones.

PARTE EXPERIMENTAL

A.-Porcentaje de agua en un compuesto hidratado.

- 1.-Caliente la cápsula de porcelana por 1 ó 2 minutos, deje enfriar y pésela.
- 2.-Pulverice en un mortero, aproximadamente, 2 g de sulfato de cobre (II) hidratado, colóquelos en la cápsula. Pese el conjunto.
- 3.-Caliente suavemente por unos 5 minutos y luego fuertemente por unos 10 minutos, moviendo constantemente la sal con una espátula.
- 4.-Retire la cápsula, déjela enfriar y pásela.
- 5.-Vuelva a calentar por unos 5 minutos más, deje enfriar y pese. Repita esta operación hasta que el peso permanezca constante. Consigne sus datos en el cuadro 40.1

Peso cápsula de porcelana	_____	_____
Peso cápsula de porcelana + sulfato de cobre hidratado	_____	_____
Peso del sulfato de cobre hidratado	_____	_____
Peso de la cápsula + sulfato de cobre anhidro (1° pesada)	_____	_____
Peso de la cápsula + sulfato de cobre anhidro (2° pesada)	_____	_____
Peso de la cápsula + sulfato de cobre anhidro (3° pesada)	_____	_____
Peso del agua perdida	_____	_____
Moles de sulfato de cobre anhidro obtenidas	_____	_____
Moles de agua perdida	_____	_____
Fórmula de la sal deshidratada	_____	_____
Porcentaje de agua (experimental)	_____	_____
Porcentaje de agua (según fórmula)	_____	_____

Cuadro 40.1

B.-Formación de un compuesto hidratado.

- 1.-Transfiera el sulfato de cobre anhidro a un tubo de ensayo.
- 2.-Coloque el termómetro en contacto con la sal y adicione agua con la ayuda de una pipeta. Observe la variación de temperatura y de color.

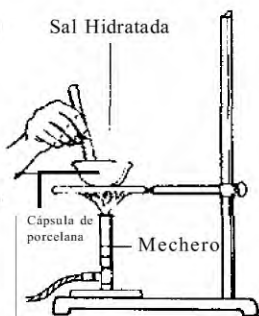


Figura 40.1
Montaje para secar una sal

**HACER
ANOTACIONES**

3.-Adicione agua hasta disolver la muestra y luego solución de amoníaco, hasta observar un cambio de color. Luego, adicione solución de ácido sulfúrico hasta observar un nuevo cambio. Anote sus comentarios.

Temperatura inicial _____	°C
Temperatura final _____	°C

Cuadro 40.2

DISCUSIÓN

1.-Compare los resultados obtenidos por usted con los de sus compañeros. ¿Qué puede concluir respecto de la sal con la cual trabajo?

2.-Compare el porcentaje de agua experimental, con el calculado a partir de la fórmula. Analice los resultados. Enumere posibles causas de error.

3.¿El proceso de hidratación del sulfato de cobre (II) anhidro, es exotérmico o endotérmico?

4.-¿Qué compuesto se forma al adicionar amoníaco?

5.-¿Qué compuesto se forma al adicionar ácido sulfúrico?

6.-¿Cuál es el porcentaje de agua en el cloruro de calcio hexahidratado?

EXPERIMENTO
N° 49

**PORCENTAJE DE OXÍGENO
EN EL CLORATO DE POTASIO**

OBJETIVOS

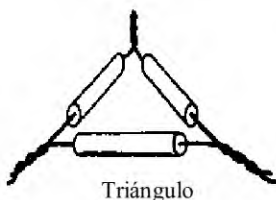
1. Determinar el porcentaje de oxígeno en el clorato de potasio a partir de la información obtenida en su descomposición térmica.
2. Adquirir experiencia en el manejo de instrumental de laboratorio.

MATERIALES

- Balanza.
- Malla.
- Vaso de precipitados de 200 cm³
- Crisol con tapa .
- Triángulo.
- Pinza para crisol.
- Soporte.
- Aro de hierro.
- Espátula.

REACTIVOS

- Clorato de potasio.
- Bióxido de manganeso.



Triángulo



Crisol con tapa

TEORÍA

Un trabajo corriente en química consiste en determinar la composición de una sustancia. Las propiedades físicas y químicas del compuesto proveen la información para lograr este objetivo. En esta experiencia se aplicará el proceso de descomposición térmica del clorato de potasio, que da como productos cloruro de potasio y oxígeno. Nos interesa conocer la masa de oxígeno presente en una muestra dada de sal.

PARTE EXPERIMENTAL

- 1.-Sobre un triángulo, caliente por dos minutos un crisol (limpio) con su tapa. Deje enfriar y péselo. Maneje siempre el crisol con las pinzas (ver fig. 25.2).
- 2.-Pese el crisol con una pequeña cantidad de bióxido de manganeso. Anote el peso.
- 3.-Pese alrededor de 2 g de clorato de potasio y transfíralos al crisol. Pese el conjunto.
- 4.-Con el crisol tapado, caliente suavemente por unos 3 minutos y progresivamente efectúe un calentamiento más fuerte. Después de 10 minutos retire el mechero, destape el crisol, déjelo enfriar y péselo cuando esté a temperatura ambiente.
- 5.-Repita el calentamiento por unos dos minutos, deje enfriar y vuelva a pesar. Este paso se repite hasta obtener peso constante.

Peso del crisol + tapa	_____	— g
Peso del crisol + tapa + bióxido de manganeso)	_____	— g
Peso del crisol + tapa + bióxido de manganeso + clorato de potasio	_____	— g
Peso del clorato de potasio	_____	— g
Peso del crisol + tapa + bióxido de manganeso + residuo (KCl)	_____	— g
Peso del oxígeno desprendido	_____	— g
Peso de cloruro de potasio	_____	— g
Porcentaje de oxígeno en el clorato de potasio (experimental)	_____	— g
Porcentaje de oxígeno en el clorato de potasio (según fórmula)	_____	— g
Porcentaje de error	_____	— g

Cuadro 49.1

**FÓRMULAS
MATEMÁTICAS**

DISCUSIÓN

1. -¿Cómo clasifica la reacción realizada?

2.-Compare sus resultados con los de sus compañeros. ¿Qué puede concluir respecto a la composición del clorato de potasio?

3.-Indique algunas causas de error.

**HACER
ANOTACIONES**

4.-Calcule el porcentaje de oxígeno en el ácido sulfúrico, a partir de la fórmula.

5.-Calcule el porcentaje de oxígeno en el carbonato de calcio a partir de la fórmula.

ÁREA 3

EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA / TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende la relación entre reacciones y ecuaciones químicas, identificando sus evidencias y los diversos tipos de reacciones químicas.
- Aplica el principio de conservación de la materia y diversos métodos para completar y ajustar ecuaciones químicas.
- Reconoce situaciones del contexto y de la vida cotidiana en las que se manifiestan diferentes tipos de reacciones químicas.

Reacciones Químicas

Experimento N° 50.— Reacciones de químicas.

Experimento N° 51.— Tipos de reacciones químicas.

Experimento N° 52.— Características de algunas reacciones químicas.

Experimento N° 53.— Las reacciones de simple sustitución o desplazamiento.

Experimento N° 54.— Proceso de oxidación-reducción.

Experimento N° 55.— Algunas reacciones de oxidación-reducción.



«Aprovechen su estudio en el aula de innovación o laboratorio de química»

EXPERIMENTO N° 51

REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVO

Realizar a identificar diversos tipos de reacciones químicas: de desplazamiento, iónicas, reversibles y de oxidación - reducción.

MATERIALES

- 5 tubos de ensayo de 12 x 100
- Tapones perforados
- Tubo de desprendimiento
- Espátula
- Mechero
- Baño maría
- Trípode
- Malla
- Pipeta graduada
- Vidrio de reloj.

REACTIVOS

- Papel tornasol
- Ácido Clorhídrico concentrado
- Dióxido de manganeso
- Solución de yoduro de potasio
- Solución de almidón
- Agua destilada
- Hidróxido de sodio
- Sulfato de hierro (II)
- Permanganato de potasio
- Solución de ácido sulfúrico.

TEORÍA

Cuando dos o más sustancias se mezclan y las condiciones son apropiadas, se presenta una reacción para producir otras sustancias nuevas.

Según el proceso de la reacción se clasifican como de sustitución, reversibles, iónicas, de oxidación - reducción y otras más.

PARTE EXPERIMENTAL

A. Formación de un precipitado

1. En un tubo de ensayo tome 4 cm³ de solución diluida de yoduro de potasio y adicione unas gotas de solución de almidón.
2. En otro tubo tome bióxido de manganeso y adicione, con la ayuda de una pipeta, ácido clorhídrico concentrado. Ajuste un tapón con un tubo de desprendimiento.
3. Caliente este tubo suavemente y cuando empiecen a desprenderse unos gases verde-amarillentos, introduzca el tubo de desprendimiento en la solución de yoduro de potasio y almidón.

B. Reacciones iónicas

1. En un tubo de ensayo disuelva una lenteja de hidróxido de sodio en agua destilada. En otro tubo tome una muestra de solución de ácido clorhídrico. Pruebe cada tubo con papel tornasol azul y rojo. Anote sus observaciones.
2. Con la ayuda de una pipeta vierta, lentamente, la solución de ácido clorhídrico sobre la solución de hidróxido de sodio. Detecte si hay variación en la temperatura externa del fondo del tubo. Después de cada adición de ácido, ruede con papel tornasol azul. Anote sus observaciones.
3. Cuando el papel no presente más cambios, vierta el contenido del tubo en un vidrio de reloj y evapore al baño maría. Observe el residuo. Anote sus comentarios.

C. Reacciones reversibles

1. Coloque 5 cm³ de agua destilada en un tubo de ensayo. Pruebe con papel tornasol. Anote sus observaciones.

2. Coloque la pipeta dentro del tubo y, a través de ella, expulse el dióxido de carbono de su respiración. Pruebe nuevamente la solución con papel tornasol azul. Anote los resultados.
3. Deje destapado el tubo en una gradilla y después de un rato pruebe nuevamente con papel tornasol. Registre el resultado.

D. Reacciones de oxidación - reducción.

1. En un tubo de ensayo tome 5 cm³ de solución de sulfato de hierro (II).
2. En un tubo de ensayo, prepare una solución de permanganato de potasio en agua y adiciónale unas gotas de ácido sulfúrico diluido. Observe el color de la solución.
3. Sobre la solución de sulfato de hierro (II), vierta gota a gota la solución de permanganato de potasio acidulada, hasta cuando no haya cambio. Registre sus observaciones.

DISCUSIÓN

1. ¿Cómo actúa en la parte A, el bióxido de manganeso?

2. Interprete la acción del cloro sobre la solución de yoduro de potasio.

3. Deduzca una explicación particular sobre la acción del yodo frente al almidón.

4. ¿Qué otros elementos puede desplazar el cloro? Escriba las ecuaciones correspondientes.

HACER
ANOTACIONES

5. ¿Cuál es el cambio del papel tornasol en cada una de las muestras? ¿Qué le sugiere el cambio en cada una de ellas?

6. ¿Cuál es la causa para un nuevo cambio del color en el papel tornasol, cuando se ponen en contacto las dos soluciones? ¿Qué pasa cuando ya no hay cambio de color?

7. ¿Cómo se explica el cambio de temperatura al reaccionar las dos sustancias?

8. ¿De dónde resultan los cristales que quedan sobre el vidrio de reloj después de la evaporación? ¿Qué sustancias es?

9. ¿Cómo comprueba que el dióxido de carbono reacciona con el agua?

10. ¿Es estable el compuesto formado? ¿Cómo lo comprueba?

11. Escriba la ecuación para esta reacción.

12. ¿Qué significa el cambio de color al verter la solución de permanganato de potasio acidulada, sobre la solución de sulfato de hierro (II)?

13. ¿Qué ha pasado con el ion Mn^{+7} del permanganato de potasio?

14. ¿Qué cambio presenta el ion Fe^{+2} del sulfato de hierro (II)?

15. Escriba la ecuación para esta reacción.

EXPERIMENTO N° 52

TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

OBJETIVO

Identificar los diferentes tipos de reacciones químicas, de manera que sea posible predecir el comportamiento de ciertas reacciones específicas.

MATERIALES

- Cápsula de porcelana
- Pinza para crisol
- Vidrio de reloj
- Vaso de 250 cm³
- Malla
- Mechero
- Varilla de vidrio
- Trípode
- 5 tubos de ensayo 20 x 100
- Probeta de 10 cm³
- Baño maría.

REACTIVOS

- Papel tornasol rojo y azul
- Magnesio metálico.
- Azúcar.
- Solución de ácido clorhídrico.
- Solución de hidróxido de sodio.
- Solución de carbonato de sodio.

TEORÍA

Los cambios químicos se representan por medio de ecuaciones, que indican las fórmulas de las sustancias reaccionantes y de los nuevos productos formados, así como el sentido en que se realiza la reacción. Por medio de coeficientes, se ajusta la ecuación de modo que ésta sea estequiométrica, para cumplir con la ley de la conservación de la materia y de la composición definida.

Es conveniente clasificar las reacciones químicas bajo diferentes categorías, con el fin de proporcionar una serie de reglas que permitan predecir los productos y ciertos cambios químicos.

PARTE EXPERIMENTAL

A. Reacción de síntesis.

1. Con la ayuda de las pinzas, lleve un pedazo de cinta de magnesio a la llama del mechero y deposítela en una cápsula de porcelana.
2. Adicione 5 cm³ de agua al contenido de la cápsula y pruebe la solución con papel tornasol rojo, humedeciendo la varilla con esta solución y tocando luego el papel tornasol. Anote sus observaciones.

B. Reacción de descomposición.

1. Con la punta de la espátula tome una pequeña cantidad de azúcar y deposítela en una cápsula de porcelana limpia y seca. Caliente, con llama suave, hasta que se forme una masa líquida de color oscuro. Compare las características del azúcar con las del nuevo producto.

C. Reacciones de desplazamiento simple

1. Coloque un pedazo de magnesio metálico en un tubo de ensayo. Cuidadosamente adicione 5 cm³ de ácido clorhídrico diluido. Observe lo que ocurre.

D. Reacciones de doble desplazamiento.

1. Coloque 2 cm³ de solución de carbonato de sodio en un tubo de ensayo. Adicione 2 cm³ de ácido clorhídrico diluido. Agite. Describa lo que observe.

E. Reacciones de neutralización.

1. Tome 2 cm³ de solución de hidróxido de sodio en un tubo de ensayo. Pruebe con papel tornasol rojo. Anote sus observaciones.
2. Tome 2 cm³ de solución de ácido clorhídrico en otro tubo de ensayo. Pruebe con papel tornasol azul. Anote sus observaciones.
3. Mezcle ambas soluciones y agite. Pruebe la solución final con papel tornasol azul y tornasol rojo. Anote sus observaciones.
4. Tome unas 40 gotas de la solución final en un vidrio de reloj y evapórela al baño maría. Describa el residuo obtenido.

DISCUSIÓN

1. ¿Qué producto se formó en la parte A-1? Escriba la ecuación correspondiente.

2. ¿Qué se formó en la parte A-2? ¿Cómo comprobó la presencia de una base? Escriba la ecuación correspondiente.

3. ¿Qué tipo de compuesto es la sacarosa? ¿Qué ocurrió cuando la calentó?

4. En la parte C, el hidrógeno fue desplazado por el magnesio. ¿Cómo lo comprobó? Escriba la ecuación correspondiente.

HACER
ANOTACIONES

5. ¿Qué compuestos se formaron en la parte D? ¿Cuál es el gas que se escapa?

6. ¿Todas las reacciones de doble desplazamiento, son de neutralización? Explique.

7. ¿Qué tipo de sal se formó en la parte E? ¿Cómo lo comprobó? Escriba la ecuación correspondiente.

EXPERIMENTO N° 53

CARACTERÍSTICAS DE ALGUNAS REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVO

1. Observar ciertas características que se presentan al efectuarse una reacción química.
2. Registrar las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones efectuadas.

MATERIALES

- Gradilla
- Tubos de ensayo
- Tubo de vidrio delgado.
- Mechero
- Espátula
- Termómetro
- Probeta de 10 cm³
- Vaso de 100 cm³.

REACTIVOS

- Soluciones diluidas de: cloruro de sodio, nitrato de plata, hidróxido de calcio, hidróxido de amonio, acetato de plomo (II), yoduro de potasio, ácido sulfúrico, ácido clorhídrico, dicromato de potasio, carbonato de potasio, cromato de potasio.
- Zinc de granallas.
- Hidróxido de sodio (lentejas).
- Yoduro de potasio (cristales).
- Bicarbonato de sodio.

TEORÍA

Las reacciones químicas son procesos en los cuales unas sustancias se transforman en otras, por un reordenamiento de los átomos, de las moléculas, o de los iones que forman las sustancias originales. Hay ciertos fenómenos que nos permiten afirmar que ha ocurrido una reacción química, pero no siempre pueden detectarse fácilmente. A veces es necesario acudir a instrumentos para apreciar los cambios que se han presentado en un proceso químico. Entre las evidencias experimentales que nos permiten afirmar que ha ocurrido una reacción química, tenemos:

- a. Formación de sólidos insolubles (precipitados).
- b. Desprendimiento de un gas.
- c. Disolución de un precipitado.
- d. Cambio de color durante la reacción.
- e. Cambio de temperatura durante el proceso.

PARTE EXPERIMENTAL

A. Formación de un precipitado.

1. Coloque en un tubo de ensayo unos 2 cm³ de solución de cloruro de sodio.
2. Adicione gota a gota solución de nitrato de plata. Observe los cambios presentados. Conserve el contenido de este tubo para el punto B-1.
3. Tome en otro tubo de ensayo 2 cm³ de la solución de acetato de plomo (II). Adicione 2 cm³ de la solución de yoduro de potasio. Observe. guarde el contenido para el punto B-2.

B. Disolución de un precipitado.

1. Al tubo de ensayo proveniente del punto A-2, adicione unos centímetros cúbicos de solución de hidróxido de amonio. Agite y observe lo que ocurre. Haga las anotaciones correspondientes.
2. Al contenido del tubo proveniente del punto A-3, adicione 2 cm³ de agua caliente. Agite fuertemente. Decante y siga añadiendo agua caliente hasta disolución completa. Observe lo que ocurre y anote sus comentarios.

C. Desprendimiento de un gas.

1. Tome 0,5 g de bicarbonato de sodio en un vaso de precipitados. A poco, 5 cm³ de ácido sulfúrico diluido. Observe y anote.

2. En otro tubo de ensayo tome una granalla de zinc y adicione 2 cm³ de ácido clorhídrico. Observe y anote.

D. Cambio de coloración

1. Tome 3 cm³ de la solución de dicromato de potasio en un tubo de ensayo. Observe el color de la solución. Adicione poco a poco solución de hidróxido de sodio. Anote lo que observe. A la solución anterior adicione, poco a poco, solución de ácido clorhídrico. Observe y anote.
2. En otro tubo de ensayo tome 3 cm³ de la solución de cromato de potasio. Anote el color de la solución. Adicione, poco a poco, solución de ácido clorhídrico. Observe y anote. Luego adicione, poco a poco, solución de hidróxido de sodio. Observe y anote.

E. Cambio de temperatura.

1. Tome dos tubos de ensayo con 5 cm³ de agua. Mida la temperatura.
2. Al primer tubo adicione unos cristales de yoduro de potasio. Agite hasta disolución completa. Tome la temperatura de la solución.
3. Al segundo tubo adicione una lenteja de hidróxido de sodio. Agite hasta disolución completa. Tome la temperatura de la solución.
4. Al tubo con la solución de hidróxido de sodio, adicione 3 cm³ de ácido sulfúrico. Agite y tome la temperatura de la solución.

DISCUSIÓN

1. Describa lo observado en los puntos A-1 y A-2. Escriba las ecuaciones correspondientes.

2. ¿Cuáles son las observaciones en el punto A-3? Escriba la ecuación correspondiente.

3. ¿Qué ocurrió en la reacción del punto B-1?

HACER
ANOTACIONES

4. ¿Qué observó al añadir agua caliente en el punto B-2?

5. Escriba la ecuación para la reacción que se verificó en el punto C-1. ¿Cuáles fueron sus observaciones experimentales? ¿Qué gas se desprendió durante la reacción?

6. ¿Qué ocurrió en el punto C-2? Escriba la ecuación correspondiente. ¿Qué gas se desprendió?

7. ¿De qué color era la solución de dicromato de potasio? ¿Qué ocurrió al adicionar el hidróxido de sodio? ¿Cuáles fueron sus observaciones al añadir ácido clorhídrico?

8. ¿De qué color era la solución de dicromato de potasio? ¿Qué ocurrió al adicionar el hidróxido de sodio? ¿Cuáles fueron sus observaciones al añadir ácido clorhídrico?

**HACER
ANOTACIONES**

9. Qué temperatura tenía el agua y qué ocurrió al añadir los cristales de yoduro de potasio?

10. Qué temperatura tenía la solución de hidróxido de sodio? ¿Qué ocurrió al mezclar las soluciones de hidróxido de sodio y de ácido sulfúrico? Justifique su respuesta.

LAS REACCIONES DE SIMPLE SUSTITUCIÓN O SIMPLE DESPLAZAMIENTO

TEORÍA

Las reacciones de simple sustitución o simple desplazamiento se verifican tomando como base la llamada serie electromotriz o serie de actividad de los metales, la cual es un arreglo de los metales tomando en cuenta su mayor o menor actividad química. Un fragmento de la serie electromotriz es el siguiente:

Existen cuatro tipos de reacciones de simple desplazamiento:

1. Desplazamiento del hidrógeno de los ácidos por metales que están por encima del hidrógeno en la serie de actividad.
2. Desplazamiento de un metal en una sal por otro metal más activo.
3. Reacciones del agua con los metales.
4. Desplazamiento de un halógeno en una sal por otro más activo (serie de actividad de los halógenos: FLUOR; CLORO; BROMO; YODO).

Las reacciones de simple desplazamiento se representan por medio de ecuaciones químicas, las cuales deben estar correctamente balanceadas.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Coloque cierta cantidad de agua en una cápsula de porcelana bien limpia (más o menos 1/3 de su capacidad); añádale cinco gotas de fenoftaleína. Su profesor o la profesora asistente le añadirá a cada cápsula un trocito de sodio metálico. Describa todas sus observaciones experimentales:

Escriba la ecuación para la reacción:

2. Coloque mas o menos 5 cm³ de una solución de nitrato de plata en dos tubos de ensayo. Al primer tubo añádale una laminita de cobre y al segundo una granalla de cinc. Deje en reposo por 5 minutos y describa todo lo observado en cada uno de los tubos de ensayo.

Escriba la ecuación para la reacción:

3. Use otros dos tubos de ensayo y coloque en cada uno mas o menos 5 cm³ de una solución de sulfato de cobre (II); a cada uno de los tubos añádale un clavito de hierro. Deje un tubo de ensayo en reposo y el otro caliéntelo con la llama del mechero (CUIDADO). Describa lo observado.

Escriba las ecuaciones para las reacciones que se ha verificado:

4. Tome seis (i) tubos de ensayo y enumérelos del 1 al 6 y coloque en el primer tubo una laminita de cobre; en el N° 2 un alaminita de aluminio, en el N° 3 un trocito de estaño; en el N° 4 un pedacito de cinta de magnesio, en el N° 5 una granalla de cinc y en el N° 6 un clavito de hierro. Añada a cada tubo de ensayo suficiente cantidad de la solución de ácido clorhídrico hasta cubrir el metal; tome el tiempo (segundos) que toma el metal en reaccionar con el ácido. Describa sus observaciones experimentales.

Tubo N° 1: _____

Ecuación: _____

Tubo N° 2: _____

Ecuación: _____

Tubo N° 3: _____

Ecuación: _____

Tubo N° 4: _____

Ecuación: _____

Tubo N° 5: _____

Ecuación: _____

Tubo N° 6: _____

Ecuación: _____

5. Coloque en un tubo de ensayo mas o menos 5 cm³ de tetracloruro de carbono; agite vigorosamente el contenido del tubo de ensayo. Qué observó.

Añada al mismo tubo de ensayo 3 cm³ de una solución de fluoruro de sodio; agite. Observe y describa:

**HACER
ANOTACIONES**

Escriba la ecuación para la reacción (si se verificó):

6.n Mencione tres conclusiones personales del trabajo experimental realizado:

EXPERIMENTO N° 55

PROCESO DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

OBJETIVO

Comprobar que existen elementos que cambian su número de oxidación durante un cambio químico.

MATERIALES

- Trípode
- Mechero
- Pinza para tubo de ensayo.
- Vaso de precipitados.
- 4 tubos de ensayo de 12 x 100.
- Malla
- Baño maría.

SUSTANCIAS

- Alambre de cobre.
- Cinc
- Clavo de hierro.
- Nitrato de plata 0,1M
- Sulfato de cobre (II) 0,5M.
- Hidróxido de amonio concentrado.
- Tartrato de sodio y potasio.

TEORÍA

Mediante el estudio de las reacciones de una serie de sustancias, se pueden obtener pruebas experimentales para determinar la tendencia de los elementos a cambiar su número de oxidación.

El cambio químico, en el que uno de los reactivos es un agente oxidante y otro un agente reductor, está acompañado de cambios en el número de oxidación de las especies que se oxidan o se reducen. Estas reacciones se conocen como reacciones de óxido-reducción (reacciones redox) y en ellas se presenta una transferencia de electrones de una sustancia a otra. Esto produce nuevas especies, en que se nota un cambio en el número de oxidación de los elementos que toman parte en el proceso.

- Oxidación significa: pérdida de electrones.
- Reducción significa: ganancia de electrones.

PARTE EXPERIMENTAL

C. Reacciones redox de desplazamiento.

1. Introduzca un trozo de cobre metálico en un tubo de ensayo que contiene 5 cm³ de solución de nitrato de plata. Caliente al baño maría y observe los cambios ocurridos.
2. Coloque un trozo de cinc metálico en un tubo de ensayo que contiene 5 cm³ de solución de nitrato de cobre (II). Deje en reposo y observe los cambios que ocurren.
3. Introduzca un clavo de hierro limpio en un tubo de ensayo que contiene 5 cm³ de sulfato de cobre (II) 0,5M. Déjelo en reposo y observe los cambios que ocurren.

D. Formación del "espejo de plata"

1. Tome 5 cm³ de solución de nitrato de plata 0,1M en un tubo de ensayo y adicione el mismo volumen de agua.
2. Adicione gota a gota hidróxido de amonio concentrado, hasta cuando se disuelva totalmente el precipitado que se forma inicialmente.
3. En un tubo de ensayo limpio, tome 5 cm³ de solución de tartrato de sodio y potasio. Caliente los dos tubos al baño maría.
4. Adicione la solución de nitrato de plata amoniacal a la solución de tartrato de sodio y potasio caliente. Continúe calentando al baño maría. Observe la formación del espejo.

5. Decante la solución y lave la plata con 5 cm³ de agua fría. Des-
eche el agua y observe detenidamente el espejo.

DISCUSIÓN

1. En las reacciones realizadas en la parte A, indique qué elemen-
to fue desplazado y cuál lo desplazó.

2 ¿A qué corresponde el residuo observado en cada caso?

3. Escriba las ecuaciones balanceadas para cada caso.

4. Indique, en cada caso, el cambio en el número de oxidación de
cada elemento. Diga cuál se oxida y cuál se reduce.

5. ¿Qué compuesto se formó al adicionar el hidróxido de amonio
concentrado a la solución de nitrato de plata?

6. ¿Al efectuar la reacción con el tartrato de sodio y potasio, la
plata se oxidó o se redujo?

EXPERIMENTO N° 56

ALGUNAS REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

OBJETIVOS

Mostrar que en el proceso redox ocurren reacciones de variada complejidad.

MATERIALES

- Cápsula de porcelana.
- Trípode
- Malla
- Mechero
- Triángulo
- Tubos de ensayo.
- Gradilla
- Pinza para tubo de ensayo.

REACTIVOS

- Clorato de potasio
- Azufre
- Minio rojo
- Ácido sulfúrico.
- Peróxido de hidrógeno.
- Ácido nítrico.
- Solución de cloruro de bario.
- Solución de permanganato de potasio.
- Solución de hidróxido de potasio.
- Solución de sulfato de hierro (II).
- Aserrín.

TEORÍA

En las reacciones redox ocurre un proceso que se simultáneo, es decir, si un elemento pierde electrones necesariamente otro debe ganarlos en la misma extensión.

En la reacción: $\text{Cu}^0 + \text{S}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2} \text{S}^{-2}$, el cobre con número de oxidación (0), al combinarse con el azufre pierde electrones (se oxida). El azufre con número de oxidación (0) gana electrones y pasa a azufre con número de oxidación -2 (se reduce).

Los átomos, moléculas o iones que captan electrones se llaman oxidantes; aquellos que los ceden se llaman reductores.

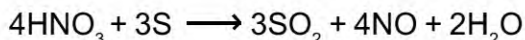
PARTE EXPERIMENTAL

A. Descomposición del minio (Pb_3O_4).

1. En una cápsula de porcelana, caliente una mezcla de aserrín y minio. Deje enfriar. Observe y anote lo ocurrido.

B. Formación del dióxido de azufre (SO_2)

1. En una cápsula de porcelana tome 3g de azufre en polvo y adicione 6 cm³ de ácido nítrico. Esta operación debe hacerse con sumo cuidado y en vitrina. Calienta a la llama del mechero; observe lo que ocurre. La reacción correspondiente es:



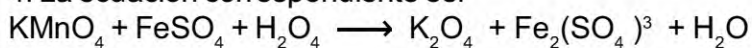
2. Para comprobar que el azufre se ha oxidado, transfiera el líquido de la cápsula de porcelana a un tubo de ensayo y observe su apariencia. Adicione unas gotas de solución de cloruro de bario (BaCl_2)
3. Vierta en un tubo de ensayo 5 cm³ de solución de permanganato de potasio y acidule con unas gotas de ácido sulfúrico. Adicione luego 2cm³ de solución de sulfato de hierro (II). observe y anote lo ocurrido.
4. En un tubo de ensayo tome 5 cm³ de solución de permanganato de potasio y adicionele 2 cm³ de solución de hidróxido de potasio. Observe.
5. Si no se producen ningún cambio, adicione unas gotas de solución de peróxido de hidrógeno y una pequeña cantidad de cinc en polvo. Anote lo que observe. Ahora caliente suavemente y observe.

1. En la reacción del minio con el aserrín investigue:
¿Qué elemento se ha oxidado y cuál se ha reducido?

2. Al adicionar el cloruro de bario se forma un precipitado de sulfato de bario. ¿Cuál es el número de oxidación del azufre en este compuesto? ¿Cuál era el número de oxidación inicial?

3. Al reaccionar el permanganato de potasio y el sulfato de hierro (II). ¿Qué cambio observa?

4. La ecuación correspondiente es:



Balancee la ecuación e identifique el agente oxidante y el agente reductor.

5. Escriba las ecuaciones correspondientes a los puntos 4 y 5. Identifique el agente oxidante y el agente reductor.

ÁREA 4

TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende conceptos y procedimientos requeridos para realizar cálculos estequiométricos a partir de ecuaciones balanceadas.
- Realiza cálculos estequiométricos de reactivos y productos a partir de ecuaciones químicas balanceadas.
- Valora la importancia de la aplicación de la estequiometría de reacciones en el laboratorio, el análisis químico, proceso industriales y en el entorno.

Estequiometría de reacciones químicas balanceadas

Experimento N° 57.— Estequiometría en la obtención de un cloruro a partir de un carbonato.

Experimento N° 58.— Estequiometría de las reacciones químicas.



*«Sólo lo que practicamos cuando aprendemos
fija en nuestra mente lo que sabemos»*

EXPERIMENTO
N° 57

**ESTEQUIOMETRÍA EN LA OBTENCIÓN
DE UN CLORURO A PARTIR
DE UN CARBONATO**

OBJETIVO

Comparar la relación molar experimental de una reacción química, con la relación molar dada por la ecuación estequiométrica.

MATERIALES

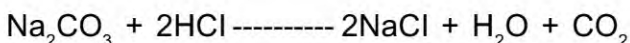
- Crisol con tapa
- Pinzas para crisol
- Mechero
- Soporte
- Balanza
- Triángulo de porcelana
- Aro de hierro
- Pinza universal
- Desecador

REACTIVOS

- Carbonato de sodio
- Ácido clorhídrico concentrado (en frasco gotero).

TEORÍA

En este experimento se prepara cloruro de sodio a partir de la reacción del carbonato de sodio (Na_2CO_3) con ácido clorhídrico. La ecuación correspondiente es:



Conociendo el peso inicial de carbonato de sodio y aplicando la ley de conservación de la materia, se puede predecir la cantidad máxima de cloruro de sodio, que se puede obtener mediante cálculos teórico.

PARTE EXPERIMENTAL

1. El profesor asignará a cada grupo la masa de muestra de partida, entre 0,6 g y 1,4 g de carbonato de sodio.
2. Caliente un crisol con tapa a la llama del mechero; déjelo enfriar a temperatura ambiente y péselo.
3. Pese en el crisol la muestra asignada de carbonato de sodio seco.
4. Añada la solución de ácido clorhídrico (gota a gota) sobre el carbonato de sodio, hasta que no detecte la formación de dióxido de carbono. Adicione cinco(5) gotas más. Agite la solución con una varilla de vidrio.
5. Coloque el crisol con la tapa sobre el triángulo de porcelana tal como lo indique el profesor. Caliente suavemente para evaporar el líquido, evite que salpique, y cuando el residuo esté seco, caliente fuertemente.
6. Deje enfriar el crisol hasta temperatura ambiente. Péselo con la tapa y el residuo.

Peso del crisol + tapa	_____ g
Peso del crisol + tapa + muestra de carbonato de sodio	_____ g
Peso de muestra de carbonato de sodio	_____ g
Peso del crisol + tapa + residuo (NaCl)	_____ g
Peso de residuo (NaCl)	_____ g
Peso teórico de cloruro de sodio (NaCl)	_____ g
% de rendimiento de NaCl	_____ g

Nota: Use los datos de composición de la etiqueta de la botella del ácido clorhídrico concentrado, para calcular el volumen de ácido necesario para reaccionar con el peso de carbonato de sodio tomado. El ácido clorhídrico se añade con un gotero. Suponga que 20 gotas equivalen a 1 cm^3 y calcule cuántas gotas debe agregar.

DISCUSIÓN

1. Compare el resultado experimental con el cálculo teórico. ¿Qué conclusión puede plantear?

2. Con base en los resultados obtenidos por sus compañeros. ¿Puede decir que se cumple la estequiometría de la reacción?

3. ¿Qué efecto tiene no haber adicionado suficiente ácido clorhídrico en la masa de cloruro de sodio obtenido?

EXPERIMENTO N° 58

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS

Mostrar un método para saber en qué momento han reaccionado cantidades estequiométricas de los reaccionantes.

MATERIALES

- probeta
- Tubo de ensayo
- Gotero
- Vaso de precipitados
- Pipeta graduada

REACTIVOS

- Ácido clorhídrico (1M)
- Hidróxido de sodio (3M)
- Ácido sulfúrico (1M)

TEORÍA

La rama de la química que estudia las relaciones en masa de los reaccionantes y productos de una transformación química, se conoce con el nombre de estequiometría. La ecuación química balanceada, indica la proporción en moles, en que intervienen los reactivos y productos, señalando además, la clase y número relativo de átomos presentes.

En esta experiencia utilizaremos un indicador para saber en qué momento han reaccionado cantidades estequiométricas de reaccionantes (en este caso cuando reaccionan un ácido y una base). El cambio de color del indicador es el punto final de la reacción.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Utilizando una probeta o pipeta graduada, mida 2 cm^3 de ácido clorhídrico 1M en un tubo de ensayo. Adicione dos(2) gotas de fenolftaleína.
2. Con el gotero agregue gota a gota el hidróxido de sodio (3M), en el tubo de ensayo que contiene el ácido clorhídrico. Agite después en cada adición. Continúe añadiendo base hasta que el indicador cambie de incoloro a rosado permanente. Anote el valor total de gotas adicionadas. Repite el experimento dos veces más.
3. Determine el número promedio de gotas de hidróxido de sodio que se utilizaron en la neutralización de los 2 cm^3 de ácido.
4. Empleando el mismo procedimiento, determine el número de gotas de la base necesarias para neutralizar:
 - a. 2 cm^3 de ácido clorhídrico 1M.
 - b. 4 cm^3 de ácido clorhídrico 1M.
 - c. 2 cm^3 de ácido sulfúrico 1M.
 - d. 4 cm^3 de ácido sulfúrico 1M.

Ácidos	1ª Medición	2ª Medición	3ª Medición
$2\text{ cm}^3\text{ HCl}$			
$4\text{ cm}^3\text{ HCl}$			
$2\text{ cm}^3\text{ H}_2\text{SO}_4$			
$4\text{ cm}^3\text{ H}_2\text{SO}_4$			

1. Si se duplica el volumen de ácido clorhídrico. ¿Qué cambio observa en el número de gotas de hidróxido de sodio requeridas para neutralizar el ácido?

2. ¿Qué relación existe entre el número de gotas de hidróxido de sodio requeridas para neutralizar volúmenes iguales de ácido clorhídrico y de ácido sulfúrico?

3. Escriba las ecuaciones balanceadas.

4. ¿Qué relación hay entre los coeficientes de estas ecuaciones y el número de gotas utilizadas para cada neutralización?

HACER
ANOTACIONES

5. Mencione tres posibles causas de error.

ÁREA 5

CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Interpreta el comportamiento de los gases en función de la teoría cinética y de las leyes de los gases.
- Aplica las leyes de los gases para resolver problemas reales y simulados.
- Valora la importancia de la aplicación de las leyes de los gases para la comprensión de fenómenos observados en el laboratorio y en el entorno.

Los gases en función de la Teoría Cinética

Experimento N° 59.— Leyes de los gases.

Experimento N° 60.— Leyes de los gases, ecuación de estado.

Experimento N° 61.— La densidad absoluta de un gas y el volumen molar.



«Si me dices, se me olvida; si me lo dices y me lo muestras recordaré algo, si me lo dices, me lo muestras y lo practico, lo más seguro es que siempre lo tendré presente».

EXPERIMENTO**N° 59****LEYES DE LOS GASES****OBJETIVO**

Establecer la proporcionalidad existente entre las variables que describen el comportamiento de una muestra gaseosa.

MATERIALES

- 2 tubos de ensayo de 16 x 150.
- 4 jeringuillas grandes.
- Bloque de madera con orificio.
- Trípode.
- Tapón de caucho.
- Tubo de vidrio de 10 mm de diámetro y 50 cm de longitud.
- Termómetro.
- Balanza.

SUSTANCIAS

- Como muestra de gas emplearemos aire.

TEORÍA

Experimentalmente se ha encontrado que todos los gases tienen, a condiciones normales o cercanas a ellas, un comportamiento casi idéntico sin importar su naturaleza. Dicho comportamiento se estudia estableciendo la variación de cuatro factores: presión, volumen, temperatura y masa. En el caso general, pueden modificarse simultáneamente, pero es usual estudiar previamente el comportamiento del gas, cuando permanecen constantes dos de los factores y varían los otros dos.

Consulte en su libro de texto sobre las leyes de los gases: ley de Boyle, ley de Charles y ley de Gram..

PARTE EXPERIMENTAL**A. Ley de Boyle**

1. Haga un orificio de, aproximadamente, una pulgada de diámetro en el bloque de madera, para que pase el cilindro de la jeringuilla, no la pestaña de ésta. Si es necesario, se puede lubricar el caucho móvil de la jeringuilla.
2. Llene la jeringuilla con aproximadamente 20 cm³ de aire e introduzca la aguja en un tapón para sellar la salida. Haga el montaje mostrado en la figura 36.1
3. Coloque un libro sobre la jeringuilla y lea el volumen de aire. Se coloca un segundo libro y se lee de nuevo el volumen. Este procedimiento se repite hasta 4 libros. Determine el peso de los libros.

Peso colocado	Volumen del aire
0	cm ³
P1=	cm ³
P2	cm ³
P3	cm ³
P4	cm ³

DISCUSIÓN

1. Construya una gráfica de peso contra volumen.
2. Analice la gráfica y planté sus conclusiones sobre la relación presión - volumen.

B. Ley de Charles

1. Tome un tapón de caucho con un orificio, por el cual se introduzca un termómetro, que debe entrar ajustado. Coloque una jeringuilla cuya aguja atraviese el tapón. Acople el tapón a la boca de un tubo y lleve el émbolo de la jeringuilla al tope inferior (figura 36.2)
2. Introduzca el sistema en un baño maría y proceda a calentar lentamente. Lea el volumen del gas (aire) por cada aumento de 5°C en la temperatura.

Temperatura °C	Volumen del aire
0	cm ³
T1=	cm ³
T2	cm ³
T3	cm ³
T4	cm ³

3. Construya una gráfica de temperatura contra volumen.
4. Analice la grafica y planté sus conclusiones sobre la relación temperatura - volumen.

C. Ley de Gram.

1. Repita el montaje de la figura 23.1, pero empleando esta vez un tubo de 30 cm a 40 cm de largo. Realice la experiencia allí descrita.
2. Mida la distancia de cada extremo del tubo, al sitio donde se formó el anillo blanco de cloruro de amonio.
3. De acuerdo con lo observado. ¿Diga qué gas (amoníaco o ácido clorhídrico) se difundió más rápido?
4. ¿Qué conclusión puede plantear con respecto a la relación entre la masa molecular y la velocidad de desplazamiento?
5. ¿Cuál es la velocidad de desplazamiento para cada gas, expresada en cm/s?
6. Intente establecer la relación entre la velocidad de difusión y la raíz cuadrada de las masas moleculares correspondientes.

EXPERIMENTO N° 60

LEYES DE LOS GASES: ECUACIÓN DE ESTADO

OBJETIVO

Determinar el valor de la constante R de los gases, a partir de datos experimentales de volumen, presión, masa y temperatura.

MATERIALES

- Tubo de ensayo grande.
- Tapón horadado.
- Probeta.
- Cubeta.
- Tubo de desprendimiento
- Manguera.
- Pinza para tubo.
- Soporte.

SUSTANCIAS / REACTIVOS

- Cinta de magnesio.
- Solución de ácido clorhídrico 2M.

TEORÍA

En el experimento 36 se establecieron las relaciones P-V y P-T (presión-volumen y presión-temperatura) para una muestra gaseosa, manteniendo constante la masa de la muestra. Estas cuatro variables se reúnen en la ecuación de estado para los gases ideales, que surge de la combinación de la ley de Charles y de la ley de Boyle.

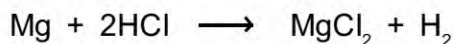
$$PV = nRT \quad (37.1)$$

donde:	P	=	presión en atmósferas
	V	=	volumen en litros
	n	=	número de moles
	R	=	constante de los gases
	T	=	temperatura absoluta

En esta experiencia vamos a calcular el valor de R, a partir de valores conocidos de las demás variables.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Haga el montaje de acuerdo con la figura 37.1
2. Pese máximo 0,1 g de magnesio en cinta.
3. En el tubo de ensayo mida 5 cm³ de solución de ácido clorhídrico 2M.
4. Llène completamente con agua una probeta de 100 cm³ e inviértala en la cubeta, cuidando que no queden burbujas.
5. Coloque la cinta de magnesio en el tubo, de manera que no entre en contacto con el ácido. Ajuste el tapón, que tiene la manguera de desprendimiento y cuyo extremo debe estar dentro de la probeta donde se recogerá el hidrógeno producido. Enderece el tubo para que el magnesio reaccione con el ácido.
6. La reacción correspondiente es:



El reactivo limitante es el magnesio y con base en su cantidad deben realizarse los cálculos.

7. Cuando no se desprenda más hidrógeno, mida el volumen recogido de gas y tome la temperatura del agua de la cubeta. Cuando se mida el volumen del gas, los niveles de agua y extremo deben estar igualados.

**HACER
ANOTACIONES**

Peso del magnesio _____ g
Moles de magnesio _____
Volumen de hidrógeno recogido _____ cm³
Moles de hidrógeno recogido _____
Presión atmosférica _____ atm
Temperatura del agua _____ °C
Valor de R _____ () lit x atm/mol x °K

Cuadro 37.1

DISCUSIÓN

1. ¿Por qué al medir el volumen de gas recogido, los niveles interno y externo deben ser iguales?

2. Compare a valor de R que usted calculó, con el obtenido por sus compañeros. ¿Qué puede concluir?

3. Compare el valor experimental de R, con el dado en el libro de texto. ¿Qué puede concluir?

EXPERIMENTO N° 61

LA DENSIDAD ABSOLUTA DE UN GAS Y EL VOLUMEN MOLAR

OBJETIVO

1. Determinar el volumen de un gas, por desplazamiento de agua, a presión y temperatura constantes.
2. Calcular la densidad absoluta y el volumen molar del oxígeno.

MATERIALES

- Tubo de ensayo grande
- Mechero
- Soporte
- Tapón, con dos huecos, bihoradado para el matraz.
- Tapón con tubo de salida.
- Matraz de fondo plano de 250 cm³
- Pinza de Mohr o tornillo
- Vaso de precipitados de 250 cm³

REACTIVOS

- Clorato de potasio.
- Bióxido de manganeso.

TEORÍA

El oxígeno es un no metal, gaseoso a temperatura ambiente, favorece la combustión y reacciona con la mayoría de los elementos conocidos para formar óxidos. Los óxidos son muy abundante y son fuente natural de elementos como el hierro, el manganeso y el estaño.

Así como el oxígeno se combina con los demás elementos, también es posible liberarlo (en unos pocos casos) o producirlo a partir de los óxidos, como el óxido de mercurio y el peróxido de hidrógeno.

En esta experiencia se trabajará con el primero de ellos, el óxido de mercurio (II) u óxido rojo de mercurio, que al calentarse se descompone en oxígeno y mercurio metálico. ¡Cuidado! Esta es una sustancia muy tóxica.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Arme el montaje que se muestra en la figura 38.1. Llena la matraz con agua hasta alcanzar el nivel del tapón. Ponga agua en el vaso de manera que la salida del tubo liberador esté siempre sumergida en el agua.
2. Llene el tubo liberador aspirando por la salida y establezca un sifón. Cierre la pinza de Mohr. Ajuste el tubo de ensayo vacío y cerciórese de que el aparato sea hermético.
El instructor debe aprobar las condiciones antes de empezar el experimento.
3. Quite el tubo de ensayo (asegúrese de que esté bien seco), péselo y luego adicione 0,5 g de clorato de potasio y 0,5 g de bióxido de manganeso. Pese el conjunto.
4. Ajuste, nuevamente, el tubo al aparato, teniendo cuidado de que la operación se lleve a cabo después de haber colocado a nivel el agua del matraz y el agua del vaso.
5. Retire el vaso con agua y en su lugar coloque otro vaso limpio y seco. Abra la pinza. Comience a calentar suavemente el tubo de ensayo y luego con más intensidad, hasta que se haya liberado todo el oxígeno. Si llega a entrar aire en el montaje, repita la experiencia. Durante el proceso de descomposición, el extremo del tubo liberador debe permanecer todo el tiempo sumergido en el agua.

**HACER
ANOTACIONES**

6. Cuando se haya obtenido todo el gas, retire la llama y deje enfriar el sistema. Vuelva a igualar los niveles de agua en el matraz y en el vaso. Cierre la pinza y desconecte el tubo de ensayo.
7. Mida el volumen de agua desplazado en una probeta y pese el tubo de ensayo con el residuo.

Peso del tubo de ensayo _____ g
Peso del tubo de ensayo + clorato de potasio +
bióxido de manganeso _____ g
Peso del tubo de ensayo + bióxido de manganeso +
residuo (KCl) _____ g
Peso de oxígeno producido _____
Volumen de agua desplazada _____ cm³
Volumen de oxígeno producido _____ cm³
Temperatura del sistema (la del agua en el vaso) _____ °C
Presión atmosférica _____ atm
Densidad absoluta del oxígeno _____ g/l
Volumen molar _____

DISCUSIÓN

1. Compare el valor hallado por usted para la densidad absoluta y el volumen molar, con el obtenido por sus compañeros. ¿Qué conclusión puede plantear?

2. Compare el valor hallado por usted para la densidad absoluta y el volumen molar, con el valor dado en el libro de texto.

3. ¿Qué conclusión puede usted plantear a partir de la experiencia realizada?

¿Es soluble en agua?

QUÍMICA GENERAL PARTE C

ÁREA 1

CINÉTICA MOLECULAR

ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA / CINÉTICA MOLECULAR

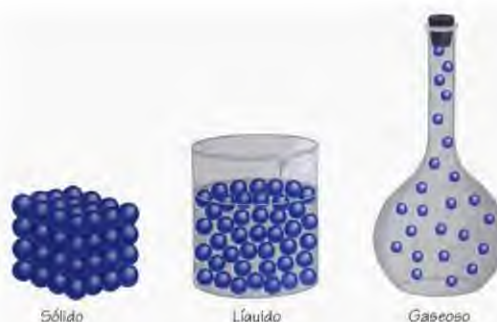
- Vincula la estructura, la naturaleza de los enlaces y las fuerzas de interacción con los estados de agregación en que se presentan las sustancias químicas en la naturaleza.
- Valora la importancia de las propiedades del agua como compuesto indispensable para la vida.

Propiedades del Agua

Experimento N°. 62. — Las propiedades del agua; Estructura molecular y Propiedades físicas (Parte A).

Experimento N°. 63. — Las Propiedades del agua; Propiedades Químicas (Parte B).

Experimento N°. 64 — El agua y los Sistemas Acuáticos.



*«Sólo lo que practicamos cuando aprendemos
fija en nuestra mente lo que sabemos»*

EXPERIMENTO**Nº. 62****LAS PROPIEDADES DEL AGUA;
ESTRUCTURA MOLECULAR Y PROPIEDADES
FÍSICAS (PARTE A)****TEORÍA****OBJETIVO:**

Conocer las propiedades físicas y químicas del agua.

MATERIALES:

- Mechero Bunsen.
- Malla de asbesto.
- Trípode de hierro.
- Vaso de precipitados bajo de 250 ml
- Baño maría.
- Pinzas de madera
- Termómetro.
- Tubo de ensayo
- Agua y hielo picado
- Tapón de caucho de dos agujeros.
- Congelador
- Papel aluminio.
- Indicadores de pH
- 4 vasos de precipitados de 50 ml.
- Agua destilada, agua de río, agua de mar y agua del grifo.

REACTIVOS

- Agua destilada.
- Agua de río.
- Agua de mar.
- Agua del grifo.
- Agua lluvia.

El agua es uno de los compuestos químicos más conocidos y de mayor significado para la vida. Desde el punto de vista químico, su importancia radica en su capacidad para contener sustancias ya sea en disolución o en suspensión. Dicha capacidad facilita que el agua sea el soporte de la mayoría de los procesos bioquímicos que suceden en la naturaleza.

Comúnmente se denomina "agua" al líquido que circula por torrentes y ríos, o que forma los mares o a la que sale por el grifo en nuestros hogares. Sin embargo, el agua químicamente pura no existe en la naturaleza. Contiene gases y sólidos en disolución que llegan a ella por contacto con el aire cuando cae en forma de lluvia o durante su curso terrestre.

El agua químicamente pura se obtiene mediante técnicas especiales, de las cuales la más común es la destilación. Además, es muy difícil conservar el agua químicamente pura debido a su gran poder disolvente sobre los gases atmosféricos. Por este motivo, lo que habitualmente denominamos como agua destilada es, en rigor, agua prácticamente pura, es decir, con un nivel de impurezas insignificante (99,98% pureza y 0,02% impurezas).

PARTE EXPERIMENTAL**A. Estructura molecular**

La estructura de la molécula del agua se configura a partir de la combinación de dos átomos de hidrógeno unidos a uno de oxígeno, cuya posición relativa en el espacio forma un ángulo de 105°

Este átomo de oxígeno posee dos pares de electrones no compartidos opuestos a 1 posición de los hidrógenos, confiriendo a la molécula de agua cierta polaridad. Recuerde que la polaridad aparece cuando se produce un enlace covalente entre átomos con diferente electronegatividad, de manera que los electrones compartidos desplazan hacia el átomo más electronegativo.

1. Las moléculas de agua interaccionan entre sí mediante enlaces de hidrógeno o puente de hidrógeno. Este tipo de interacción se produce cuando el átomo de hidrógeno es enlazado a un átomo fuertemente electronegativo. Es decir, entre la parte con cierta densidad de carga negativa de una molécula con la parte positiva de otra, ocurriendo una cohesión fuerte.

2. Podemos considerar que el agua está formada por un catión y un anión, represente el catión y el anión con una bola de unicel pintado con una coloración que siempre lo identificará.
3. Investigue las valencias y números de oxidación del catión y del anión del agua.
4. Abra el número de agujeros a las bolas de unicel que representen el número de valencia y /o número de oxidación del catión y del anión que forman el agua.
5. Utilizando los palillos de madera como enlace, una cada una de las correspondientes bolas formando así el modelo molecular del agua.

B. Propiedades físicas

El agua pura es un líquido inodoro, insípido, transparente y prácticamente incoloro. Únicamente en grandes acumulaciones muestra una coloración débilmente azulada.

Las propiedades físicas del agua pueden considerarse atípicas respecto a otras sustancias similares, concretamente en lo que se refiere a sus puntos de fusión y ebullición, su densidad y su capacidad calorífica.

1. Punto de fusión y ebullición

El agua necesita más cantidad de energía que otras sustancias similares para romperse, es decir, necesita una mayor cantidad de calor o una temperatura mayor para lograr el cambio de estado.

Por este motivo, sus puntos de fusión y ebullición son más altos. En definitiva, es preciso mayor energía para romper su estructura molecular formada por puentes de hidrógeno.

2. Densidad

Su densidad varía atípicamente con la temperatura. Su valor máximo es de 1g/ml a 4 °C. Por encima o por debajo de esa temperatura su densidad disminuye, por lo que aumenta el volumen que ocupa.

Este comportamiento se explica por la formación de una estructura tetraédrica en la forma de hielo que procura una ordenación regular, ocupando más espacio que en forma de agua, en donde el desorden es mayor.

La disminución, de la densidad provoca que el hielo que se forma flote sobre el agua, a diferencia de lo que ocurre con casi todas las demás sustancias que se contraen al solidificarse. Este efecto evita la congelación total de la masa de agua contenida en los lagos y ríos permitiendo a la vez la existencia de vida acuática superior, en el interior de sus aguas.

3. Capacidad calorífica

Recuerde que capacidad calorífica es la cantidad de energía que hay que aplicar a un gramo de una determinada sustancia para que su temperatura aumente 1 °C.

En el caso del agua, la capacidad calorífica es de 1 caloría. En comparación con otras sustancias similares, es una cantidad alta por lo que el agua es mal conductor del calor.

4. Otras propiedades físicas

Otras propiedades físicas relevantes para la vida en el medio acuático son su elevada constante dieléctrica que explica la facilidad con la que se disuelven las sales. También su tensión superficial y viscosidad relativamente elevadas.

A continuación, se plantean tres prácticas en las que se determinará el punto de fusión del agua, su punto de ebullición y se estudiará su densidad.

Comprobación experimental

a. Determinación del punto de fusión

Para determinar el punto de fusión del agua siga el siguiente proceso:

1. Llene de agua un vaso de precipitados bajo de 250 ml hasta la mitad aproximadamente.
2. Coloque el mechero Bunsen sobre el mostrador de laboratorio; la malla de asbesto sobre el trípode; y finalmente, el vaso de precipitados con agua encima.
3. Ponga hielo en un tubo de ensayo y un termómetro dentro del mismo.
4. Agarre el tubo de ensayo con el hielo y el termómetro con las pinzas de madera e introdúzcalo dentro del vaso de precipitados, de manera que el hielo quede sumergido bajo el nivel del agua.
5. A continuación encienda el mechero y caliente con suavidad.
6. Anote la temperatura que marca el termómetro a intervalos de 30 segundos durante 2 minutos, hasta que el hielo esté totalmente fundido. Le será muy útil recopilar los datos de cada fracción de tiempo en una tabla.
7. Apague el mechero Bunsen.
8. Con los datos recopilados dibuje la gráfica de temperatura en función del tiempo y localice el tramo horizontal que corresponde al cambio de fase.
9. Finalmente, se discuten los resultados, analizando a qué son debidos y las causas de posibles variaciones.

b. Determinación del punto de ebullición

Para determinar el punto de ebullición del agua siga el siguiente proceso:

1. Llene el tubo de ensayo termo resistente con agua destilada hasta una tercera parte aproximadamente y a continuación tape el tubo con el tapón de dos agujeros.
2. Por uno de esos agujeros introduzca el termómetro y sumérjalo

**PROPIEDADES
FÍSICAS**

en el agua. El otro agujero permitirá la salida de vapor a la atmósfera.

3. Sostenga el tubo con la ayuda de las pinzas de madera, pero a una cierta distancia de la llama del mechero Bunsen.
4. Caliente con suavidad el tubo y anote la temperatura que marca el termómetro cada 30 segundos.
5. Después que el agua haya empezado a hervir, continúe tomando la temperatura durante 2 minutos más.
6. Apague el mechero Bunsen.
7. Realice una tabla en el diario de laboratorio con la temperatura en cada fracción de tiempo.
8. Dibuje la gráfica de temperatura en función del tiempo con los datos obtenidos y localice el tramo horizontal que corresponde al cambio de fase.
9. Finalmente, se discuten los resultados analizando a qué son debidos y las causas de posibles variaciones.

c. Estudio de la densidad

Para el estudio de la densidad del agua, siga el siguiente proceso:

1. Llene el vaso de precipitados aproximadamente por la mitad de agua líquida.
2. Tape con el papel de aluminio el vaso de precipitados.
3. Introduzca el vaso en el congelador hasta que se congele toda el agua.
4. Anote las observaciones y discuta el resultado. ¿Qué ocurre con el agua del vaso?

**VALORES DE LAS
PROPIEDADES**

TEORÍA

OBJETIVO:

- Comprobar el comportamiento de los diferentes tipos de agua que existen.
- Determinar el pH de cada muestra de agua.

MATERIALES:

- Mechero Bunsen.
- Malla de asbesto.
- Trípode de hierro.
- Vaso de precipitados bajo de 250 ml
- Baño maría.
- Pinzas de madera
- Termómetro.
- Tubo de ensayo
- Agua y hielo picado
- Tapón de caucho de dos agujeros.
- Congelador
- Papel aluminio.
- Indicadores de pH
- 4 vasos de precipitados de 50 ml.
- Agua destilada, agua de río, agua de mar y agua del grifo.

REACTIVOS

- Agua destilada.
- Agua de río.
- Agua de mar.
- Agua del grifo.
- Agua lluvia.

C. Propiedades químicas

El Sol calienta el agua líquida contenida en mares, lagos o ríos y la evapora. Como densidad del vapor de agua es menor que la del aire, éste asciende hacia las capas altas atmosféricas, saturando el aire de humedad.

El enfriamiento de este vapor de agua provoca su condensación en pequeñas gotas formando nubes y nieblas, y en el caso de que estas gotas se reúnan producirán la lluvia, el granizo o la nieve.

El agua que precipita hacia el suelo, vuelve a los ríos o al mar a través de torrentes y infiltra para formar las aguas subterráneas, erosionando los terrenos y por tanto, disolviendo o manteniendo en suspensión otras sustancias para empezar de nuevo otro ciclo.

1. Agua de lluvia

El agua evaporada y la que llueve incorpora gases de la atmósfera, mediante disolución y arrastre.

En la composición del agua de lluvia se han encontrado entre otros gases: metano (CH₄), dióxido de carbono (CO₂), hidrógeno (H₂), oxígeno (O₂), nitrógeno (N₂), helio (He), argón (Ar) y neón (Ne).

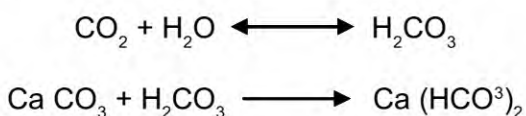
Entre los gases atmosféricos disueltos en el agua, destaca por su importancia biológica el oxígeno. Para cuantificar el contenido de oxígeno de las aguas hay varios métodos, los cuales se han tratado en algunos módulos de experimentación anteriores.

2. Aguas terrestres

El agua, en su circulación por las capas superficiales terrestres, disuelve o arrastra sales y otros compuestos, mayoritariamente: cationes de sodio, calcio, magnesio; y aniones como: cloruro, bromuro, yoduro, sulfato, fosfato, carbonatos.

Según la composición de la tierra por la que circule el agua arrastrará o disolverá unas sustancias u otras.

No obstante, uno de los componentes mayoritarios de las aguas terrestres es la forma hidrogenada del anión carbonato: HCO₃⁻. Este anión llega a las aguas a través de la disolución del carbonato calcio (CaCO₃) de las rocas calizas por combinación con CO₂ según el sistema de reacciones en medio acuoso:



**PROPIEDADES
QUÍMICAS**

Como ya sabe, el ácido carbónico (H_2CO_3) es una especie muy inestable y no puede aislarse como tal, ya que al intentar concentrarlo se obtiene CO_2 y H_2O . Además, el $CaCO_3$ es una especie muy insoluble.

Este equilibrio es el causante en la naturaleza de la formación de estalactitas y estalagmitas de las cuevas como consecuencia de la deposición continuada, siglo tras siglo, del carbonato cálcico que precipita.

En este sentido, una propiedad química muy conocida de las aguas es la que recibe el nombre de dureza. Se denomina agua dura aquella que contiene cantidades apreciables de compuestos de calcio y magnesio. El apelativo dura, se debe a que estos cationes forman un producto insoluble con el jabón, dificultando la formación de espuma.

3. Aguas marinas

El componente mayoritario de las aguas marinas es el cloruro sódico ($NaCl$), confiriéndole el sabor salado. Pero, igual que todas las aguas en la naturaleza, el agua marina también contiene otras sustancias compuestas. A esta mezcla, que se considera homogénea, se le denomina salinidad.

La oceanografía define el concepto de salinidad como la cantidad total de material sólido en gramos contenido en un kilogramo de agua de mar. El parámetro a partir del cual se puede medir la salinidad es la conductividad eléctrica, es decir, la capacidad de conducir la corriente eléctrica del agua depende de la concentración de las sales.

Otro componente de las aguas naturales es la materia orgánica que altera su transparencia. Dicha materia orgánica puede estar en suspensión o disuelta y proviene de la descomposición de organismos y de las excreciones de los animales.

Si se filtra o se deja sedimentar una muestra de agua natural, se obtiene un residuo al que se le da el nombre de "sestón". En él se reconoce una parte viva, el "plancton", y una parte sin vida, el "tripton".

Finalmente, cabe aclarar que el agua pura no tiene carácter ácido ni básico, en comparación con el agua de la naturaleza, la cual depende de las sustancias que contenga disueltas. Para medir el carácter ácido o básico de esta agua existe el parámetro químico pH. El rango de valores de este parámetro comprende desde el 1 (ácido) hasta el 14 (básico).

Determinación del pH del agua

A continuación, determinaremos el pH de varios tipos de agua mediante distintos medidores de pH, considerando el siguiente proceso:

**VALORES DE LAS
PROPIEDADES**

ÁCIDOS

1. Introduzca una cantidad indeterminada de cada tipo de agua (agua de grifo, agua lluvia, agua de río, agua de mar, agua destilada) en distintos vasos de precipitados.
2. Mida el pH que marca el medidor de pH en cada vaso.
3. Anote los resultados en el cuadro a continuación.
4. Finalmente, analice los resultados.

Tipos de agua	Nivel de pH	Ácido	Base

BASES

EL AGUA Y LOS SISTEMAS ACUOSOS

TEORÍA

OBJETIVO:

1. Ilustrar sobre el comportamiento de algunos elementos y compuestos en medio acuosos.
2. Mostrar la influencia del medio acuoso en la velocidad de reacción.

MATERIALES:

- Ocho tubos de ensayo de 12 x 100
- Probetas de 50 cm³
- Gradilla
- Espátula
- Mechero
- Vidrio de reloj
- Gotero

REACTIVOS

- Sodio metálico.
- Oxido de calcio.
- Ácido sulfúrico 6M.
- Carbonato de sodio.
- Solución rojo de metilo.
- Solución de fenolftaleína.
- Acido cítrico.
- Cloruro de bario.

El agua es uno de los compuestos más importantes por su aplicación generalizada en la actividad diaria del hombre y la naturaleza. Es un compuesto muy estable térmicamente, pero puede descomponerse en sus constituyentes por electrólisis, a temperatura ambiente.

Los elementos y los compuestos se comportan de manera característica frente al agua. En experimentos anteriores estudiamos la reactividad de los elementos y de los óxidos en medios acuosos. El agua puede formar parte de los compuestos en forma de agua de hidratación, como se vio en el caso del sulfato de cobres. Este compuesto hidratado, de color azul, pierde el agua de hidratación y se torna de color blanco; al adicionarle nuevamente agua obtenemos la sal hidratada inicial.

En esta experiencia se mostrará el comportamiento de algunos elementos y compuestos, que va desde la reacción química muy fuerte, hasta la simple solubilización.

PARTE EXPERIMENTAL

A. Otras propiedades químicas del agua

1. Numere cuatro tubos de ensayo e identifíquelos con la letra a, vierta 10 cm³ de agua en cada tubo y proceda de la siguiente manera;
 - En el tubo N°1. Adicione un trocito de sodio metálico,
 - En el tubo N°2. Adicione una pizca de óxido de calcio,
 - En el tubo N°3. Adicione 1 cm³ de solución de ácido sulfúrico 6M.
 - En el tubo N°4. Adicione una pizca de carbonato de sodio.
2. Agite cuidadosamente el contenido de cada tubo. Observe y anote sus comentarios.
3. Numere cuatro tubos de ensayo e identifíquelos con la letra b, divida el contenido del tubo 1a en dos porciones iguales. Una la deja en el tubo 1^a y la otra mitad pasa al tubo 1b, repita la operación con los demás tubos, siguiendo el mismo orden.
4. A los tubos marcados con la letra a, adicione una gota de solución de rojo de metilo y a los marcados con la letra b, una gota de fenolftaleína. Agite cada tubo de ensayo y anote las observaciones correspondientes.

<p style="text-align: center;">PROPIEDADES QUÍMICAS</p>	<p>B. Influencia del medio acuoso en la velocidad de reacción</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Mezcle una pequeña cantidad de carbonato de sodio y de ácido cítrico en tubo de ensayo. Observe si hay evidencia de reacción. Adicione 20 cm³ de agua y agite fuertemente. Observe si hay evidencias de que ha ocurrido una reacción. Describa lo observado. 2. Coloque una pequeña cantidad de cloruro de bario y de sulfato de sodio en un tubo de ensayo; mézclelos bien y observe si hay evidencias de reacción. En un tubo disuelva 0,5 gramos de cloruro de bario en 5 cm³ de agua y en otro, 0,5 gramos de sulfato de sodio en 5 cm³ de agua. Mezcle las dos soluciones y observe si hay evidencia de reacción.
<p style="text-align: center;">NOMBRE Y FORMULA</p>	<p style="text-align: center;">DISCUSIÓN</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Cite los casos donde hay evidencias de reacción. 2. ¿Considera que el medio acuoso influye en la velocidad de reacción? 3. ¿Qué explicación puede dar a este tipo de comportamiento? 4. ¿Considera que no es posible hacer reacciones en ausencia de agua? 5. Escriba las ecuaciones químicas correspondientes. 6. ¿Qué tipos de reacción; ácida, básica o neutra, presentan en medio acuoso los elementos y compuestos estudiados?

ÁREA 1

ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA/CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende el comportamiento de las disoluciones en función de las propiedades de los estados en que se presentan y de su composición química.
- Aplica cálculos y procedimientos de laboratorio para determinar la concentración de las disoluciones utilizando diversas unidades.
- Valora la utilidad de las disoluciones en diversas áreas de nuestra vida cotidiana, en la industria y en el entorno.

Comportamiento de las Disoluciones

Experimento N° 65.— Reactivos y Disoluciones Reactivas.

Experimento N° 66.— Preparación y Valoración de soluciones.

Experimento N° 67.— Valoraciones por oxidación - reducción.

Experimento N° 68.— La Precipitación.

Experimento N° 69.— Solubilidad de algunas sustancias.

Experimento N° 70.— Factores que afectan la Solubilidad.

Experimento N° 71.— Las Reglas de la Solubilidad.

Experimento N° 72.— Propiedades Coligativas.

Experimento N° 73.— Propiedades Coligativas de las Soluciones.



*«Si me dices, se me olvida; si me lo dices y me lo muestras recordaré algo,
si me lo dices, me lo muestras y lo practico,
lo más seguro es que siempre lo tendré presente».*

TEORÍA**OBJETIVO:**

1. Preparar disoluciones y cómo se determina su concentración. También comenzaremos.
2. Familiarizarnos con los instrumentos básicos del laboratorio, para introducir las técnicas volumétricas, y veremos qué son las reacciones de oxidación y reducción, así como los tipos de indicadores.
3. Determinar la densidad, averiguar la concentración desconocida de un ácido fuerte y de una sal.

MATERIALES:

- Balanza
- Espátula cucharilla.
- Vaso de precipitados de 100 ml.
- Matraces aforados de 100 y 25 ml.
- Bureta de 25 ml.
- Pipeta graduada de 10 ml.
- Anaranjado de metilo.
- Papel blanco

REACTIVOS

- Cloruro sódico
- Acido sulfúrico
- Carbonato de sodio

Las disoluciones de sustancias reactivas son la base para una gran parte de la química de análisis cuantitativo. De la misma manera que las masas son herramientas de comprobación de las balanzas, los reactivos juegan un papel de patrón en muchas de las operaciones cuantitativas que se realizan en química.

Antaño los reactivos se preparaban en el propio laboratorio, estableciendo un factor que corregía los errores de masa, ya que resultaba difícil conseguir varias veces una cantidad exacta de una misma sustancia. Actualmente, la mayoría de reactivos se compran, como se hace con las masas de una balanza, y nos podemos olvidar del factor de corrección, porque el fabricante incorpora en el proceso de elaboración los elementos necesarios para asegurar la precisión necesaria de sus componentes.

El hecho de disponer de reactivos en forma de producto industrial señala la importancia de comprender bien lo que significa su preparación, ya que, si se conoce bien dicha preparación en el laboratorio, se podrán emplear los comprados de modo adecuado.

En los laboratorios químicos profesionales cada vez más se utilizan instrumentos que permiten: análisis más rápidos, muestras más pequeñas, manipulaciones más automatizadas y medidas más precisas de las propiedades físicas. Sin embargo, todos necesitan reactivos que actúen de patrón y que permitan el cálculo cuantitativo.

La técnica básica es siempre la misma: se pasan reactivos de diferentes concentraciones, con los que se obtiene una medida, por ejemplo, el color de la disolución. Se pasa la muestra desconocida y se obtiene otro valor. Se dibuja gráficamente y, trazando una línea (normalmente recta), se encuentra el valor buscado.

PARTE EXPERIMENTAL**A. Las disoluciones reactivas**

Un problema típico muy frecuente es el de determinar la cantidad de una sustancia presente en una muestra. Para ello, es necesario tener disoluciones de concentración exactamente conocidas llamadas disoluciones estándar. Esto sólo es posible para unas pocas sustancias que reciben el nombre de patrones primarios, que son compuestos que se pueden obtener en estado sólido en forma de cristales de gran pureza, que no se descomponen con el tiempo, son estables, y además, no absorben humedad.

FORMULAS UTILIZADAS

Recuerde que la molaridad (representada con la letra M, mayúscula) es la medida de la concentración en las disoluciones, e indica la cantidad de moles de soluto por litro de disolución (mol/l). Por ejemplo, una disolución 1 M contiene un mol de soluto por litro de disolución; y una disolución 0.5 M contiene 0.5 moles de soluto por litro de disolución. Esta medición en mol/l es la más corriente, si bien en el Sistema Internacional es en mol/m³. Por otro lado, no hay que confundirla con la molalidad (representada con la letra m, minúscula), que es la medida de la concentración expresada en mol/kg.

Las diluciones son una manera de obtener soluciones de una determinada concentración. Consiste en diluir una disolución a partir de una concentración perfectamente conocida (solución patrón).

Por último, la densidad es una propiedad característica de toda sustancia. La masa y el volumen, en cambio, son datos que no aportan ninguna información sobre la sustancia, pero constituyen el camino para averiguar su densidad:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Volumen (ml o cc)}}$$

La densidad se mide en g/ml (= g/cm³). En el Sistema Internacional la unidad de medida es el kg/m³.

No olvide anotar en el diario de laboratorio los resultados obtenidos en los experimentos siguientes y las observaciones que crea necesarias.

NOMBRE DE LAS SUSTANCIAS

1. Preparación de disoluciones

Pretendemos preparar una disolución estándar de cloruro sódico 4 M (mol/l). Para ello:

1. Calcule los gramos de NaCl que hacen falta para obtener 100 ml de disolución 4 M de cloruro sódico. Utilice la fórmula siguiente:

$$\text{Gramos de NaCl} = 100 \text{ ml} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} \cdot \frac{4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{58,44 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

2. Obtenga la cantidad de gramos resultante de la fórmula y viértala en la balanza en el vaso de precipitados de 100 ml.

3. Añada una pequeña cantidad de agua destilada y agite.

4. Transfiera la disolución al matraz aforado de 100 ml.

5. Enjuague con un poco de agua destilada el vaso y vierta esta agua en el matraz aforado.

6. Añada el agua necesaria hasta llegar exactamente a los 100 ml.

CÁLCULOS

Ya tenemos la disolución de NaCl 4M preparada. A partir de ésta prepararemos tres más de molaridad conocida (1, 2 y 3 M). Para ello:

1. Calcule el volumen de NaCl (en ml) que hace falta para preparar 25 ml a 1 M, 2 M y 3 M. Utilice la siguiente fórmula (para 3 M):

$$\text{Disolución de NaCl (ml) } 25 \text{ ml} = \frac{1\text{L}}{1000 \text{ ml}} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1\text{L NaCl}} \cdot \frac{1000 \text{ ml NaCl}}{4 \text{ mol NaCl}}$$

2. Repita la operación para 1 M y 2 M.
3. Una vez haya calculado todos los volúmenes, introduzca la disolución 4 M en la bureta.
4. Abra el grifo y deje caer los volúmenes calculados en cada matraz aforado de 25 ml.
5. Añada agua destilada hasta llegar a los 25 ml exactos.

Así tendremos ya las tres disoluciones preparadas.

2. Determinación de la densidad

El procedimiento es muy sencillo,

Determine la masa de un vaso de precipitados, limpio y seco, con la balanza. Ponga en él, con la pipeta, 10 ml de la disolución estándar 4 M preparada anteriormente y vuelva a pesar el vaso.

La diferencia de masas dividida por el volumen tomado nos da la densidad de la disolución. Es decir:

$$\text{Densidad (g /ml)} = \frac{\text{Masa vaso con disolución (g)} - \text{Masa vaso vacío (g)}}{\text{Volumen disolución (ml)}}$$

Proceda de la misma manera para las tres disoluciones de 3M, 2 M y 1 M.

3. Determinación de la concentración

Vamos a ver cómo se determina la concentración de una muestra de disolución de H_2SO_4 dada a partir de una disolución patrón de Na_2CO_3 .

Primero, debemos preparar la disolución patrón de carbonato de sodio siguiendo el procedimiento anteriormente explicado. Para ello:

1. Tome 2,5 g de carbonato de sodio y macéelo cuidadosamente.
2. Disuélvalo en un vaso de precipitados con un poco de agua destilada.
3. Introduzca la disolución en un matraz aforado de 250 ml

OPERACIONES

<p style="text-align: center;">RESULTADOS</p>	<ol style="list-style-type: none"> 4. Enjuague con agua destilada el vaso y vierta esta agua en el matraz aforado. 5. Añada más agua destilada hasta llegar a los 250 ml exactos, tape y agite. 6. Deje reposar la disolución. <p>En este caso, debemos calcular la molaridad de esta disolución a partir de los datos dados.</p> <p>Una vez tenemos calculada la concentración de la disolución patrón de carbonato de sodio, determinamos la concentración de la disolución de ácido sulfúrico dada. Para ello:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Tome 25 ml de la disolución de carbonato de sodio, medidos exactamente con la bureta, y trasváselos a un matraz Erlenmayer de 250 ml, bien limpio. 2. Añada 2 o 3 gotas de anaranjado de metilo (indicador). 3. Llene la bureta de 25 ml con la disolución de ácido sulfúrico de concentración desconocida, previamente enjuagada con unos pocos ml de esta disolución. 4. Ajuste la bureta a 0 ml y, abriendo la llave de paso levemente, empiece a dejar caer, gota a gota, ácido sulfúrico en el matraz Erlenmayer que contiene el carbonato sódico con el indicador. Esta operación se realiza al mismo tiempo que se agita el matraz para que se mezclen bien las dos disoluciones, y hasta que aparezca el cambio de color del indicador. Este cambio lo apreciamos mejor sobre fondo blanco, colocando el matraz sobre un papel blanco.
<p style="text-align: center;">COMENTARIOS</p>	<ol style="list-style-type: none"> 5. Repita la operación tres veces, anotando los volúmenes añadidos de ácido sulfúrico, y calcule la media entre los tres. <p>Con el volumen medio obtenido, ya puede calcular la concentración.</p>
DISCUSIÓN	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Presente en su informe de laboratorio todo lo observado punto por punto. 2. Presente de igual forma todos los cálculos realizados de acuerdo a cada procedimiento para establecer las distintas concentraciones. 	

EXPERIMENTO**Nº. 66****PREPARACIÓN Y VALORACIÓN
DE SOLUCIONES****TEORÍA****OBJETIVO:**

1. Preparar y valorar soluciones de un ácido y una base.
2. Determinar la concentración de un ácido acético en el vinagre comercial.

MATERIALES:

- Bureta.
- Pinza para bureta.
- Soporte.
- Probeta.
- Pipeta aforada de 10 cm³.
- Pipeta graduada.
- Erlenmeyer de 250cm³.
- Matraz aforado de 100 cm³ y de 250cm³.

REACTIVOS

- Solución de ácido clorhídrico de concentración conocida.
- Hidróxido de sodio (lentes).
- Vinagre incoloro.
- Fenolftaleína

Hay diferentes maneras de preparar una solución. Puede hacerse disolviendo una cantidad conocida de soluto en volumen dado de solvente; o bien por dilución de soluciones concentradas.

El proceso experimental para determinar la concentración de una solución, recibe el nombre de valoración o titulación. Esta se realiza utilizando una solución de concentración conocida y un indicador que cambia de coloración, cuando se tienen cantidades equivalentes de ácido y de base. El cambio de color corresponde al punto final o punto estequiométrico de la titulación. Entre los indicadores más usados están la fenolftaleína y el metil naranja.

La concentración de la solución titulada (valorada), se expresa en los términos de normalidad, o sea el número de equivalentes por litro de solución.

PARTE EXPERIMENTAL**A. Preparación de la solución de ácido clorhídrico 0,2 N**

1. Utilizando los valores de gravedad específica y porcentaje de pureza, determine el volumen de la solución original que debe usarse para preparar 100 cm³ de una solución 0,2 N de ácido.
2. Mida con la pipeta graduada, el volumen de ácido clorhídrico calculado en el punto anterior y viértalo en un vaso que contiene 50 cm³ de agua. Trasvase luego esta solución al matraz aforado de 100 cm³ y complete a volumen con agua destilada. Guarde esta solución en el recipiente que indique el profesor.

B. Preparación de la solución de hidróxido de sodio 0,2 N

1. Determine matemáticamente, la masa en gramos de hidróxido de sodio, necesaria para preparar 250 cm³ de solución 0,2 N de hidróxido de sodio.
2. En un vidrio de reloj, pese rápidamente el hidróxido de sodio necesario, colóquelo en un vaso y adicione 100 cm³ de agua. Agite hasta disolver el hidróxido y luego trasvase el matraz aforado de 250 cm³. Complete a volumen.

C. Valoración de las soluciones

1. Titulación del hidróxido de sodio preparado por usted.
 - a. Con la pipeta aforada mida 10 cm³ de la solución de hidróxido de sodio y deposítele en el Erlenmeyer.

- b. Adicione de 10 a 20 cm³ de agua destilada.
- c. Adicione dos gotas de fenolftaleína. Agite y observe el color de la solución.
- d. Lleve el Erlenmeyer a la mesa del profesor y proceda a titular con el ácido de concentración conocida. La titulación termina cuando la solución se tome incolora. Para el manejo de la bureta solicite instrucciones al profesor. (Ver manejo de la bureta en el experimento 3).
- e. Calcule matemáticamente la concentración (normalidad) del hidróxido de sodio.

2. Titulación del ácido preparado por usted

- a. Lave la bureta y coloque en ella 30 cm³ de la solución de hidróxido de sodio preparada por usted.
 - b. Con la pipeta aforada, mida 10 cm³ de la solución del ácido preparado por usted y viértalos en el Erlenmeyer. Adicione de 10 a 20 cm³ de agua y dos gotas de fenolftaleína.
 - c. Proceda a titular el ácido con el hidróxido. El proceso termina cuando la solución tome una coloración ligeramente rosada.
 - d. Calcule matemáticamente la concentración del ácido.
3. Proceda a titular el vinagre, siguiendo los mismos pasos del punto anterior.
 4. Calcule la normalidad del vinagre y el porcentaje en peso de ácido acético presente.

Cuadro 8.1.

	cm ³			
Volumen de ácido para titular el hidróxido				Normalidad de la base _____
Volumen de base para titular el ácido				Normalidad del ácido
Volumen de base para titular el vinagre				Normalidad del vinagre _____ Porcentaje de ácido acético en el vinagre

DISCUSIÓN

1. Explique matemáticamente, como se determinó el volumen de ácido clorhídrico concentrado que necesitó para preparar su solución de ácido.
2. Explique los cálculos para saber la masa de hidróxido de sodio que necesita para preparar su solución de base.
3. Indique los cálculos matemáticos en las distintas valoraciones.
4. Escriba dos conclusiones del trabajo experimental desarrollado.

EXPERIMENTO**Nº. 67****VALORACIONES
POR ÓXIDO-REDUCCIÓN****OBJETIVO:**

Realizar la titulación de una solución de permanganato de potasio, con solución de oxalato de sodio.

MATERIALES:

- Bureta
- Pinza para bureta
- Soporte
- Pipeta aforada de 5 cm³
- Pipeta graduada de 10 cm³
- Erlenmeyer de 250 cm³
- Mechero
- Trípode
- Malla

REACTIVOS

Soluciones al 5% (P/V) de permanganato de potasio y de oxalato de sodio (Na₂C₂O₄), Ácido Sulfúrico concentrado.

TEORÍA

Además de valoraciones ácido-base, existen las de oxidación-reducción. En este caso se alcanza el punto estequiométrico cuando han reaccionado cantidades equivalentes del oxidante y del reductor. El punto final se detecta con indicadores, de oxidación-reducción, o aprovechando la coloración de uno de los reaccionantes. En el caso del permanganato de potasio, de color rojo, al reaccionar en medio de ácido pasa a manganeso (II), que es incoloro.

En la titulación del oxalato de sodio con permanganato, este se decolora en tanto haya oxalato en la solución. Cuando se termina el oxalato, el permanganato permanece como tal y da una coloración rosada a la solución.

Consulte sobre titulaciones de oxidación-reducción y equivalente de un oxidante y de un reductor.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Lave cuidadosamente una bureta de 25 cm³ y una pipeta graduada de 5 cm³. Coloque la bureta en su respectivo soporte.
2. En un Erlenmeyer mida con la pipeta graduada 2 cm³ de la solución de permanganato de potasio. Adicione 20 cm³ de agua y 5 gotas de ácido sulfúrico.
3. Coloque en la bureta 25 cm³ de la solución de oxalato de sodio. Anote el volumen inicial.
4. Caliente a unos 40°C la solución en el Erlenmeyer y proceda a titular el permanganato de potasio, adicionando poco a poco el oxalato de la bureta, hasta la coloración violeta del permanganato desaparezca (ver fig. 9.1). Anote el volumen final y por diferencia determine el volumen de oxalato de sodio usado.
5. Repita la titulación tomando 4 cm³, 6 cm³ y 8 cm³ de permanganato. Recuerde que debe agitar constantemente durante la titulación y leer cuidadosamente los volúmenes utilizados. Consigne sus datos en el cuadro 9.1.

Cuadro 9.1

Experiencia	Volumen de KMnO ₄	Volumen de Na ₂ C ₂ O ₄

FORMULE

DISCUSIÓN

1. Haga una gráfica en papel milimetrado de volumen de permanganato contra volumen de oxalato de sodio (volúmenes en centímetros cúbicos). ¿Qué conclusión puede plantear respecto de los volúmenes que reaccionaron?
2. Si las soluciones son al 5% (P/V) ¿Cuántas moles de permanganato de potasio y de oxalato de sodio se utilizaron para preparar un litro de cada solución?
3. Escriba la ecuación correspondiente y haga el balance de la misma.
4. Calcule los gramos de permanganato de potasio y de oxalato de sodio empleados en cada titulación y establezca la proporción en que reaccionaron (en moles).

EXPERIMENTO

N°. 68

LA PRECIPITACIÓN

TEORÍA

OBJETIVO:

- Conocer la solubilidad de las sales y la formación de precipitados.
- Familiarizarse con los conceptos de solubilidad y solución saturada
- Dibujar la curva de la solubilidad de una sal.
- Determinar la solubilidad a una temperatura determinada

MATERIALES:

- Vasos de precipitados.
- Rotulador marcador.
- Balanza electrónica.
- Espátula.
- Termómetro.
- Baño maría.
- Nitrato de plata.
- Vitrina de gases.
- El material de laboratorio necesario es:
 - Tubos de ensayo.
 - Agua destilada.
 - Nitrato de plata.
 - Cloruro de sodio.
 - Termómetro.
 - Espátula..
 - Mechero Bunsen.
 - Hidróxido de aluminio.
 - Bromuro de sodio.
 - Sulfato de cobre.
 - Matraces.
 - Bureta.
 - Centrifugadora.

Se define solubilidad como la concentración de soluto presente en una disolución saturada a una determinada temperatura. Una disolución saturada es aquella en la que no se puede disolver más soluto, es decir, es una disolución que se encuentra en equilibrio con un exceso de soluto.

Al sobrepasar los límites de solubilidad del soluto tiene lugar la precipitación del mismo. La precipitación es la aparición de una fase sólida en el seno de una disolución.

Las sales son unos compuestos químicos formados por un anión o grupo aniónico no metálico y uno o varios metales (catión o grupo catiónico), derivados de la acción de los ácidos sobre los metales y sobre los óxidos e hidróxidos metálicos, así como de la neutralización de la reacción entre los ácidos y las bases (con la formación también de agua).

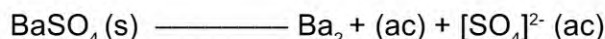
A partir de los ácidos polibásicos se obtienen sales hidrogenadas (sales ácidas), con H (por ejemplo, el bicarbonato o hidrogeno carbonato de sodio, NaHCO_3); mientras que a partir de las bases poliácidas se obtienen oxosales e hidroxosales (sales básicas), con O o grupos OH (por ejemplo, el carbonato de calcio, CaCO_3 , y el hidroxocloruro de cobre (II), CuOHCl).

Si bien hay sales consideradas como insolubles, nunca lo son de una manera completa. Siempre habrá una pequeña cantidad de sal que se disolverá.

Es difícil predecir la solubilidad de las sales. Así, cuando se mezclan dos disoluciones salinas, de sales con iones solubles, se puede obtener una nueva disolución con formación de un precipitado. Por ejemplo, si a una disolución de cloruro de bario se le añade otra de sulfato de potasio, se obtiene una nueva disolución con cloruro de potasio y un precipitado blanco de sulfato de bario:



Incluso en las sales más insolubles, existe un equilibrio entre la sal sólida sin sus iones en disolución. Siguiendo con el ejemplo anterior, después de producirse el precipitado, se establece el siguiente equilibrio:



En las sales llamadas insolubles, este equilibrio está casi totalmente desplazado hacia la izquierda (principio de Le Chatelier),

NÚMERO DE
OXIDACIÓN POR
ELEMENTOS USADOS
EN ESTA SECCIÓN

pero existen unas pequeñas concentraciones de iones bario e iones sulfato que deben cumplir con la ley del equilibrio químico.

Teniendo en cuenta que la concentración de la sal sólida, sin disolver, es constante, se tiene:

$$K_{ps} \text{ BaSO}_4 = [\text{Ba}_2^+] \text{ o } [\text{SO}_4^{2-}]$$

Donde K_{ps} es la llamada constante del producto de solubilidad o más corrientemente producto de solubilidad. Así, tenemos que:

- Si $K_{ps} \text{ BaSO}_4 > [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$, la disolución no está saturada y, por tanto, no habrá sólido precipitado.
- Si $K_{ps} \text{ BaSO}_4 < [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$, hay en disolución una concentración de iones superior a la que corresponde al equilibrio, e instantáneamente habrá un precipitado hasta que el sistema alcance el equilibrio.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

La Curva de solubilidad

La curva de solubilidad es la representación gráfica de la solubilidad según la temperatura para un soluto y un disolvente dados. Para experimentarla, siga el proceso descrito a continuación:

1. Prepare 5 vasos de precipitados y numérelos.
2. Pese diferentes muestras de AgNO_3 , de manera que los vasos contengan las cantidades siguientes:

- Vaso 1: 2 g. - Vaso 2: 4 g. - Vaso 3: 6 g.
- Vaso 4: 8 g. - Vaso 5: 10 g.

3. Añada a cada vaso 10 ml de agua destilada.
4. Coloque los vasos en el baño maría a 70°C dentro de la vitrina de gases durante unos 10 minutos, de manera que todos alcancen los 70°C .
5. Pasados los 10 minutos, saque los vasos del baño maría con precaución, puesto que están muy calientes.
6. Espere a que se enfríe y observe qué sucede. Podrá constatar que, a medida que la temperatura disminuye se van formando en los diversos vasos cristales de AgNO_3 .
7. A medida que vayan apareciendo los primeros cristales en cada uno de los cinco vasos, mida la temperatura introduciendo el termómetro en el vaso. No olvides limpiar el termómetro tras cada uso.
8. Anote la temperatura en una tabla de datos.

NOMBRE DE CADA
IÓN UTILIZADO EN
ESTA SECCIÓN

EXPLIQUE QUE ES EL
IÓN COMÚN

El nitrato de plata es el soluto y el agua es el disolvente. Sabiendo la masa de nitrato de plata empleada en cada vaso (en 10 ml de agua) y la temperatura de cristalización, los alumnos podrán dibujar la curva de solubilidad. La masa de soluto en 10 ml de agua se anota en el eje de las abscisas y la temperatura en el de las ordenadas.

Efecto del ión común

El efecto del ion común disminuye la solubilidad de las sales poco solubles. Suponga que tenemos una disolución saturada de AgNO_3 , cuyo equilibrio esté representado por:



Si añade al equilibrio anterior una cantidad determinada de NO_3^{1-} , de acuerdo con el principio de Le Chatelier, al aumentar la concentración de estos iones, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda; aumentando la cantidad de sal precipitada al reaccionar el ión común con alguno de los iones producidos en su disociación.

DIGA TEORICAMENTE
COMO SE OBTIENE
EL IÓN COMÚN

Para comprobarlo, siga los pasos siguientes:

1. Prepare una disolución de nitrato de plata 0,1 M.
2. Ponga en un vaso de precipitados 50 ml de esta disolución y añada 5 ml de disolución concentrada de NaCl. Se forma un precipitado.
3. Observe el precipitado que se forma: ¿qué color tiene? ¿De qué es?
4. Filtre y recoja el sólido precipitado.
5. Prepare una disolución saturada del sólido precipitado. (En este mismo módulo de Experimentación veremos cómo formar soluciones saturadas y sobresaturadas).
6. A continuación, añada unos ml de disolución concentrada de NaCl.
7. Finalmente, anote en el diario de laboratorio las reacciones que se han llevado a cabo.

Es interesante que los alumnos describan lo más detalladamente posible en su diario qué ha sucedido.

Influencia de la temperatura

Recuerde que la cantidad de soluto necesario para saturar una solución depende de dos factores: la temperatura y la presión.

Normalmente, las soluciones son de sólido en líquido o de líquido en líquido. En estos casos, la cantidad de soluto necesaria para saturar una solución depende prácticamente sólo de la temperatura. La presión es importante cuando intervienen gases.

Además, en el estudio del efecto de la temperatura sobre la solubilidad, es necesario distinguir entre:

- La velocidad a la que la sustancia se disuelve y
- La concentración que finalmente se obtiene.

Aunque muchas sustancias se disuelven más rápidamente a mayores temperaturas, sus disoluciones saturadas pueden tener menor concentración cuando la temperatura es elevada.

Un gas se hace menos soluble a medida que la temperatura aumenta. Por el contrario, la mayoría de los sólidos son más solubles en agua caliente que en agua fría. Pero el incremento de la solubilidad varía notablemente de unas sustancias a otras.

Así, por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio en agua aumenta sólo de 6,1 a 6,7 mol/kg de agua, cuando la temperatura aumenta de 0 °C a 100 °C. Mientras que el nitrato de plata aumenta aproximadamente de 7,2 a 56 mol/kg para el mismo intervalo de temperatura.

Unos pocos sólidos son menos solubles a mayores temperaturas. La solubilidad del sulfato de litio en agua, por ejemplo, disminuye aproximadamente de 2,3 mol/kg (a 0 °C) a 2,1 mol/kg (a 100 °C). Finalmente, hay algunos que muestran una conducta mixta: la solubilidad del sulfato de sodio aumenta hasta 32 °C y después disminuye si sigue aumentando la temperatura.

En esta experimentación determinaremos si una sal es muy o poco soluble a una determinada temperatura, comprobaremos cuantitativamente la solubilidad de una sal a una temperatura determinada y analizaremos si la solubilidad de una sal depende de la temperatura y en qué medida.

Solubilidad a temperatura ambiente

En primer lugar, investigamos cualitativamente la solubilidad de cada sal (Bromuro de sodio, sulfato de cobre) y del hidróxido de aluminio (sólidos) a temperatura ambiente. Para ello:

1. Ponga un volumen de agua destilada en un tubo de ensayo.
2. A continuación, introduzca 2 ó 3 cristales de uno de los sólidos en el tubo de ensayo. Si los cristales no se disuelven, es insoluble. Si los cristales se disuelven, añada 2 ó 3 más. Si los nuevos cristales no se disuelven, el sólido es poco soluble. Si los nuevos cristales también se disuelven, añada unos pocos más. Entonces, si alguno de los cristales desaparece, el sólido es soluble; si se disuelven todos, el sólido es muy soluble.
3. Repita el mismo proceso con los otros dos sólidos.
4. Finalmente, ordene las tres sales según su solubilidad: muy soluble, poco soluble, casi insoluble.

Solubilidad a diferentes temperaturas

A continuación vamos a investigar si la solubilidad depende de la temperatura. Para ello, siga el proceso siguiente:

**DIFICULTADES
MEDIANTE LA
PRÁCTICA**

1. Prepare tres vasos de precipitados e identifíquelos con un número.
2. Deposite 10 g de cada sólido en un vaso de precipitados con 10 ml de agua, de manera que después de agitar quede algo de sólido por disolver.
3. Introduzca los tres vasos en el baño maría. Aumente la temperatura del baño y observe en cada tubo si el sólido se disuelve más a medida que aumenta la temperatura.
4. Anote en el diario de laboratorio sus observaciones.
5. Finalmente, dibuje la curva de solubilidad para cada uno.
6. Tras la observación de las gráficas, anote sus conclusiones en el diario de laboratorio: ¿La solubilidad de cada una de las sales varía con la temperatura? ¿Aumenta o disminuye?

Formación de soluciones saturadas y sobresaturadas

Soluciones saturadas

Vamos a ver dos maneras diferentes de formar soluciones saturadas.

a) Primer método

Consiste en macear una muestra de entre 2 y 5 g de sulfato de cobre (medidos exactamente), que deposita en un matraz o en un vaso. Con una bureta, vaya añadiendo pequeños volúmenes de agua, hasta conseguir la disolución total de la sal, agitando después de cada adición.

Es aconsejable realizar una primera prueba rápida para ver qué volumen de agua se necesita aproximadamente, y una segunda haciendo adiciones cada vez pequeñas, a medida que se aproxime al volumen de agua puesto anteriormente. El error más probable que puede cometerse es que añadamos un exceso de agua al suponer que el resto de la sal que queda en el vaso es debido a que la disolución está saturada, cuando en realidad todavía no lo está. Si dejásemos pasar más tiempo acabaría disolviéndose.

b) Segundo método

Consiste en medir un volumen determinado de agua, por ejemplo 20 ml, con una probeta o una bureta y ponerlo en un vaso de precipitados. A continuación, macee exactamente una cantidad determinada de sulfato de cobre, por ejemplo 10 g, que irá añadiendo en pequeñas cantidades con una espátula, agitando después de cada adición, hasta conseguir que la disolución quede saturada.

Se percibirá que la solución está saturada cuando quede un pequeño exceso de sal sin disolverse. Al acabar, vuelva a determinar la masa de sal disuelta. Para asegurarse que la disolución está saturada, separe el pequeño exceso de sal añadida con la centrifugadora, vertiendo el líquido en un vaso y el sólido en otro, y lo disuelve añadiendo con una bureta la mínima cantidad de agua

¿QUÉ APRENDISTE?

¿QUÉ NO TE GUSTÓ DE LA PRÁCTICA?

necesaria para ello. Este pequeño volumen se suma al medido inicialmente.

Una variante de este segundo método consiste en filtrar la disolución y evaporar el filtrado hasta secar en una cápsula, previamente maceada, después de añadir el exceso de sal. La masa de sal precipitada, una vez bien seca, indica la sal disuelta en el volumen inicial de agua.

Finalmente, anote en el diario las masas obtenidas antes y después de la disolución. La diferencia nos da la solubilidad, en gramos de sal por 1 de agua. El sulfato de cobre tiene una solubilidad en agua a 20 °C de 203 g/l, ¿existe mucha diferencia con el valor que hemos obtenido experimentalmente?, ¿a qué se deben los posibles errores?

En este método, el error más probable que puede cometerse es disolver menos sal de la que admite en realidad la disolución, por suponer que ya está saturada cuando todavía no lo está.

Soluciones sobresaturadas

DEFINA LOS CONCEPTOS QUÍMICOS QUE APARECEN EN LA PRÁCTICA

Una disolución sobresaturada es aquella cuya concentración a una determinada temperatura es mayor que la solubilidad, es decir, mayor que la solución saturada. Esta solución está en un equilibrio inestable y una perturbación exterior sobre la misma (agitación violenta, agregado de más soluto, etc.) convierte la solución saturada en sobresaturada, precipitando el exceso de soluto.

Puede comprobarlo añadiendo, a una disolución saturada de sulfato de cobre, más cantidad de esta sal. Agítelo intensamente y observará cómo se forman cristales en la solución anteriormente saturada.

Hay que tener en cuenta que al disolver la sal en la preparación de disolución saturada debemos saber la temperatura a la cual se está midiendo la solubilidad, o bien introducir el vaso en un baño térmico a temperatura ambiente, puesto que es muy importante mantener ésta constante durante la determinación de la solubilidad.

EXPERIMENTO**N°. 69****SOLUBILIDAD
DE ALGUNAS SUSTANCIAS****TEORÍA****OBJETIVO:**

Diferenciar entre un soluto, un solvente y una solución

MATERIALES:

- Mechero
- Vaso de precipitados.
- Cinco tubos de ensayo de 12 x 100.
- Espátula.
- Probeta de 100 cm³.

REACTIVOS

- Agua,
- Alcohol,
- Alcanfor,
- Azufre,
- Sulfato cúprico,
- Yodo de cristales,
- Sulfato ferroso.

La disolución es el proceso mediante el cual un soluto se dispersa en un solvente, originando un sistema físicamente homogéneo que se denomina solución.

La mayoría de las soluciones que utilizamos, frecuentemente están formadas por un soluto sólido y solvente líquido el agua, sin embargo, hay otros tipos de soluciones, donde los solutos de líquido o gases y los solventes son diferentes al agua como el alcohol, benceno, tolueno, etc.

La velocidad con que un sólido se disuelve en un líquido se puede atribuir a varios factores: como la naturaleza y soluto y la del solvente, la superficie de contacto (por el tamaño de las partículas), la temperatura y otros más.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Tome con los dedos pulgar e índice un poco de azúcar y póngalo en contacto con el agua contenida en un vaso de precipitados. Observe cuidadosamente y anote sus comentarios.
2. Tome un tubo de ensayo y mida 3 cm³ de agua y en otro mida 3 cm³ de alcohol. Vierta el alcohol en un tubo de ensayo que contiene el agua. Observe cuidadosamente y anote sus comentarios.
3. Tome dos tubos de ensayo y mida 5 cm³ de agua en cada uno y en otros dos 5 cm³ de alcohol. Tome uno de los tubos con agua y uno con alcohol y adicionales unos cristales de yodo. Registre lo que observe. Repita la experiencia empleando azúcar. Anote sus observaciones.
4. Tome dos tubos de ensayo. En uno deposite 4 cm³ de agua y en el otro 4 cm³ de alcohol. Adicione a los dos tubos azufre y agite. Deje en reposo y observe lo que ocurre. Anote sus comentarios.
5. Repita el procedimiento anterior empleando alcanfor en lugar de azufre. Registre sus observaciones.
6. Tome dos tubos de ensayo y mida en cada uno 5 cm³ de agua. Al primero adicione cristales de sulfato ferroso y al segundo sulfato cúprico. Deje en reposo unos minutos y observe lo que ocurre. Anote sus comentarios.

Comentarios _____

RESULTADOS	DISCUSIÓN
	<p>1. ¿Qué observaciones pudo hacer en la prueba 1 de la experiencia?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <p>2. ¿Qué conclusiones pueda sacar de las pruebas anteriores?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <p>3. En la parte 3 de la experiencia, ¿qué sustancias se disolvieron en el alcohol y cuáles no? ¿Cuales se disolvieron en agua y cuáles no?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>
DIFICULTADES	<p>4. Según la experiencia y lo visto en teoría. ¿Cuales de las anteriores sustancias son solutos y cuáles solventes?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <p>5. ¿Qué entiende por solubilidad?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>
LOGROS	<p>6. ¿Qué es una solución?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <p>7. Mencione algunos solutos y algunos solventes no polares.</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>

EXPERIMENTO

Nº. 70

FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

OBJETIVO:

1. Observar algunas propiedades de las soluciones.
2. Identificar algunos factores que afectan la solubilidad

MATERIALES:

- Gradilla
- 6 tubos de ensayo de 12x100
- Vaso de 50
- Mechero

REACTIVOS

- Azúcar.
- Aceite.
- Yodo.
- Sal común.
- Ácido bórico (sólido).
- Alcohol etílico.
- Tetracloruro de carbono.
- Sulfato de cobre (II) (sólido).
- Tiosulfato de sodio.

TEORÍA

Los sólidos, los líquidos y los gases pueden actuar como solutos o como solvente. Las soluciones formadas por un sólido disuelto en un líquido, o de un líquido, disuelto en otro líquido son más frecuentes. Las soluciones que tiene como el agua, se conoce genéricamente como soluciones acuosas.

Como se dijo anterior mente, cuando se trabaja con soluciones de solidos disueltos en líquidos, pueden identificarse algunos factores que afectan las velocidades de disolución, por ejemplo la naturaleza del soluto y la del solvente, la superficie de contacto y la naturaleza.

PARTE EXPERIMENTAL

A. Naturaleza del soluto y el solvente

1. Coloque cinco tubos de ensayo en la gradilla. Al primero añádele una pequeña cantidad de azúcar, al segundo 1 cm³ de aceite, al tercero yodo, al cuarto sal común, y al quinto ácido bórico.
2. Adicione a cada tubo de ensayo 5 cm³ de agua. En reposo. Agite y luego deje reposo. Observe y anote lo que ocurre en cada caso.

En aquellos tubos donde no se produce disolución, adicione otros 5 cm³ de agua y agite. Observe y anote. Continúe adicionando agua hasta que se disuelva el soluto o se llene el tubo. Anote la cantidad de agua usada en cada caso. De acuerdo con sus observaciones clasifique los solutos en solubles, poco solubles o insolubles.

3. Repita los puntos 1 y 2 empleando alcohol en lugar de agua como solvente.
4. Repita los puntos 1 y 2 empleando tetracloruro de carbono como solvente.

B. Efecto del tamaño de las partículas

1. Tomen dos tubos de ensayo. En el primero coloque una pequeña cantidad de sulfato de cobre (II) pulverizado y en el otro el mismo compuesto en cristales. Adiciona a cada tubo 10 cm³ de agua. Tape los tubos e inviértalos cinco veces. Observe y anote sus comentarios

FORMULE LOS
REACTIVOS

C. Efecto de la agitación

1. Coloque en el fondo de los tubos de ensayo pequeñas cantidades (iguales) de permanganato de potasio. Evite que las sustancias toquen las paredes de los tubos.
2. Incline cada tubo y suavemente deje de correr por sus paredes unos centímetros cúbicos de agua. Agite uno de los tubos y el otro no. Observe con atención.

D. Efecto del solvente

1. Tome dos tubos de ensayo y en cada uno coloque cantidades iguales de sulfato de cobre (II) pulverizado. Al primer tubo adicione 5 cm³ de agua fría y al segundo el mismo volumen de agua caliente. Agite y compare resultados.

E. Líquidos disueltos en líquidos

1. En una gradilla organice 5 tubos de ensayo que contengan
 - a. 4 cm³ de agua y 4 cm³ de alcohol
 - b. 4 cm³ de agua y 4 cm³ de tetracloruro de carbono
 - c. 4 cm³ de agua y 4 cm³ de aceite
 - d. 4 cm³ de alcohol y 4 cm³ de aceite
 - e. 4 cm³ de tetracloruro de carbono y 4 cm³ de aceite
2. Agite fuertemente el contenido de cada tubo. Anote sus observaciones. Clasifique los líquidos como miscibles, parcialmente miscibles y no miscibles.

DEFINA LOS CONCEPTOS
ESCRITOS EN NEGRITA

F. Soluciones saturadas

1. Tome 20 cm³ de agua en un vaso de 100 cm³. Adicione azúcar en porciones de 0,5 g, hasta que no se disuelva más azúcar. Anote la cantidad de azúcar usada.

G. Soluciones sobresaturadas

1. Coloque 5 g de tiosulfato de sodio en un tubo de ensayo limpio. Adicione unas 15 gotas de agua. Coloque el tubo en un baño de agua caliente hasta que los cristales se disuelvan totalmente. Tape el tubo y deje enfriar hasta temperatura ambiente. Cuidadosamente añada 1 cristal de tiosulfato de sodio.
2. Observe lo que ocurre y anote sus comentarios.

DISCUSIÓN

1. Resuma las observaciones del punto A.

2. Describa todo lo observado en el punto B.

COMENTARIOS

3. ¿Qué observo en el punto C? Explique.

4. ¿Cuáles fueron sus observaciones en el punto D?

DIFICULTADES

5. Describa sus observaciones del punto E. ¿Cómo clasifica las sustancias?

6. Explique lo observado en el punto F. ¿Qué cantidad de azúcar utilizó?

7. Describa lo observado al añadir el cristal de tiosulfato de sodio.

8. ¿Qué observo en el punto G? Explique.

¿QUÉ TE GUSTÓ?

Sustancias	Volumen usado de agua	Volumen usado de alcohol	Volumen usado de tetracloruro de carbono

COMENTARIO DE LO APRENDIDO DURANTE LA PRÁCTICA

EXPERIMENTO**Nº. 71****LAS REGLAS
DE LA SOLUBILIDAD****OBJETIVO:**

Demostrar experimentalmente, que mediante la aplicación de las reglas de solubilidad, se puede predecir, cualitativamente, si se forma un sólido insoluble cuando se mezclan soluciones que contienen diferentes iones.

MATERIALES:

- Vasos de precipitados
- Gradilla
- 6 tubos de ensayo de 12x100
- Goteros.

REACTIVOS

Soluciones de nitratos de: sodio, potasio, plata, plomo (II), hierro (II), cinc, bario, cobalto (II)

Soluciones diluidas de: cromato de potasio, ácido clorhídrico, ácido sulfúrico, hidróxido de sodio y ácido fosfórico.

TEORÍA

La mayoría de las reacciones químicas más comunes se realizan en solución y no siempre es fácil reconocer la sustancia insoluble se ha formado al mezclar dos soluciones. Sin embargo, una serie de reglas, llamadas reglas de solubilidad que nos ayudan a identificar los sólidos insolubles formados (en medio acuoso). Entre estas reglas tenemos las siguientes:

1. Todos los nitratos (NO_3^{-1}) y acetatos ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-1}$) son solubles, excepto el acetato de plata y el acetato de mercurio (II)
2. Todos los haluros (F^{-1} , Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1}) son solubles excepto:
 - a. Los cloruros, bromuros, yoduro de plata y de mercurio (I).
 - b. Los fluoruros de los elementos del grupo II y de plomo II.
3. Las sales de metales alcalinos y de amonio son solubles.
4. Los sulfatos son solubles, excepto:
 - a. Los de calcio, estroncio, bario y plomo (II)
 - b. El de plata es ligeramente soluble.
5. Todos los hidróxidos son insolubles, excepto:
 - a. Los de sodio, potasio, amonio y bario.
 - b. Los de calcio, magnesio y estroncio son ligeramente solubles.
6. Los carbonatos, oxalatos, cromatos y fosfatos son insolubles, excepto los de sodio, potasio y amonio.
7. Los Nitritos (NO_2^{-1}), cloratos, percloratos, cloritos (ClO_2^{-1}) e hipocloritos (ClO^{-1}) son solubles.
8. La mayoría de los compuestos formados por el ion sulfato (SO_4^{-2}) con los metales de transición y de los grupos IIIA, IVA y VA, son insolubles.
9. Los óxidos de los metales de transición y de los grupos IIIA, IVA y VA son insolubles o reaccionan con el agua para formar hidróxidos insolubles.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Antes de realizar cada experiencia, haga un cuadro e indique si se forma o no un compuesto insoluble según las reglas de solubilidad.
2. Coloque en su gradilla 6 tubos de ensayo con las siguientes soluciones: Nitratos de sodio, potasio, plata, plomo (II), bario y hierro (II). Observe y anote el color de cada solución. Adicione a los seis tubos 1cm^3 de solución de ácido clorhídrico. Agite y observe lo ocurrido en cada tubo. Anote sus comentarios.
3. Organice los tubos en la misma forma del punto anterior. Adicione cada tubo 1cm^3 de solución de ácido sulfúrico. Observe y describa lo ocurrido en cada tubo.

**FORMULE LOS
REACTIVOS**

4. Organice los seis tubos con las siguientes soluciones: Nitratos de potasio, plomo (II), bario, hierro (II), cinc, cobalto (II). Observe y anote los colores de las soluciones. Adicione a cada tubo 1cm^3 de solución de hidróxido de sodio. Agite y anote lo observado en cada tubo.
5. Repita el procedimiento anterior, pero adicione a cada tubo 1cm^3 de solución de dicromato de potasio. Anote lo observado en cada tubo.
6. Repita el procedimiento anterior, adicionado a cada tubo 1cm^3 de ácido fosfórico. Anote lo observado en cada tubo.

DISCUSIÓN

1. Para cada una de las reacciones verificada en la experiencia, reporte en su informe lo siguiente:
 - a. Color de solución original
 - b. Color de reactivo añadido
 - c. Evidencia experimental observada en cada tubo.
 - d. Ecuación iónica de la reacción.
 - e. Aspecto de los precipitados formados (color, consistencia, forma).
 - f. Nombre del compuesto sólido formado.
2. ¿Las predicciones hechas coinciden con los resultados experimentales.

EXPERIMENTO**Nº. 72****PROPIEDADES COLIGATIVAS****OBJETIVO:**

Observar y reconocer experimentalmente el cambio que se produce en el punto de ebullición de una sustancia líquida cuando se disuelve en ella un soluto no volátil.

MATERIALES:

- Un termómetro.
- Un matraz.
- Dos pinzas para bureta.
- Un tapón de hule mono horadado.
- Perlas de ebullición.
- Una canastilla de calentamiento.
- Un soporte universal.
- Un trapo.
- Masking tape.
- Marcador lavable.

REACTIVOS

- Aguardestilada
- Cloruro de sodio

TEORÍA

En química se llaman propiedades coligativas a aquellas propiedades de una disolución que dependen únicamente de la concentración. Generalmente expresada como concentración equivalente, es decir, de la cantidad de partículas de soluto por partículas totales, y no de la composición química del soluto.

Están estrechamente relacionadas con la presión de vapor, que es la presión que ejerce la fase de vapor sobre la fase líquida, cuando el líquido se encuentra en un recipiente cerrado. La presión de vapor depende del solvente y de la temperatura a la cual sea medida (a mayor temperatura, mayor presión de vapor). Se mide cuando el sistema llega al equilibrio dinámico, es decir, cuando la cantidad de moléculas de vapor que vuelven a la fase líquida es igual a las moléculas que se transforman en vapor.

PARTE EXPERIMENTAL

1. En un matraz de 250 ml perfectamente limpio y seco, adicionar 100 ml de agua destilada y unas cuantas perlas de ebullición (no más de 5).
2. Acoplar un termómetro a la boca del matraz utilizando el tapón de hule mono horadado, de tal forma de que el bulbo del termómetro quede apenas sumergido unos dos centímetros sobre la superficie del agua.
3. Calentar lentamente el fondo del balón y permanecer atento hasta detectar lo más exactamente posible la temperatura de ebullición. Suspender el calentamiento y registrar el dato.
4. Cuando la temperatura haya descendido a aproximadamente la mitad, adicionar al balón 5g de NaCl, homogenizar la solución y medir nuevamente la temperatura de ebullición lo más exactamente posible.
5. Repetir el procedimiento, aumentando 5g de NaCl cada vez, hasta haber adicionado un total de 25g de NaCl.

DISCUSIÓN

1. Con los datos obtenidos trazar la gráfica de T de ebullición (°C) vs concentración molal de NaCl y determinar la ecuación de la gráfica. La pendiente corresponde a la constante de alteración molal.

¿QUÉ TE GUSTÓ?

2. Discutir cómo afecta el aumento de la concentración de NaCl al punto de ebullición. Nota: Perlas de ebullición: Protegen del sobrecalentamiento. Minimizan el burbujeo durante el reflujo. Aceleran el proceso de destilación. Permanecen inalteradas al calentar ácidos, hidrocarburos, cetonas, ésteres, alcoholes o soluciones alcalinas en cualquier concentración. Larga vida útil. Fácil de lavar. No rayan el vidrio. No dejan residuos sólidos en forma de polvo.

¿QUÉ APRENDISTES DE ESTA PRÁCTICA?

¿QUÉ NO TE GUSTÓ?

PROPIEDADES COLIGATIVAS
DE LAS SOLUCIONES

TEORÍA

OBJETIVO:

- Caracterizar las propiedades coligativas en las soluciones líquidas para identificar el impacto de la naturaleza y concentración del soluto en las mismas.
- Identificar el impacto que tienen los solutos no volátiles en las propiedades coligativas de las soluciones líquidas.

MATERIALES:

- Yogurt bebible
- Azúcar
- Agua
- Liga de hule
- Una jeringa
- Agua destilada
- Solución salina

Las propiedades Coligativas son el conjunto de propiedades físicas de las soluciones líquidas que dependen exclusivamente del efecto ocasionado por el número de partículas del soluto no volátil presente sobre las propiedades originales del disolvente líquido, independiente de la naturaleza y/o tamaño de la partícula (átomo, ión o molécula). Es decir las propiedades coligativas de las disoluciones líquidas preparadas con igual concentración de solutos similares en el mismo disolvente, presentarán el mismo valor

Todo líquido puro presenta un conjunto de propiedades físicas específicas que lo caracterizan: densidad, tensión superficial, viscosidad, presión de vapor, temperaturas de fusión y ebullición, entre otras. La adición de un soluto no volátil a un disolvente líquido para formar una solución líquida provocará la modificación de algunas de las propiedades originales del disolvente, específicamente aquellas que dependen de la presión de vapor y se observan en el diagrama de fases P-T del disolvente original.

Disminución de la Presión de Vapor

La presión de vapor es aquella que ejercen las moléculas de un líquido que han pasado de la fase líquida a la fase vapor, originando un equilibrio dinámico entre los procesos de evaporación y condensación a una determinada temperatura, correspondiente a la curva de equilibrio L-V en el diagrama de fases P-T de dicha sustancia. La presencia de un soluto no volátil provoca la disminución de la presión de vapor de la disolución, con respecto al valor original del disolvente a la misma temperatura; conforme la ley de Raoult, la magnitud de dicha disminución es directamente proporcional a la concentración (fracción mol) del soluto.

Elevación del Punto de Ebullición

El punto de ebullición normal es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido iguala a la presión externa de una atmósfera. La presencia de un soluto no volátil provoca un incremento en la temperatura de ebullición para la solución líquida, con respecto al valor original del disolvente. La magnitud de dicho incremento es directamente proporcional a la concentración (molalidad) del soluto. La ebulloscopia o ebulloimetría es la rama de la fisicoquímica que se dedica al estudio de los puntos de ebullición de las soluciones líquidas.

DEFINA LOS CONCEPTOS
QUÍMICOS CITADOS
EN ESTA PRÁCTICA

Disminución del Punto de Congelación

El punto de congelación normal es la temperatura a la cual coexisten en equilibrio dinámico las fases sólida y líquida de una sustancia, a una atmósfera de presión. La adición de un soluto no volátil provoca una disminución en la temperatura de congelación de la solución, con respecto al valor original del disolvente; la magnitud de la disminución es directamente proporcional a la concentración (molalidad) del soluto. El estudio de las temperaturas de congelación de las soluciones líquidas corresponde a la crioscopía.

Presión osmótica

La ósmosis es un fenómeno físico-químico relacionado con el comportamiento del disolvente de una solución ante una membrana semipermeable que permite el paso de las partículas del disolvente pero no del soluto. Este proceso de flujo obedece a la diferencia de presiones entre los dos diferentes sistemas líquidos colocados en contacto con la membrana semipermeable (2 soluciones de distinta concentración o una solución y su disolvente); la magnitud de dicha presión diferencial se mide en términos de la llamada presión osmótica, la cual depende de la concentración (molaridad) de la solución.

TABULACIÓN AQUÍ

ACTIVIDADES PREVIAS AL PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- Realiza una búsqueda de información y describe un ejemplo de aplicación cotidiana de cada una de las propiedades coligativas.
- Escribe la tabulación de la presión de vapor del agua en el rango de 10 a 100°C, con intervalos de 10°C, así como una tabla de las constantes ebulloscópicas y crioscópicas de cinco distintos disolventes líquidos.
- Escribe las ecuaciones de cálculo para la determinación cuantitativa de cada una de las propiedades coligativas.
- Cada equipo de trabajo traerá un yogurt bebible o leche saborizada, así como una caja de bolsas herméticas para refrigerador

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- 1.- Preparar una solución saturada de azúcar con aproximadamente 30g de azúcar en 50cc de agua. Colocar el celofán de color azul, verde o rojo, en la boca del embudo de adición y sujetar con firmeza mediante la liga de hule. Con la ayuda de la jeringa, vaciar 40-42ml de la solución preparada al embudo de adición (por el lado del tallo).



Colocar aprox. 50ml de agua destilada en el vaso de 250ml e introducir el embudo de adición en posición invertida, como se muestra en la figura. Dejar que la base del embudo descansa en el fondo del vaso y colocar una marca con una etiqueta o pedazo de cinta adhesiva hasta el nivel en que se encuentra el menisco de la solución inicialmente. Dejar transcurrir 40-50 minutos para observar el ascenso del menisco por el tallo del embudo.

ECUACIONES DE CÁLCULOS

2.- De los recipientes que contienen las soluciones salinas remanentes de la sesión anterior, cada equipo tomará una muestra de 40 ml de una de ellas en un vaso de precipitados. Sobre la placa de calentamiento se colocarán el vaso con la solución muestra y otro que sólo contenga 40 cc de agua, tapados con sendos vidrios de reloj. Medir la temperatura de ebullición en cada caso, cuidando de NO contaminarlas por no limpiar el termómetro en cada medición.

3.- Apaga la placa de calentamiento y quita los vasos de precipitados. Sumerge dichos vasos en otro recipiente que contenga agua a la temperatura ambiente por un lapso de cinco minutos, manteniéndolos tapados con un vidrio de reloj (la cantidad de agua únicamente debe cubrir la altura ocupada por la solución y el agua); toma lecturas de la temperatura de ambos vasos y observa qué sucede en las paredes de cada uno de ellos. Reintegra la solución salina a su recipiente original

4.- Coloca leche con sabor de fresa, vainilla o chocolate, en una bolsa para sándwich de cierre hermético (marca Ziploc o similar) y ciérrala; colócala en el interior de otra bolsa hermética más grande que también contendrá hielo con sal de cocina. Cierra la bolsa grande y agita por espacio de 5-10 minutos. Realiza lo mismo con otra muestra pero sin la presencia de la sal de cocina. Anota tus observaciones.

Informe:

Elabore lo siguiente:

- Una tabla que contenga:

Actividad 1

- Esquema de la experimentación.
- Cálculos de la molaridad y el valor teórico de la presión osmótica.

ÁREA 2

MATERIA, ENERGÍA Y SUS CAMBIOS/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende aspectos termodinámicos relacionados con las variaciones de energía y entropía de procesos físicos y químicos que ocurren en el entorno.
- Aplica cálculos y procedimientos de laboratorio para calcular calores de reacción y de disolución.
- Valora las implicaciones de los cambios energéticos que ocurren en el entorno tomando conciencia sobre el ahorro de energía y la conservación de los recursos naturales.

Aspectos Termodinámicos

Experimento N°.74. — Determinación del calor de la reacción entre el hidróxido sódico y el ácido clorhídrico.

Experimento N°.75. — Termoquímica



*«Si me dices, se me olvida;
si me lo dices y me lo muestras recordaré algo,
si me lo dices, me lo muestras y lo practico,
lo más seguro es que siempre lo tendré presente».*

EXPERIMENTO**Nº. 74****DETERMINACIÓN DEL CALOR DE LA REACCIÓN ENTRE EL HIDRÓXIDO SÓDICO Y EL ÁCIDO CLORHÍDRICO****OBJETIVO:**

Determinar el calor de reacción (neutralización) de un ácido fuerte con una base fuerte, compararlo con el valor teórico y analizar las posibles fuentes de error.

MATERIALES:

- Vaso de precipitados de 100 ml
- Probeta de 100 ml
- Termómetro
- Vaso de poliestireno con tapa
- Disoluciones 1M de NaOH(ac) y de HCl(ac)

TEORÍA

En todo proceso químico se produce una variación energética que, si es a presión constante, se denomina entalpía. En su determinación se usa una técnica calorimétrica usual, calculando esta magnitud gracias a la variación de temperatura que experimenta el sistema.

PARTE EXPERIMENTAL

Al realizarse el proceso en disolución, deberán considerarse previamente los siguientes aspectos:

Preparación de disoluciones acuosas 1 M a partir de:

- Un sólido puro NaOH (sería interesante hacer el cálculo con la riqueza real del hidróxido de sodio disponible en el laboratorio, aproximadamente de un 97 %).
- De una disolución concentrada de HCl comercial del 37 % en masa y densidad 1,19 g/ml

Variación de energía debida a un cambio de temperatura. Funcionamiento de un calorímetro.

Procedimiento II Parte:

- Colocar en un vaso 50 cc de la disolución 1 M de NaOH_(ac).
- Colocar 50 cc de la disolución del HCl_(ac) en el vaso de poliestireno.
- Anotar la temperatura de cada disolución.
- Verter la disolución de NaOH sobre la de HCl, agitar suavemente y anotar la temperatura final de la mezcla.
- Si es posible, repetir la experiencia.

Recogida y análisis de datos

- Registrar los datos en una tabla, que incluya las unidades y la incertidumbre de las medidas. Si cada grupo de alumnos puede realizar más de una experiencia pueden trabajar con estas, en caso contrario se sugiere que se haga una puesta en común de los datos de todos los grupos de alumnos formados y que se analicen en conjunto.
- ¿Cómo se determina el calor que se produce en la reacción?
- Procesar los datos para determinar la energía liberada en la reacción.

**CÁLCULOS
MATEMÁTICOS**

Evaluación de resultados

- a) Escribir la ecuación química que representa la reacción de neutralización.
- b) Calcular el calor de neutralización, en J/mol de HCl.
- c) El calor de neutralización de ácidos fuertes viene a ser 57,266 kJ/mol; ¿se desvía mucho del resultado obtenido? Analizar las posibles causas de error.

COMENTARIO DE LA PRÁCTICA

TEORÍA

OBJETIVO:

- Identificar reacciones exotérmicas y endotérmicas a partir de la determinación del valor de una variación de entalpía en una reacción.
- Calcular el calor de combustión o variación de entalpía de varios alcoholes y conocer los diagrama entálpicos.

Materiales de laboratorio reacciones endotérmica y exotérmica:

- Termómetro.
- Probeta de 50 ml.
- Pipeta de 25 ml.
- Matraz Erlenmeyer.
- Espátula.
- Balanza electrónica.
- Recipiente aislante.
- Embudo.
- Disolución de ácido clorhídrico 2 M.
- Disolución de hidróxido de sodio 2 M.

El material de laboratorio Calor de combustión

- Matraces Erlenmeyer.
- Tela de hilo.
- Etanol (alcohol etílico).
- Otros alcoholes: 1-propanol, isopropanol y 1-butanol.
- Papel de aluminio.
- Alambre delgado.
- Termómetro.
- Probeta de 250 ml.
- Alicates para trabajar con el alambre.
- Balanza electrónica.
- Vitrina de gases.
- Trípode de hierro.
- Tela metálica.

En la historia de la humanidad siempre hemos utilizado reacciones químicas para producir energía. Desde las más rudimentarias, de combustión de madera o carbón, hasta las más sofisticadas, que tienen lugar en los motores de los modernos aviones o naves espaciales. Incluso el cuerpo humano funciona a partir de reacciones de combustión para obtener la energía que permite el movimiento. En la vida diaria necesitamos "combustible" en forma de hidratos de carbono que obtenemos de los alimentos. Estos hidratos de carbono "se queman", gracias al oxígeno que respiramos, en los músculos.

Otro ejemplo de reacción química común es la producción de helados, pero a diferencia del anterior, en vez de desprender energía, la reacción necesita energía del entorno.

Así pues, las reacciones químicas pueden diferenciarse según desprendan o absorban energía. La energía desprendida o absorbida puede ser en forma luminosa, eléctrica, mecánica, etc., pero habitualmente se manifiesta en forma de calor.

El calor desprendido o absorbido, en determinadas condiciones en una reacción química, es el calor de reacción y tiene un valor característico para cada reacción. Es entonces cuando las reacciones químicas pueden clasificarse en exotérmicas o endotérmicas según haya desprendimiento o absorción de calor.

La termoquímica es la parte de la Química que estudia los calores de reacción.

PARTE EXPERIMENTAL

Procedimiento Experimental

Si, ante una reacción química, la suma de las entalpías de los productos es mayor que la de los reactivos tendremos una variación de entalpía positiva: habrá absorción de calor en la formación de los productos; la reacción será endotérmica. Por el contrario, si la suma de las entalpías de los productos es menor que la de los reactivos tendremos una variación de entalpía negativa: habrá desprendimiento de calor; la reacción será exotérmica.

La identificación de reacciones endotérmicas y exotérmicas

El calorímetro es un Frasco Dewar o termo, que envolvemos con algún material aislante para evitar al máximo los intercambios

FORMULACIÓN DE LAS REACCIONES

de calor entre el entorno y el sistema. De esta manera pretendemos aislar el sistema al máximo y obtener unos resultados lo más precisos posibles.

Reacciones Exotérmicas

Vamos a realizar una reacción de neutralización en la que determinamos la variación de entalpía. Para ello, utilizamos ácido clorhídrico e hidróxido de sodio 2 M como reactivos.

Escribimos la reacción en el diario del laboratorio. Sabemos que corresponde a una típica reacción de un ácido con una base para obtener una sal (cloruro de sodio) y agua.

Proceda como sigue:

1. Prepare el calorímetro y los reactivos para hacer la reacción.
2. Ponga 25 ml de ácido clorhídrico 2 M dentro del recipiente aislante y 25 ml de hidróxido de sodio 2 M en un vaso de precipitados limpio.
3. Mida la temperatura de las dos disoluciones. Conviene que sea aproximadamente la misma (temperatura ambiente, T1).
4. Coloque el termómetro en el orificio central del tapón del recipiente. Es necesario que el termómetro se sumerja en la solución pero sin tocar el fondo.
5. Coloque el agitador por la parte inferior del tapón en el otro orificio.
6. A través de un embudo, vierta la disolución de NaOH lo más rápido posible tratando de no perder calor al recipiente aislante.
7. Agite suavemente la mezcla y anote la temperatura, hasta que alcance un valor máximo, T2
8. Puede calcular la cantidad de calor Q. Recuerde la ecuación: $Q = m \cdot c \cdot (T_2 - T_1)$; donde m es la masa (en g), c es el calor específico (en cal/g o °C) y T2 - T1 es la diferencia de temperatura (en °C); si T2 > T1 la reacción es exotérmica y si T2 < T1, la reacción es endotérmica.
9. A continuación, averigüe la variación de entalpía AH (en kJ/mol), teniendo en cuenta los moles de los reactivos s. que 1 cal = 4186 J.
10. Anote los cálculos en el diario de laboratorio e indique si es un proceso endotérmico o exotérmico.

CÁLCULOS MATEMÁTICOS

La reacción entre ácido clorhídrico e hidróxido de sodio llevada a cabo en un calorímetro comporta una variación de entalpía de $-57,67 \text{ kJ/mol}$. ¿Cuál es su resultado? Calcule su error relativo. A qué se debe esta diferencia?

En el caso que la reacción de neutralización la realizáramos entre ácido nítrico e hidróxido de potasio, ¿serían diferentes los cálculos realizados?, o ¿sería el mismo?

Finalmente, dibuje el diagrama entálpico para el proceso de neutralización.

Reacciones Endotérmicas

A continuación, comprobamos un ejemplo de descenso de temperatura en una reacción química. Los reactivos son ahora hidróxido de bario hidratado y nitrato de amonio. Para ello:

- Ponga 32 g de hidróxido de bario hidratado en un vaso de precipitados y tome la temperatura.
- Haga lo mismo con 17 g de nitrato de amonio.
- Coloque ambos reactivos en un matraz Erlenmeyer y agítelo suavemente.
- Al cabo de unos 30 segundos se apreciará un olor a amoníaco y la formación de una cantidad apreciable de líquido.
- Tome la temperatura. El recipiente se enfría y en un ambiente húmedo se forma escarcha. La temperatura disminuye en 25 o 30 °C en dos o tres minutos.

La temperatura del producto final (T_2) es inferior a la de los reactivos (T_1), por tanto, estamos ante una reacción exotérmica (ha habido desprendimiento de calor).

Calor de combustión

Vamos a investigar la variación de entalpía de combustión de una serie de alcoholes. La variación de entalpía al quemar un alcohol se determina experimentalmente, transfiriendo la energía liberada en la combustión a una masa de agua.

Puesto que los dispositivos que podemos utilizar en el laboratorio son muy sencillos, los errores los minimizamos hallando primero cuánta energía necesita nuestro montaje para aumentar su temperatura en un grado cuando se quema una cantidad determinada de etanol (alcohol etílico).

Después, con el mismo montaje, se quemarán otros alcoholes de manera que midiendo simplemente el aumento de temperatura del dispositivo, podemos calcular la energía liberada en la combustión de cada alcohol.

Etanol

La primera parte de la práctica la realizamos para establecer un patrón con etanol. A partir de éste podremos calcular los calores de combustión de otros alcoholes.

El proceso es como sigue:

1. Para construir el recipiente aislante, envuelva un Erlenmeyer con papel de minio, mejor con triple capa, dejando que sobresalgan 3 cm por la parte (esto evitará que las llamas desborden cuando queme el alcohol) Utilice un alambre delgado para atar el papel de aluminio al Erlenmeyer.
2. Con la probeta, mida 250 ml de agua y póngala dentro de un Erlenmeyer.
3. Coloque etanol dentro de otro Erlenmeyer y péselo. Anote el peso en el diario de laboratorio.
4. Ponga el termómetro dentro del Erlenmeyer con el agua y utilícelo como agitador. Suavemente, vaya agitando el agua mientras espera hasta que se estabilice la lectura del termómetro. Tome nota de esta temperatura inicial del agua.
5. Empape la tela de hilo con etanol y póngala en la boca del Erlenmeyer, a modo de mecha. Coloque éste con el trípode y la tela metálica a modo de cocina y encienda la mecha.
6. Ponga el Erlenmeyer aislante encima y vigile la temperatura del termómetro. Cuando vea que ha aumentado unos 10 °C, apague la mecha.
7. Con el termómetro como agitador, agite el agua hasta que la temperatura ya no suba más. Anote esta temperatura final del agua.
8. Pese el Erlenmeyer que contiene el etanol otra vez. Anótelo.

La entalpía de combustión del etanol en condiciones estándar es de -1367 kJ/mol. Con los datos que hemos recogido debemos calcular la energía que debe transferirse al calorímetro para que la temperatura aumente en 1 °C. Este valor es el factor de calibración del recipiente (C).

Otros alcoholes

Ahora repita el procedimiento con Erlenmeyer que contengan otros alcoholes diferentes al etanol (por ejemplo, 1-propanol, isopropanol y 1-butanol). Cuando termine vuelva a pesarlos. Recuerde que debe taparlo para evitar que el alcohol se evapore cuando no está encendida la mecha.

Si la temperatura del agua ha subido por encima de 50 °C, conviene cambiar el agua del Erlenmeyer aislado.

Tabulación de los resultados

Anote todos los resultados en una tabla de datos que habrá confeccionado en el diario del laboratorio.

Esta tabla debe contener:

- Para el matraz Erlenmeyer con etanol la masa final, la masa inicial, la temperatura final, la temperatura inicial, la diferencia de temperaturas, la cantidad de etanol quemado, la energía trasferida al recipiente y el factor de calibración de calímetro, con los datos finales de temperatura pasados de grados Celsius a grados Kelvin.
- Para los matraces Erlenmeyer con los otros alcoholes, la masa molar (MM) la variación de la temperatura, la diferencia molar del alcohol antes y después de la combustión (moles quemados), la energía transferida y la entalpía de combustión estándar.

Si hiciéramos el cálculo del calor transferido al agua por la valores de las entalpías tendrían errores muy grandes respecto de los reales, a causa de las elevadas pérdidas de calor que tiene el montaje. Para evitarlo, en esta práctica tomamos como referencia o patrón un alcohol (etanol), del cual se conoce su entalpía de combustión y se calcula la cantidad de energía necesaria para que el montaje que utilizamos aumente en 1 °C. Es decir, definimos una constante del calorímetro. $C = \text{Kj} / ^\circ\text{C}$

Al quemar los otros alcoholes, sólo debemos medir el aumento de temperatura, el cual multiplicado por la constante C, nos da el cambio de entalpía de combustión.

Variaciones sobre el experimento base

Podemos calcular la variación de entalpía de una reacción de disolución o de una reacción Redox.

La reacción de disolución puede ser entre hidróxido de sodio sólido y agua, utilizando 100 ml de agua y 4,12 g de NaOH del 97%.

La reacción Redox puede ser entre cinc en polvo e iones de cobre procedentes del sulfato de cobre (II); utilizando en este caso 25 ml de disolución de sulfato de cobre (II) 1 M y 6 g de cinc en polvo.

El procedimiento es similar a lo expuesto anteriormente. Como medida a tener en cuenta, sólo decir que se debe agitar la reacción Redox de manera suave pero constante durante unos minutos, para evitar la formación de grupúsculos de cinc.

ÁREA 3

CINÉTICA MOLECULAR/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende aspectos cinéticos relacionados con las velocidades y mecanismos de las reacciones químicas que ocurren en el entorno.
- Valora las implicaciones de la cinética química en procesos químicos que ocurren en los seres vivos y en el entorno.

Velocidades y mecanismos de las reacciones químicas

Experimento N°.75. — Velocidad de las Reacciones Químicas (I).

Experimento N°.77. — Velocidad de las Reacciones Químicas (II).

Experimento N°.78 — Los catalizadores.



VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS (I)

TEORÍA

OBJETIVO

1. Explicar, con base en las reacciones químicas, el concepto de velocidad de reacción.
2. Identificar, experimentalmente, algunos de los factores que modifican la velocidad de una reacción química.

MATERIALES:

- Gradilla
- 5 Tubos de ensayos.
- Vasos de precipitados.
- Cronómetros.
- Malla de asbesto.
- Mechero
- Trípode

REACTIVOS

- Solución de nitrato de hierro (III) 1M
- Solución de peróxido de hidrógeno 3M
- Solución de sulfato de cobre (II) 3M
- Solución de oxalato de sodio 0,1 M
- Solución de sulfato de manganeso 0,1 M
- Solución de permanganato de potasio 0,1 M

Se entiende por velocidad de una reacción química, la cantidad de materia que se transforma en un espacio de tiempo determinado. Se expresa como el número de moles por litros, (molaridad) de los reaccionantes, que se transforman por unidad de tiempo.

Hay reacciones que tienen una velocidad tan alta que parecen instantáneas; por ejemplo, la neutralización ácido base. Otras por el contrario, son tan lentas que se pueden medir su velocidad y estudiar los factores que la modifican; uno de estos casos es la inversión de sacarosa.

Los factores que primordialmente influyen en la velocidad de una reacción son:

- a. La naturaleza de los reaccionantes.
- b. La temperatura.
- c. La superficie de contacto
- d. La concentración
- e. Los catalizadores

PARTE EXPERIMENTAL

A. Naturaleza de los Reaccionantes

1. En dos tubos de ensayos limpios, mida aproximadamente 5 cm³ de solución de peróxido de hidrógeno.
2. A unos de los tubos adicione 5 gotas de ácido sulfúrico y al otro 5 gotas de nitrato de hierro (II).
3. Observe la velocidad de descomposición del peróxido de hidrógeno en los dos tubos. Note la intensidad del burbujeo.
4. Prepare tres tubos de ensayos con volúmenes iguales (aproximadamente 5cm³) de peróxido de hidrógeno. Al primer tubo adicione 20 gotas de solución de nitrato de nitrato de hierro (III); al segundo el mismo volumen de sulfato de cobre (II) y al tercero 10 gotas de nitrato de hierro (III) y 10 gotas de nitrato de cobre (II). Compare las distintas velocidades de descomposición del peróxido de hidrógeno. Tome como referencia la intensidad del burbujeo.

B. Efecto de la temperatura

1. Prepare 4 tubos de ensayo con 5 cm³ de solución de oxalato de sodio y adicione a cada uno 10 gotas de ácido sulfúrico.
2. Caliente agua en un vaso e introduzca en el 2 de los tubos preparados en la sección B - 1. Deje los tubos en reposo durante unos 2 minutos en baño maría.

¿QUÉ SÉ DE ESTE TEMA?

3. Saque uno de los tubos del vaso y adicione, rápidamente, 2 gotas de permanganato de potasio. Agite tome el tiempo que demore la reacción y mida la temperatura.
4. A uno de los tubos que dejo por fuera del vaso, adicione, rápidamente, dos gotas de permanganato de potasio. Agite y mida el tiempo que demora la reacción y registre la temperatura.

C. Efecto de la concentración

1. En un tubo de ensayo mida 6 cm³ de ácido clorhídrico; en otro 1 cm³ de ácido clorhídrico y 5 cm³ de agua. En un tercero 10 gotas del ácido (0,05 cm³) y 4, 5 cm³ de agua.
2. Adicione a cada tubo unos cristales de carbonato de calcio. Tome el tiempo de reacción. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1. En las parte A en los puntos (1, 2, 3), ¿En cuál de los tubos observó mayor velocidad de reacción? Detalle sus observaciones experimentales.

¿QUÉ QUIERO APRENDER DE ESTE TEMA?

2. En la parte A-4, ¿En cuál de los tres tubos observo mayor velocidad de reacción?

3. Resuma lo observado experimentalmente en el punto B. Detalle los valores experimentales.

4. En el punto C, ¿Cuál de los tres tubos mostró evidencias de reacción en menor tiempo? Explique.

¿QUÉ APRENDÍ?

5. Escriba una conclusión para cada uno de los puntos (A, B, C).

EXPERIMENTO**Nº. 77****VELOCIDAD
DE LAS REACCIONES QUÍMICAS (II)****TEORÍA****OBJETIVO:**

1. Mostrar el efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción.
2. Mostrar el efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.

MATERIALES:

- Probeta de 50 cm³
- Dos vasos de 100 cm³
- Cronómetro
- Termómetro
- Mechero
- Trípode
- Malla de asbesto.

REACTIVOS

- Solución de tiosulfato de sodio.
- Solución de ácido clorhídrico.

En la experiencia anterior se estableció que existe una relación entre la concentración y temperatura con la velocidad de reacción.

En esta experiencia estudiaremos más a fondo dicha relación.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Mida 5 cm³ de solución de tiosulfato de sodio en un vaso de precipitados.
2. Adicione al vaso 6 cm³ de solución de ácido clorhídrico y ponga en marcha el cronómetro. Agite suavemente el vaso y colóquelo sobre un papel blanco que tenga marcada una cruz, que debe quedar en el centro del fondo del vaso. Tome el tiempo cuando no se observe la cruz a través de la solución.
3. Repita los puntos 1 y 2 utilizando las siguientes mezclas:
 - a. 10 cm³ de tiosulfato, 40 cm³ de agua, 5 cm³ de HCl
 - b. 15 cm³ de tiosulfato, 35 cm³ de agua, 5 cm³ de HCl
 - c. 20 cm³ de tiosulfato, 30 cm³ de agua, 5 cm³ de HCl
 - d. 25 cm³ de tiosulfato, 25 cm³ de agua, 5 cm³ de HCl
4. Mida 10 cm³ de solución de tiosulfato de sodio en un vaso de precipitado que contenga 40 cm³ de agua. Adicione 5 cm³ de solución de HCl. Agite suavemente y coloque el vaso sobre la hoja de papel con la cruz. Ponga en marcha el cronómetro y tome el tiempo cuando no se observe la cruz a través de la solución. Tome la temperatura de la reacción.
5. Repita el punto 4 a 35°C, 45°C, 55°C y 65°C. Para cada temperatura debe tomar o usar solución de tiosulfato de sodio, original.

Ensayo	Volumen de Na ₂ S ₂ O ₃	Volumen de H ₂ O	Volumen de HCl	Tiempo

EN ÉSTA PRÁCTICA,
¿QUÉ OTRAS ASIGNATURAS
INTEGRAN?

DISCUSIÓN

1. ¿Qué influencia tiene la concentración (de tiosulfato) en la velocidad de reacción?

2. Con sus valores experimentales haga una gráfica de concentración contra tiempo.

3. Con sus valores experimentales haga una gráfica de concentración contra el inverso del tiempo.

4. ¿Qué influencia tiene la temperatura sobre la velocidad de reacción?

¿ÉSTAS PRÁCTICAS ME
AYUDAN A SER MEJOR
EN LO ACADÉMICO?
¿POR QUÉ?

5. Construya una gráfica del tiempo que demora en desaparecer la cruz, contra la temperatura.

6. Construya una gráfica del inverso del tiempo que tarda en desaparecer la cruz, contra la temperatura.

7. ¿Qué conclusiones puede sacar a partir de la gráfica construida en la pregunta tres?

8. ¿Qué conclusiones puede hacer a partir de la gráfica construida en la pregunta seis?

EXPERIMENTO

Nº. 78

LOS CATALIZADORES

TEORÍA

OBJETIVO:

Realizar experimentos en donde modificamos la velocidad de las reacciones mediante la adición de diversas sustancias (catalizadores) que no intervienen en ellas pero que producen estos cambios de velocidad.

MATERIALES:

- Tubos de ensayos y su gradilla.
- Pinzas de tubos de ensayo.
- Mechero de Bunsen.
- Matraz.
- Soporte.
- Tapón horadado.
- Bureta.
- Cronómetro.

REACTIVOS

- Clorato de potasio.
- Oxido de hierro (III).
- Oxido de manganeso (IV).
- Oxido de cromo (III).
- Oxido de aluminio.
- Oxido de cobalto (II).
- Oxido de silicio.
- Oxido de calcio.
- Agua destilada.
- Agua oxigenada.
- Peróxido de hidrogeno.
- Azúcar.
- Bicarbonato de sodio.

La palabra catalizador es de escasa utilización en el lenguaje corriente, ya que pertenece al dominio técnico casi exclusivamente. Sin embargo, la popularidad del automóvil y su relación con el medio ambiente han conseguido que el término catalizador sea bastante conocido debido a que los tubos de escape llevan en la marmita (el ensanchamiento del tubo de escape para facilitar la expansión antes de la expulsión y evitar ruidos innecesarios) un catalizador para apurar la reacción de combustión de los gases de la explosión.

Este catalizador suele ser un metal poroso en donde se adhieren las moléculas de hidrocarburos de combustión incompleta para acabar de quemarse, ya que el catalizador aumenta fuertemente la velocidad de reacción de la combustión.

Hay un tipo de estufa que se denominan catalíticas ya que se caracterizan porque calientan a partir del gas butano, pero no necesitan llama. El mecanismo también es una placa metálica que produce la combustión mediante un metal que acelera la reacción, disipando la energía de una manera menos violenta que durante la propia combustión.

Los catalizadores no siempre producen un aumento de la velocidad, algunas veces producen retardos. Por ejemplo, el grado de octanaje de las gasolinas se conseguía con la adición de un compuesto de plomo que retardaba la explosión de la mezcla al comprimirla.

PARTE EXPERIMENTAL

Descomposición del clorato de sodio

1. Coloque tres tubos de ensayo en una gradilla. En el primero ponga un gramo de clorato de potasio; en el segundo, 1 gramo de clorato de potasio y 0,5g de oxido de hierro (III); en el tercero, sólo 0,5g de oxido de hierro (III). Las masas pueden ser aproximadas.
2. Sujete con tres soportes los tubos de ensayo, inclinados de tal manera que sus fondos estén cerca uno de otros para así recibir el calor del mechero de manera uniforme. Recuerde que debe distinguir con una marca cada uno de los tubos de ensayo, para poder relacionarlos con su contenido.

FORMULE LOS COMPUESTOS UTILIZADOS

3. Caliente directamente los tubos.
4. Encienda una astilla en el mechero. Si la acerca a las bocas de cada tubos, verá que se produce un avivamiento de la combustión en función de la cantidad de oxígeno que desprende.
5. Anote sus resultados en el diario de laboratorio.

Puede repetir el experimento con otros óxidos de manganeso (IV), de cromo (III), de aluminio, de cobalto (II), de silicio y de calcio, clasifíquelos según su poder catalítico en la reacción.

Descomposición del agua oxigenada

1. Montamos un equipo constituido por; un tubo de ensayo de boca ancha o un matraz tapado, sujeto por el cuello a un soporte.
2. De su tapón horadado sale un tubo de goma o hule hasta la boca de una bureta invertida sostenido por otro soporte con pinzas e introducida unos centímetros en el agua de un recipiente.
3. Debido a la presión atmosférica el nivel de agua de la bureta quedará bastante alto. Lea este valor y anótela en el diario de laboratorio.
4. Si se genera oxígeno en el matraz, el gas pasa por el conducto del tubo de hule, burbujeando en el agua, sube por la bureta y se aloja en su parte superior, haciendo que descienda el nivel del agua.
5. Para determinar la velocidad de reacción, mida el volumen generado por el oxígeno durante 2 minutos con ayuda de un cronómetro o, en su defecto, de un reloj con segundero.
6. Para generar el gas, añada 30 ml de agua destilada a 10ml de agua oxigenada diluida (es una disolución de peróxido de hidrógeno diluido al 3%) y agite para conseguir hacer una disolución homogénea.
7. Después:
 - a. Vierta la disolución en el matraz y cronometre 2 minutos.
 - b. Observara que prácticamente no se produce oxígeno durante este tiempo.
 - c. Abra otra vez el matraz y añada 1 g de óxido de hierro (III), para que actúe como catalizador. Cronometre otros 2 minutos.
 - d. Una vez terminado el tiempo, gire la bureta, saque el tapón y observe el nivel de agua que marca. Anótelo.

¿CUÁL ES LA DIFERENCIA ENTRE UNA SUSTANCIA INVIDORA Y OTRA CATALIZADORA

**¿QUÉ CONCEPTOS
DOMINAN DE ESTE
TEMA?**

8. La diferencia de niveles inicial menos final es proporcional al volumen de oxígeno generado.
9. Al igual que en el ejemplo del apartado anterior, se repite el experimento empleando otros óxidos como catalizadores.
10. Anote los volúmenes obtenidos en el diario de laboratorio

Oxidación del azúcar

El azúcar se descompone cuando se calienta, el caramelo es azúcar parcialmente descompuesto por el calor.

1. Sostenga un terrón de azúcar con unas pinzas, sobre la llama de una cerrilla. Anote lo que observas.
2. Repita la prueba, pero ahora espolvoree el azúcar con una pequeña cantidad de bicarbonato de sodio antes de acercarla a la llama. Anote lo que observas.
3. Establezca la diferencia entre sustancias catalizadoras y sustancias inhibidoras de reacciones químicas.

**¿QUÉ TE GUSTÓ DE
ESTA PRÁCTICA?**

INFORME GENERAL DE LA PRÁCTICA

ÁREA

CINÉTICA MOLECULAR / TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende aspectos relacionados con las reacciones químicas reversibles y el equilibrio químico.
- Aplica el principio de Le Chatelier y la ley de acción de masas para determinar las concentraciones de reactivos y productos en reacciones reversibles.
- Valora la importancia del equilibrio químico por sus implicaciones en reacciones importantes que ocurren en el contexto.

Reacciones químicas reversibles y el Equilibrio químico

Experimento N°. 79. — El equilibrio químico.

Experimento N°. 80. — Desplazamiento del equilibrio químico.

Experimento N°. 81 — Producto de solubilidad del hidroxido de calcio.



EXPERIMENTO**Nº. 79****EL EQUILIBRIO QUÍMICO****TEORÍA****OBJETIVO:**

1. Explicar mediante demostración experimental, el principio de Le Chatelier.
2. Demostrar experimentalmente cómo la concentración y la temperatura afectan el punto de equilibrio.

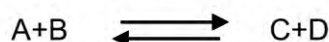
MATERIALES:

- 2 Vasos de precipitados de 250 cm³
- Tubos de ensayo de 12x100
- Gradilla.
- Malla.
- Tripode.

REACTIVOS

- Solución 1M de cloruro de hierro (II).
- Solución 0.1M de sulfocianuro de amonio.
- Cloruro de amonio (cristales).
- Cloruro de Cobalto (II).
- Cloruro de Sodio.

Un gran número de reacciones químicas son reversibles. Esto sucede cuando los productos reaccionan entre sí para formar los reactivos originales. Esta situación se representa de la siguiente forma:



Donde A Y B son los reactivos originales y C y D los productos. La doble flecha indica que la relación se lleva a cabo en los dos sentidos y a la misma velocidad. Cuando esto ocurre, el sistema está en equilibrio.

Un sistema en equilibrio puede desplazarse por la acción de los diversos factores. Este efecto se describe en forma general por el principio de Le Chatelier: cuando se introduce un cambio en un sistema en equilibrio, éste se desplaza en el sentido que tiende a anular dicho cambio.

El sentido en que se desplaza la reacción depende de varios factores como: la concentración, la temperatura, la presión. La concentración es un factor importante, así cuando en un sistema en equilibrio se aumenta la concentración de uno de los reactivos (por ejemplo la de los relacionantes), la reacción tiende a desplazarse en sentido opuesto, hacia la formación de los productos. Si se disminuye la concentración del reaccionante, tiende a desplazarse en el mismo sentido, hacia la formación del reactivo que disminuyo su concentración.

PARTE EXPERIMENTAL**A. Desplazamiento del equilibrio por efecto de la concentración**

1. Adicione 2 cm³ de una solución de cloruro de hierro (III) y 2 cm³ de una solución de sulfocianuro de amonio, a un vaso que contenga 50 cm³ de agua. Observe la coloración de este sistema en equilibrio. Observe el color de las soluciones originales.
2. Divida la solución preparada en el punto anterior en volúmenes iguales, en cuatro tubos de ensayo del mismo tamaño.
3. Proceda de la siguiente manera:
 - Tubo 1. Patrón de referencia

DIBUJE LAS APARIENCIAS DE LOS TUBOS

- Tubo 2. Adicione 5 gotas de solución de cloruro de hierro (II). Agite.
- Tubo 3. Adicione 5 gotas de solución de sulfocianuro de amonio. Agite.
- Tubo 4. Adicione 0.5g de cristales de cloruro de amonio. Agite.
- Observe el color de cada uno de los tubos y compare con el patrón.

B. Influencia de la temperatura en un sistema en equilibrio

1. Mida con la probeta 40 cm³ de la solución de cloruro de cobalto (II) y páselos a un vaso. Caliente suavemente la solución por unos dos minutos. Divida la solución en cuatro tubos de ensayo (los volúmenes deben ser iguales).
2. Caliente agua en otro vaso (más o menos la mitad de su capacidad).
3. Introduzca uno de los tubos preparados, en el vaso de agua caliente. Deje transcurrir unos minutos y observe el color de la solución en el tubo. Compare con la solución de los otros tubos de ensayo.
4. Saque el tubo y enfríelo con agua de la llave. Observe cuidadosamente el contenido del tubo. El cambio de color en el sistema se representa por la siguiente ecuación:



5. A un tercer tubo de ensayo con 5 cm³ de solución de cloruro de cobalto (II) adiciónale 0.5g de cloruro de sodio. Caliente hasta ebullición, enfríe hasta temperatura ambiente. Note el color de la solución.

¿QUÉ ELEMENTOS INFLUYEN EN UN SISTEMA DE EQUILIBRIO?

DISCUSIÓN

1. Escriba la ecuación completa para la reacción entre el cloruro de hierro (III) y el sulfocianuro de amonio. ¿Qué color tenía el sistema en equilibrio?

<p style="text-align: center;">CÁLCULOS</p>	<p>2. ¿Qué ocurrió al añadir el exceso de cloruro de hierro (III)? ¿Hacia dónde se desplaza el equilibrio? ¿Cómo lo determinó experimentalmente?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <p>3. ¿Hacia dónde se desplazó el equilibrio al adicionar sulfocianuro de amonio? ¿Cómo lo determinó experimentalmente?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>
<p style="text-align: center;">DATOS</p>	<p>4. ¿Qué ocurrió al añadir los cristales de cloruro de amonio? ¿Hacia qué lado de la reacción se desplazó el equilibrio? ¿Qué evidencia experimental le permitió reconocer el desplazamiento?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <p>5. ¿Qué color presentó originalmente la solución de cloruro de cobalto?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>
<p style="text-align: center;">INFORMACIONES</p>	<p>6. Explique en lo ocurrido en lo puntos B-3 Y B-4. Trate de dar una explicación tomando en consideración la ecuación del sistema en equilibrio.</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>

COMENTARIOS

7. Describa sus observaciones experimentales en el punto B. Explique qué aplicando el principio de Le Chatelier.

¿QUÉ TE GUSTO DE LA PRÁCTICA

**¿CÓMO PODRÁN
MEJORAR MALAS
PRÁCTICAS?**

¿QUÉ NO TE GUSTO DE LA PRÁCTICA?

EXPERIMENTO**Nº. 80****DESPLAZAMIENTO
DEL EQUILIBRIO QUÍMICO****TEORÍA****OBJETIVO:**

- Observar experimentalmente los desplazamientos del equilibrio por cambio en el pH.
- Comprobar el desplazamiento del equilibrio en un sistema formado por un sólido insoluble y sus respectivos iones.

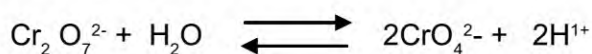
MATERIALES:

- Seis tubos de ensayo de 12 x 100.
- Gradilla
- Probeta de 10 cm³

REACTIVOS

- Soluciones diluidas de cromato de potasio.
- Dicromato de potasio.
- Cloruro de bario.
- Ácido clorhídrico.
- Hidróxido de sodio.

Una reacción química en equilibrio, puede desplazarse en uno u otro sentido variando la acidez o la alcalinidad del medio; es decir; adicionando un ácido o una base. También se presentan sistemas en equilibrio formados por un sólido insoluble y sus respectivos iones. En este caso el equilibrio puede ser desplazado por adicción de reactivos específicos.

**PARTE EXPERIMENTAL****A. Desplazamiento del equilibrio**

Si el sistema en equilibrio se adiciona un ácido, aumenta la concentración de iones H¹⁺ y el equilibrio se desplaza a la izquierda, si se le adiciona una base, disminuye la concentración de H¹⁺ y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

1. Coloque 1 cm³ de cromato de potasio en un tubo de ensayo. Observe y anote un color de la solución. En otro tubo de ensayo coloque 1 cm³ de dicromato de potasio. Observe y anote el color de la solución. Estos tubos serán su patrón.
2. En dos tubos de ensayos limpios mida 1cm³ de cromato de potasio. Al primero adicionele 1cm³ de ácido clorhídrico. Observe y anote lo ocurrido. Adicione al mismo 1cm³ de hidróxido de sodio. Observe y anote y describa lo ocurrido. Al segundo tubo con cromato de potasio, adicionele 1cm³ de hidróxido de sodio. Observe y describa lo ocurrido. Adicione 1cm³ de ácido clorhídrico. Observe y anote lo ocurrido.
3. Prepare dos tubos de ensayo con dicromato de potasio. Al primero adicionele ácido 1 cm³ de hidróxido de sodio. Observe lo ocurrido. Adicione ahora 1 cm³ de ácido clorhídrico. Describa las observaciones.
4. Al segundo tubo con dicromato de potasio, adicionele ácido de clorhídrico. Anote sus observaciones. Adicione ahora ,1cm³ de hidróxido de sodio. Describa los cambios observados.

FORMULE LAS SUSTANCIAS UTILIZADAS EN ESTA PRÁCTICA

B. Desplazamiento del equilibrio, donde uno de los componentes es poco soluble.

Se trabajara con el siguiente sistema en equilibrio:



1. Prepare dos tubos de ensayo con solución de cromato de potasio. Adiciónale 1 cm³ de cloruro de bario .Observe y anote lo ocurrido. Al primero de los dos tubos adiciónale 1 cm³ de hidróxido de sodio; al segundo 1 cm³ ácido clorhídrico. Compare sus resultados. Adicione ahora 1 cm³ de ácido clorhídrico al primer tubo y 1cm³ de hidróxido de sodio al segundo. Compare nuevamente sus resultados.
2. Prepare dos tubos de ensayo con la solución de cromato de potasio. Adiciónale los dos tubos 1cm³ de cloruro de bario. Observe y anote los cambios. Al primero de los tubos adiciónale 1cm³ de hidróxido de sodio y al segundo 1cm³ de ácido clorhídrico. Compare nuevamente los resultados.

SEPRE LAS SOLUCIONES POR IONES Y NÓMBRELOS

DISCUSIÓN

1. Detalle de los colores de las soluciones originales de cromato y dicromato de potasio.

2. Resuma las observaciones experimentales de los puntos A-2 y A-3. Explique los desplazamientos del equilibrio.

3. Detalle lo observado experimentalmente en lo puntos A-4 y A-5. Explique los desplazamientos del equilibrio.

EXPERIMENTO**Nº. 81****PRODUCTO DE SOLUBILIDAD DEL
HIDROXIDO DE CALCIO****TEORÍA****OBJETIVO:**

1. Determinar experimentalmente el producto de solubilidad del hidróxido de calcio.
2. Aplicar un método para encontrar la normalidad y la molaridad de una solución.
3. Calcular la solubilidad de un compuesto a partir de su producto de solubilidad.

MATERIALES:

- Erlenmeyer
- Espátula
- Papel de filtro
- Termómetro
- Embudo de vidrio
- Tapones
- Bureta
- Vasos de 100 cm³
- Pipeta aforada de 25 cm³

REACTIVOS

- Agua destilada
- Acido clorhídrico.
- Fenolftaleína.
- Hidróxido de calcio.

A determinada temperatura una solución se satura, cuando simultáneamente se suceden los procesos contrarios de disolución y precipitación. La constante de equilibrio para los electrolitos débiles, es igual al producto de las concentraciones de sus iones, elevadas a una potencia igual a los coeficientes estequiométricos respectivos. No se tiene en cuenta la concentración del soluto pues permanece constante y se incluye en el valor de la constante de equilibrio.

$$K_{eq}(\text{solute}) = K_{ps}(\text{producto de solubilidad})$$

PARTE EXPERIMENTAL

1. En un Erlenmeyer disuelva en agua destilada unos 5 g de hidróxido de calcio. Tape el Erlenmeyer y guárdelo por una semana.
2. Filtre la solución anterior y reciba el filtrado en otro Erlenmeyer. Mida la temperatura y el pH de la solución filtrada y tápela.
3. En una bureta limpia introduzca el líquido filtrado, cuidando que el extremo inferior quede lleno de solución.
4. En un vaso limpio y seco, vierta solución de ácido clorhídrico 0,05 N.
5. Con una pipeta aforada, mida 25 cm³ de ácido en cada uno de tres Erlenmeyer, a cada uno adicione 2 gotas de fenolftaleína.
6. Neutralice una por una las soluciones de los Erlenmeyer con la solución de la bureta así, con el primero hágalo rápido, pero con los otros dos proceda lentamente, dejando caer gota a gota la solución de la bureta. Cuide de hacer las lecturas de volumen respectivas en cada caso y anótelas.

En el punto de la neutralización, la solución cambia de incolora a ligeramente rosada.

DISCUSIÓN

1. ¿Por qué es necesario dejar en reposo por una semana la solución de hidróxido de calcio?

FORMULACIÓN

2. ¿Qué papel desempeña en la neutralización la solución de hidróxido de calcio?

3. ¿Es igual la reacción cuando se procede rápidamente a cuando se hace lentamente?

4. Calcule la normalidad y molaridad de la solución de hidróxido de calcio.

5. ¿Cuál es el producto de solubilidad del hidróxido de calcio?

CÁLCULO MATEMÁTICO

6. ¿Si invirtiera el proceso, tomando la solución acida en la bureta y la solución de hidróxido de calcio en el Erlenmeyer, obtendría los mismos resultados? ¿Cómo procedería a efectuar la determinación?

ÁREA

ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende el comportamiento de los ácidos y las bases en función de las diversas teorías ácido - base.
- Aplica las teorías ácido - base, así como el equilibrio químico, para resolver problemas relacionados con ácidos y bases fuertes y débiles.
- Valora la importancia de los ácidos y las bases en los sistemas vivos, en los procesos industriales y en el entorno.

Comportamiento de los ácidos y las bases en función de las diversas teorías ácido-base.

Experimento N°. 81. — Ácidos y Bases.

Experimento N°. 82. — Efectos del ión común.

Experimento N°. 83. — Conductividad de iones en solución.

Experimento N°. 84 — Disociación del agua.



EXPERIMENTO

Nº. 81

ÁCIDOS Y BASES

TEORÍA

OBJETIVO:

Conocer las propiedades de los ácidos y las bases.

MATERIALES:

Curva de valoración

- pH-metro.
- Vasos de precipitados de 100 ml.
- Bureta de 50 ml.
- Pipetas de 5 y 10 ml.
- Soporte y pinza para la bureta.
- Disoluciones 0.1 M de HCl, NaOH y CaCO₃.
- Gafas de seguridad y guantes.

Reacción de los ácidos con los metales

- Varios matraces Erlenmeyer de 250 ml, uno para cada metal disponible.
- Pinzas.
- Vitrina de gases.
- Papel.

Metales:

- Aluminio,
- Cinc,
- Cobre,
- Estaño,
- Hierro,
- Plomo
- Sodio

REACTIVOS

- Disoluciones 0.1 M de HCl
- Disoluciones 0.1 M de NaOH
- Disoluciones 0.1 M de CaCO₃.

Desde los primeros tiempos de la ciencia, los químicos, en su afán de ordenar sus conocimientos acerca de la materia y poner de relieve las semejanzas y contrastes en el comportamiento de las diferentes sustancias que manejaban, clasificaron a los compuestos inorgánicos (únicos conocidos por entonces) en tres grandes grupos: ácidos, bases y sales.

Así, por ejemplo, el sabor agrio de ciertas sustancias fue lo que sugirió su primitiva clasificación como ácidos (del latín *acidus*, agrio).

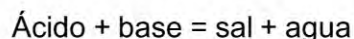
Las bases antiguamente se llamaron álcalis (del árabe al kali, cenizas de planta), nombre que todavía se usa algunas veces, para indicar bases o propiedades básicas.

En este módulo veremos cómo han ido cambiando las definiciones de ácidos y bases, a medida que han mejorado los conocimientos químicos.

Propiedades de ácidos y bases

En los comienzos del siglo XIX, las principales propiedades caracterizadoras de los ácidos, basadas en hechos experimentales.

El hecho que ácidos y bases anulen sus características típicas cuando reaccionan entre sí se denomina neutralización. El resultado de dicha combinación es una sal y agua. Por tanto:



Una de las primeras teorías para explicar el comportamiento ácido-base, es la propuesta en 1887 por el químico sueco Svante Arrhenius, el cual llegó a la conclusión de que las propiedades de los ácidos se debían a los iones hidrógeno: H⁺ (debido a su pequeño radio no existen como tales en disolución acuosa, sino que están fuertemente hidratados; por lo tanto en realidad se trata de iones oxonio o hidronio: [H₃O]⁺, pero para simplificar lo representamos por H⁺); mientras que las propiedades típicas de las bases se debían a los iones oxhidrilo o hidroxilo: [OH]⁻. Por ello, propuso la siguiente definición:

En disolución acuosa, un ácido es una sustancia que se disocia produciendo iones hidrógeno, H⁺, y una base es una sustancia que se disocia produciendo iones hidroxilo, [OH]⁻.

**NOMBRE LOS
ÁCIDOS**

Ejemplos típicos de ácidos, según la definición de Arrhenius, son todos los ácidos clásicos, HCl (clorhídrico), H_2SO_4 (sulfúrico), HNO_3 (nítrico), etc., que al disolverse en agua se disocian o ionizan como se muestra en la tercera figura. Ejemplos de bases son todos los hidróxidos de metales: NaOH (de sodio), $Ca(OH)_2$ (de calcio), $Al(OH)_3$ (de aluminio), etc., que al disolverse en agua se disocian.

La teoría de ácidos y bases de Arrhenius supuso un gran avance, pero sólo puede aplicarse cuando se utiliza el agua como disolvente. Pero, ¿cómo sustancias que no contienen grupos [OH] pueden actuar como bases? Este es el caso, por ejemplo, del amoníaco (NH_3) o del bicarbonato sódico ($NaHCO_3$). Estas consideraciones condujeron a los químicos Brónsted (danés) y Lowry (inglés), de forma independiente, a proponer (en 1923) una nueva definición conceptual de ácidos y bases, más general y que puede aplicarse a disolventes no acuosos (amoníaco, benceno, dióxido de azufre, etc.):

Ácido es una sustancia capaz de ceder un protón a una base, y base es una sustancia capaz de aceptar un protón de un ácido.

FORMULE LOS ÁCIDOS

Según esta definición las reacciones entre un ácido y una base son reacciones de transferencia de protones. De todas maneras, como el agua es tan importante como disolvente de numerosas reacciones, es el que estudiaremos con más detalle, considerando soluciones acuosas que ofrecen un carácter ácido o básico a 25 °C.

Por otro lado, estamos acostumbrados a decir que el ácido clorhídrico es un ácido fuerte, mientras que el ácido acético es un ácido débil. Asimismo se dice que la sosa cáustica (hidróxido de sodio) es una base fuerte, mientras que el amoníaco es una base débil. De forma cualitativa, un ácido o una base es fuerte cuando en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado, mientras que es débil si el grado de disociación es pequeño.

El grado de acidez depende de la concentración de iones hidrógeno. El pH es una manera de expresar esta concentración con números sencillos, pues dichas concentraciones suelen ser muy pequeñas. El pH es una escala de medida cuyos valores comprenden desde el 0 hasta el 14, siendo 7 el valor neutro. Valores por debajo de 7 corresponden a ácidos y, por encima, a bases.

Así, una sustancia con pH 5 será menos ácida que otra con pH 2. Igualmente, una sustancia con pH 9 será menos básica que otra con pH 12.

PARTE EXPERIMENTAL

Primero realizaremos la curva de valoración con el ácido fuerte (HCl) y la base fuerte (NaOH). Para ello:

NOMBRE LAS BASES

1. Llenamos la bureta con disolución de hidróxido de sodio 0,1 M. A parte, tomamos con la pipeta 20 ml de disolución de ácido clorhídrico y los trasvasamos un vaso de precipitados de 100 ml.
2. Preparamos el pH-metro introduciendo el electrodo de vidrio dentro de la disolución de ácido clorhídrico contenida en el vaso de precipitados. Procuramos que quede sumergido dentro del líquido.
3. Conectamos el pH-metro y hacemos una primera lectura del pH de la disolución, anotando el resultado en el diario de laboratorio.
4. Seguidamente añadimos 2 ml de la disolución de NaOH de la bureta, agitando el vaso con suavidad y leemos el pH de la disolución del vaso.
5. Tomamos nota en una tabla de datos de los valores de pH en función del volumen de disolución de NaOH que vamos añadiendo. En este caso vamos añadiendo volúmenes de 2 ml de la disolución de NaOH de la bureta hasta que hayamos añadido 30 ml, agitando el vaso con suavidad y leyendo el pH.
6. Con los valores de la tabla de datos, dibujamos la gráfica de pH en función del volumen añadido de NaOH y localizamos el punto de inflexión.

También realizamos la curva de valoración con un ácido fuerte (HCl) y una base débil (Na_2CO_3). El procedimiento es parecido al del primer caso: con HCl en disolución 0,11 en la bureta y 20 ml de disolución de carbonato de sodio 0,1 M en el vaso de precipitados. También dibujamos su correspondiente gráfica. Ésta, a diferencia de la anterior presenta dos puntos de inflexión. ¿A qué se debe?, ¿cuáles son las reacciones de neutralización?

FORMÚLE LAS BASES

Reacción de los ácidos con los metales

En estos experimentos vamos a someter a cada metal a la acción del ácido clorhídrico M 0.5, ácido clorhídrico concentrado, ácido nítrico y agua destilada.

El material de laboratorio necesario para experimentar las reacciones de los ácidos con los metales es:

- Varios matraces Erlenmeyer de 250 ml, uno para cada metal disponible.
- Pinzas.
- Vitrina de gases.
- Papel.
- Metales: aluminio, cinc, cobre, estaño, hierro, plomo y sodio.

En el caso de no disponer de alguno de esos metales puede suprimirse, ya que sólo pretendemos establecer una comparación.

Dada la peligrosidad que conlleva, la reacción con el sodio debe realizarla sólo usted (no los alumnos), únicamente con agua y en el interior de la vitrina de gases. Siempre debe ponerse primero el agua y después el sodio (nunca a la inversa).

Recuerde que en todas las reacciones que se van a realizar los alumnos deben anotar siempre las observaciones sobre colores (de la disolución y de los vapores que se desprendan), olores y el burbujeo (intensidad, velocidad...).

Ensayo con agua

En el caso del sodio, coloque con una pinza una porción de sodio dentro de un matraz en el que previamente habrá introducido un poco de agua. Los alumnos observarán que el sodio flota y se va descomponiendo con desprendimiento de vapores. Recuerde: al añadir el sodio el matraz ya contiene el agua.

Para los demás metales, prepare los matraces (tantos como metales disponibles) e introduzca en cada uno de ellos una pequeña cantidad de cada metal. Añada después unos 5 ml de agua destilada.

Aquellos metales que no reaccionen con agua fría, los caliente previamente en un baño de agua caliente (alrededor de 60 °C).

Ensayo con ácido clorhídrico

Prepare los matraces necesarios para introducir en cada uno de ellos una pequeña cantidad de los metales (excepto el sodio). Añada 5 ml de ácido clorhídrico M 0,5, con sumo cuidado. Si hay reacción, el gas desprendido, como en el caso del sodio en agua, será el hidrógeno, un gas inodoro e incoloro (y muy inflamable).

Aquellos matraces en los que no observamos reacción, se introducen en un baño de agua calentando suavemente hasta unos 60 °C, y agitando el contenido para evitar sobrecalentamiento.

Se repite la operación, nuevamente en frío y en caliente, añadiendo ahora, con sumo cuidado, 5 ml de ácido clorhídrico concentrado.

En las reacciones de los metales con el ácido clorhídrico se desprende hidrógeno.

Ensayo con ácido nítrico

Preparamos seis matraces, introducimos en cada uno de ellos una pequeña porción de los metales (excepto el sodio) y añadimos 5 ml de ácido nítrico concentrado, extremando las precauciones.

En las reacciones con ácido nítrico se desprende hidrógeno y óxido de nitrógeno.

La mayor o menor reacción con los ácidos clorhídrico y nítrico depende del potencial de oxidación del metal. Así, el aluminio es el más atacable, lo que ocasiona la reacción más rápida (a igual cantidad, es el que antes se "consumirá"), mientras que la reacción más lenta será la del plomo. El orden es: aluminio, hierro, cinc, estaño y plomo (el cobre no reacciona).

Ensayos con indicadores

Los indicadores son colorantes orgánicos, que cambian de color según estén en presencia de una sustancia ácida o básica, por ejemplo, el papel tornasol, la fenolftaleína, etc.

DIGA CUÁL ES EL PAPEL DE LOS INDICADORES

Nosotros elaboraremos un indicador con el repollo morado. El repollo morado contiene en sus hojas un indicador que pertenece a un tipo de sustancias orgánicas denominadas antocianinas. Cabe mencionar que también podríamos elaborarlo con pétalos de rosas rojas.

El material de laboratorio necesario para elaborar un indicador a partir de hojas de repollo es:

- Mechero Bunsen.
- Malla de asbesto.
- Trípode de hierro.
- Vaso de precipitados de 50 ml.
- Agua destilada.
- Embudo Buchner.
- Frasco cuentagotas de 30 ml.

El material externo al laboratorio son hojas de repollo morado o pétalos de rosa. Para la obtención del indicador, los pasos a seguir son los siguientes:

1. Corte a trozos pequeños dos o tres hojas de repollo (cuanto más oscuras mejor) y e introdúzcalas en el vaso de precipitados de 50 ml.
2. Añada agua destilada hasta cubrirlas.
3. Coloque el vaso de precipitados encima el mechero, con el trípode y la rejilla, a modo de cocina.
4. Cueza durante 10 o 15 minutos.
5. Retire el vaso del fuego y déjelo enfriar.
6. Filtre la solución y colóquela en un recipiente.

MENCIONE ALGUNOS INDICADORES Y COMO ACTÚAN FRENTE A LOS ÁCIDOS Y LAS BASES

El líquido obtenido es el indicador. Podemos utilizarlo para determinar el carácter ácido o básico de algunos alimentos. Disponiendo de jugo de naranja, jugo de tomate, leche, yogurt, jugo de limón, vinagre, bicarbonato, etc., introducimos unas gotas del indicador extraído del repollo y observamos qué color adopta (rosa o rojo: ácido; azul oscuro: neutro; verde: básico). Se anota en el diario de laboratorio.

Cabe mencionar que algunas sustancias pueden tardar de 1 a 2 horas para cambiar de color con este indicador.

Variaciones sobre el experimento base

De una forma sencilla, podemos saber el pH exacto de algunos alimentos introduciendo el electrodo del pH-metro portátil en los vasos de precipitados que contengan cada alimento.

Para ello, disponemos de varios alimentos en forma líquida, como jugo de naranja, jugo de tomate, leche, yogurt, jugo de limón, vinagre, bicarbonato, etc. Los resultados obtenidos se anotan en el diario de laboratorio.

Precauciones y temas de seguridad relacionados

No es conveniente probar las sustancias para saber por su sabor si son ácidos o bases, pues muchas pueden ser venenosas, además de su corrosividad.

**REACCIONES QUE
SE OBSERVARON**

Los ensayos en los que hacemos reaccionar ácidos con metales se deben realizar en vitrina, y con suma precaución, evitando que los matraces apunten a personas por el riesgo de proyecciones. Además, deben utilizarse gafas de protección y guantes. En el caso que el experimento de reacción de ácidos con metales se lleve a cabo con alumnos de actitud poco seria, es conveniente no realizar el calentamiento y mantener la temperatura ambiente.

BREVE RESUMEN DE LO OBSERVADO POR SECCIÓN

EXPERIMENTO**N°. 82****EFFECTOS DEL IÓN COMÚN****TEORÍA****OBJETIVO:**

1. Mostrar el efecto sobre el equilibrio, cuando a un sistema se adiciona una sal con un ion común.
2. Comprobar el principio de Le Chatelier.

MATERIALES:

- Vaso de precipitado de 250 cm³
- 4 tubos de ensayos de 12 x 100
- Probeta de 10 cm³
- Espátula

REACTIVOS

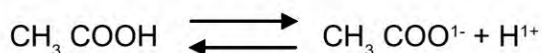
- Acido acético.
- Acetato de sodio.
- Agua destilada.
- Fenolftaleína.
- Papel tornasol.

Quando se agrega a una solución, una sal que contenga un ion común con la sal, se Afecta equilibrio inicial en la disolución. La adición de un ion común reduce la disociación del electrolito.

En este caso se trabaja con una solución de acido acetato y se adicionara acetato de sodio, aquí el ion común es el acetato.

Para detectar el efecto de la adición de ion común se utilizaran indicadores, porque el sistema que se trabaja origina variaciones en la concentración de iones hidrogeno y por tanto del pH, cuando se altera el equilibrio.

El sistema inicial de la experiencia es:



Consulte sobre disociación de ácidos y bases y el efecto del ion común.

PARTE EXPERIMENTAL

1. En un vaso tome 20 cm³ de solución, 1 molar de acetato de sodio.
2. Mida 5 cm³ de acido acético en un tubo de ensayo. Introduzca en el tubo de ensayo con la solución una parte del papel tornasol azul. Anote sus observaciones.
3. Vierta lentamente en el tubo de ensayo 5 cm³ de la solución de acetato de sodio. Pruébalo con el papel tornasol. Observe si hay cambio de color. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1. ¿Qué tipos de cambios observo durante la experiencia?

2. Cuándo agrego el acetato de sodio sobre al ácido acético:
 - a) Se formo un precipitado

**FOMULE LOS
COMPUESTOS**

- b) Se aumentó la concentración de ión hidronio (NH_3^{1+})
c) Se aumento la concentración de ácido acético (CH_3COOH)

Nota: Cuando se habla de iones hidronio es igual que referirse a iones hidrógeno.

3. Según los resultados obtenidos en este experimento, ¿Qué aplicación práctica tendría el efecto de ión común?

SEÑALE ALGUNAS CONCLUSIONES

EXPERIMENTO**N°. 83****CONDUCTIVIDAD DE IONES
EN SOLUCIÓN****TEORÍA****OBJETIVO:**

1. Observar experimentalmente que las soluciones pueden ser buenas o malas conductoras de la corriente eléctrica.
2. Observar los cambios de conductividad de las soluciones al presentarse reacción entre los iones presentes.

MATERIALES:

- 4 vasos de 50 cm³
- Aparato de conductividad.

REACTIVOS

Soluciones de la lista dada en la parte experimental.

Las soluciones que contienen iones conducen la corriente eléctrica. Si se conectan dos alambres metálicos a las terminales de una fuente de corriente continua, uno de los alambres es el polo positivo y el otro es polo negativo. Si estos alambres (electrodos) se sumergen en una solución que contengan iones, los positivos (cationes) serán atraídos hacia el electrodo negativo (cátodo) y los negativos (aniones) serán atraídos hacia el electrodo positivo (ánodo).

Si hay muchos iones presentes la solución será buena conductora; si hay pocos presentará baja conductividad. En los dos primeros casos se habla de electrolitos y en el tercero de no electrolitos.

PARTE EXPERIMENTAL**A. Medida de la conductibilidad**

La conductividad en las distintas soluciones se determinará de la siguiente manera:

1. Tome en un vaso la primera solución que se va a probar y sumerja en ella los electrodos del aparato de conductibilidad.
2. Conecte el conductímetro a la fuente de corriente. Observe el bombillo.
3. Desconecte el aparato; saque los electrodos, lávelos y séquelos con una toalla de papel.
4. Continúe con la siguiente solución.

B. Lista de soluciones

- | | |
|-----------------------------------|---------------------------|
| • Agua destilada | • Agua del grifo |
| • Ácido sulfúrico concentrado | • Ácido sulfúrico diluido |
| • Solución de alcohol en agua | • Alcohol etílico de 95% |
| • Ácido acético concentrado | • Ácido acético diluido |
| • Sacarosa | • Hidróxido de sodio |
| • Cloruro de sodio | • Sulfato de potasio |
| • Hidróxido de amonio concentrado | • Acetato de sodio |
| • Hidróxido de amonio diluido | • Hidróxido de bario |
| • Ácido clorhídrico diluido | • Hidróxido de calcio |

1. En un vaso de 50 cm³ mida 5 cm³ de ácido clorhídrico diluido y 5 cm³ de hidróxido de sodio diluido. Pruebe la conductividad de la solución resultante. Anote las observaciones.

**FORMÚLE LAS
SUSTANCIAS**

2. En otro vaso mida 5 cm³ de ácido acético diluido; pruebe la conductibilidad. Adicione ahora 5 cm³ de hidróxido de amonio diluido. Pruebe la conductibilidad de la solución resultante. Anote sus observaciones.

3. En un vaso mida 5 cm³ de sulfato de cobre (II). Pruebe la conductibilidad. Adiciónale ahora 5cm³ de solución de hidróxido de bario. Pruebe la conductibilidad de la solución resultante. Anote sus observaciones.

DISCUSIÓN

1. Consigne sus datos en el cuadro 52.1. Indique si las sustancias empleadas son electrólitos o no electrólitos. Escriba las especies químicas predominantes en cada solución.

Sustancia		Electrólito	No Electrólito	Especies Químicas Predominantes
Agua				
Ácido sulfúrico concentrado				
Alcohol del 95%				
Ácido acético concentrado				
Sacarosa				
Cloruro de sodio				
Hidróxido de amonio Concentrado				

**FORMULE LAS
SUSTANCIAS**

3. Escriba las ecuaciones iónicas correspondientes a las reacciones efectuadas en los puntos 2, 3,4. Explique la conductibilidad observada en cada uno de estos ensayos.

EXPERIMENTO**Nº. 84****DISOCIACIÓN
DEL AGUA****TEORÍA****OBJETIVO:**

1. Determinar experimentalmente la concentración de iones hidronio H_3O^{1+}
2. Relacionar la concentración de iones hidronio con el valor del pH.
3. Demostrar la aplicabilidad de los indicadores en la determinación del pH de soluciones.
4. Adquirir habilidad en el manejo de la tabla pH.

MATERIALES:

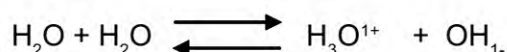
- 4 vasos de precipitados de 250 cm³
- Seis tubos de ensayo de 12 x 100.
- Gradilla
- Varilla de vidrio
- Probeta de 10 cm³
- Tabla de indicadores.

REACTIVOS

- Agua destilada
- Papel tornasol
- Fenolftaleína
- Papel indicador universal
- Ácido clorhídrico 0.001M
- Ácido sulfúrico 0.001M
- Ácido nítrico 0.001M
- Hidróxido de sodio 0.001M

El agua es un compuesto de valor excepcional por su gran poder como solvente. Esta propiedad, hace posible reacciones entre sustancias que en estado sólido no lo hacen.

El agua es un electrólito muy débil y tiene por lo tanto una conductividad muy baja. Por su carácter anfótero, puede actuar como ácido o como base y reacciona consigo misma de acuerdo con la siguiente ecuación:



La constante de equilibrio es $K_a = 1 \times 10^{-14}$

PARTE EXPERIMENTAL

1. Mida 150 cm³ de agua destilada en cuatro vasos de precipitados. Al primero adicionele dos gotas de ácido clorhídrico; al segundo dos gotas de ácido sulfúrico; al tercero dos gotas de ácido nítrico y el cuarto queda como patrón.
2. En tubos de ensayo, tome 10 cm³ de las soluciones que preparó. Marque cada uno para evitar confusiones.
3. Pruebe cada uno con papel tornasol. Anote. Adicione luego dos gotas de fenolftaleína. Compare resultados. Conserve las muestras.
4. En tubos de ensayo tome 10 cm³ de las soluciones de los vasos. Pruebe cada tubo con papel indicador universal. Confronte el color tomado por el papel, con el presentado en la tabla del indicador. Compare con los resultados obtenidos en el paso anterior.
5. Adicione a todos los tubos que tiene en observación (paso 3), dos gotas de solución de hidróxido de sodio. Registre sus observaciones.

DISCUSIÓN

1. ¿Cuál de los tres ácidos es el más fuerte?

2. Indique el valor del pH y la concentración de iones hidrógeno en las experiencias realizadas.

ÁREA

EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA / ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Comprende las bases estructurales y de nomenclatura de compuestos orgánicos que rigen su formulación y nomenclatura.
- Aplica las reglas de formulación y de nomenclatura de la IUPAC para identificar, formular y nombrar compuestos orgánicos.
- Valora la importancia de los compuestos orgánicos en virtud de sus diversas aplicaciones industriales y por las moléculas orgánicas que son esenciales para la vida.

Las bases estructurales de los compuestos orgánicos

Experimento N° .86. — Reconocimiento de carbono, Hidrógeno y Nitrógeno en sustancias orgánicas.

Experimento N° .87. — Preparación y propiedades del metano.



EXPERIMENTO**Nº. 86****RECONOCIMIENTO DE CARBONO,
HIDRÓGENO Y NITRÓGENO
EN SUSTANCIAS ORGÁNICAS****OBJETIVO:**

Detectar experimentalmente la presencia de carbono, nitrógeno e hidrógeno en un compuesto orgánico.

MATERIALES:

- Mechero.
- Mortero.
- Tubos de ensayo.
- Tubo liberador.
- Tapones.
- Tubo en forma de U.
- Vasos de precipitados.
- Pinzas universales.
- Soporte.

REACTIVOS

- Ácido oxálico.
- Óxido de cobre(II).
- Cal sodada (mezcla de óxido de calcio e hidróxido de sodio).
- Fenolftaleína.
- Reactivo de Nessler.
- Agua de cal.

TEORÍA

La mayoría de las sustancias orgánicas están formadas por carbono, hidrógeno y oxígeno; algunas como las proteínas tienen nitrógeno y en ciertos casos fósforo y azufre.

Para el análisis elemental que se va a realizar, separamos el elemento a detectar por medio de un oxidante o de un reductor, según el caso, y luego se reconoce el compuesto formado. Por ejemplo, si el compuesto se trata con un oxidante, el carbono forma dióxido de carbono que podemos reconocer por su reacción con el agua de cal $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$, al formarse carbonato de calcio, sólido insoluble. El hidrógeno se reconoce porque al reaccionar con el oxígeno forma agua. Para el reconocimiento del nitrógeno puede usarse una reacción en la que se forme amoníaco o con el reactivo de Nessler.

PARTE EXPERIMENTAL**A. Determinación de carbono en el ácido oxálico**

1. En un tubo de ensayo seco coloque una mezcla de ácido oxálico (que es venenoso) y óxido de cobre(II). La mezcla debe quedar esparcida hacia el fondo del tubo, para que los gases salgan con facilidad. Fije el tubo al soporte e introduzca el tubo de salida en el agua de cal. Caliente suavemente (figura 30.1).

DISCUSIÓN

1. ¿Qué observa en el tubo con el agua de cal?

2. ¿Cuál es el gas que se desprende en el tubo?

3. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas correspondientes.

ANOTACIONES	<p>B. Detección del hidrógeno en el ácido oxálico</p> <p>1. En caso el tubo que contiene la mezcla de ácido y óxido de cobre (II) debe unirse a un tubo en U seco, que debe estar sumergido en un baño de agua fría. Fije el tubo con la mezcla y caliente suavemente.</p>
	<p>DISCUSIÓN</p> <p>1. ¿Qué observa en el tubo en U?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <p>2. ¿Qué otro sistema sugiere para detectar el agua?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>
DIBUJE EL EQUIPO ADECUADO PARA REALIZAR LA PRÁCTICA	<p>C. Detención de nitrógeno en la urea</p> <p>1. Acople el tubo de ensayo con el tubo de salida en la misma forma del punto A1- el tubo de salida debe desembocar en un tubo de ensayo con agua, que tiene dos gotas de fenolftaleína. Coloque en el primer tubo de ensayo una mezcla de cal sodada urea. Fije el tubo al soporte y caliente suavemente.</p>
	<p>DISCUSIÓN</p> <p>1. ¿Qué observa en el tubo de ensayo donde se recogen los gases?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <p>2. ¿Puede reconocer el gas formado?</p> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/> <hr/>

EXPERIMENTO
Nº. 87

**PREPARACIÓN Y PROPIEDADES
DEL METANO**

OBJETIVO:

Obtener metano y establecer algunas de sus propiedades.

MATERIALES:

- Vasija hidroneumática.
- Botellas de boca ancha o tubos de ensayo grandes.
- Equipo generador (como el utilizado para el oxígeno).

REACTIVOS

- Acetato de sodio.
- Cal sodada.
- Agua de bromo.
- Agua de cal.

TEORÍA

El metano, llamado también gas de los pantanos, es el componente principal del gas natural. Se forma por descomposición de la materia orgánica y es combustible. Su fórmula es CH_4 y es el primero de la serie de los hidrocarburos saturados

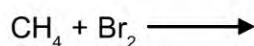
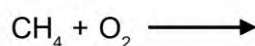
PARTE EXPERIMENTAL

A. Estructura molecular

1. Monte un equipo como el mostrado en la figura 55.1, que permite recoger el gas generado por desplazamiento de agua.
2. Triture en un mortero 8g de acetato de sodio anhidro con 14 g de cal sodada. Coloque mezcla en el tubo de ensayo. Debe dejar espacio para que salga el gas formado.
3. Caliente el tubo, suave al principio, No use para el experimento el primer gas que recoja. Llene dos tubos de ensayo grandes. Recoja también metano en otro tubo que contenga 9/10 de aire y 1/10 de agua. Este tubo tendrá después 9/10 de aire y 1/10 de metano.
4. Finalmente, retire el extremo del tubo de salida del agua y apague la llama bajo el tubo de reacción.
5. Prenda el metano de uno de los tubos. Observe el color de la llama.
6. Prenda el tubo que contiene la mezcla de metano y aire. (Precaución para esto acerque con cuidado una astilla encendida a la boca del tubo). ¿Qué ocurre en este caso?
7. Adicione 5 cm^3 de agua de bromo al metano del tubo, tape el tubo y agite. ¿Qué observa?

DISCUSIÓN

Complete y balancee las siguientes ecuaciones:



¿QUÉ TE GUSTO?	COMENTARIOS
¿QUÉ NO TE GUSTO?	

ANEXOS



APÉNDICE A-1

Presión de vapor del agua a diferentes temperaturas

Temperatura °C	Presión*		
	torr	atm	Pa
0	4,6	0,0061	610
5	6,5	0,0086	872
10	9,2	0,0121	1 227
15	12,8	0,0168	1 705
16	13,6	0,0179	1 818
17	14,5	0,0191	1 937
18	15,5	0,0204	2063
19	16,5	0,0217	2197
20	17,5	0,0231	2338
21	18,6	0,0245	2486
22	19,8	0,0261	2643
23	21,1	0,0277	2809
24	22,4	0,0294	2983
25	23,8	0,0313	3167
26	25,2	0,0332	3360
27	26,7	0,0352	3564
28	28,3	0,0373	3779
29	30,0	0,0395	4005
30	31,8	0,0419	4242
31	33,7	0,0443	4492
32	35,7	0,0469	4755
33	37,7	0,0496	5030
34	39,9	0,0525	5319
35	42,2	0,0555	5622
36	44,6	0,0586	5941
37	47,1	0,0619	6275
38	49,7	0,0654	6625
39	52,4	0,0690	6992
40	55,3	0,0728	7376
45	71,9	0,0946	9583
50	92,5	0,1217	12333
55	118,0	0,1553	15737
60	149,4	0,1965	19915
65	187,5	0,2468	25002
70	233,7	0,3075	31 157
75	289,1	0,3804	38543
80	355,1	0,4672	47342
85	433,6	0,5705	57808
90	525,8	0,6918	70094
95	633,9	0,8341	84512
100	760,0	1,0000	101 325

* Las unidades en **torr** están expresadas con un decimal, en **atm** con cuatro decimales y en **Pa** en números enteros.

APÉNDICE A-2

Relación entre $[H^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH, así como algunos ejemplos, con su pH correspondiente

$[H^+]$ (mol/l)	$[OH^-]$ (mol/l)	pH	pOH	Fuerza del ácido o de la base	Ejemplos comunes (Intervalo aproximado de pH)
10^0	10^{-14}	0	14	Ácido fuerte	1 M HCl (0)
10^{-1}	10^{-13}	1	13		Jugo gástrico (1-3)
10^{-2}	10^{-12}	2	12		Limas (1,8-2,0) Refrescos (2,0-4,0) Limonas (2,2-2,4).
10^{-3}	10^{-11}	3	11	Ácido débil	Pepinillos encurtidos (3,2-3,6)
10^{-4}	10^{-10}	4	10		Lluvia ácida (abajo de 5,6)
10^{-5}	10^{-9}	5	9		Orina (4,5-8,0)
10^{-6}	10^{-8}	6	8		Leche agria (6,0-6,2) Leche (6,5-6,7) Saliva (6,5-7,5)
10^{-7}	10^{-7}	7	7	Neutro	Sangre (7,3-7,5)
10^{-8}	10^{-6}	8	6	Base débil	
10^{-9}	10^{-5}	9	5		
10^{-10}	10^{-4}	10	4		Leche de magnesia (9,9-10,1)
10^{-11}	10^{-3}	11	3		Amoniaco casero (11,5-12,0)
10^{-12}	10^{-2}	12	2	Base fuerte	
10^{-13}	10^{-1}	13	1		
10^{-14}	10^0	14	0		1 M NaOH (14)

APÉNDICE A-3

Cambios de color e intervalos de pH de algunos indicadores

Nombre del indicador	Intervalo de pH	Cambio de color
Violeta de metilo	0,2 — 3,0	Amarillo a azul a violeta
Azul de timol	1,2 — 2,8	Rojo a amarillo
Naranja de metilo	3,1 — 4,4	Rojo a naranja a amarillo
Rojo congo	3,0 — 5,0	Azul a rojo
Verde de bromocresol	3,8 — 5,4	Amarillo a azul
Rojo de metilo	4,4 — 6,2	Rojo a amarillo
Tornasol	4,5 — 8,3	Rojo a azul
Azul de timol	8,0 — 9,6	Amarillo a azul
Fenolftaleina	8,3 — 10,0	Incoloro a rojo
Timolftaleina	9,3 — 10,5	Amarillo a azul
Amarillo de alizarina R	10,0 — 12,0	Amarillo a rojo
Trinitrobenceno	12,0 — 14,0	Incoloro a naranja

APÉNDICE A-4

CIFRAS SIGNIFICATIVAS

La química como ciencia experimental, busca obtener el valor verdadero de una propiedad o propiedades de un sistema. Lograr esto es muy difícil, porque las medidas de masa, volumen, absorción, tiempo, temperatura están sujetas a error y por lo tanto influyen en el resultado final.

Consideremos un caso sencillo. Si diferentes personas miden la longitud de una barra, los resultados no son idénticos y por lo tanto debe hallarse el error cometido en la medida, para expresar el valor de la longitud dentro de cierto rango de seguridad. Este análisis es el campo de la estadística.

Las siguientes son algunas definiciones importantes en el manejo de los valores numéricos en química.

Error absoluto. (E.A.). Es la diferencia entre el valor obtenido y el valor correcto. Por ejemplo: una muestra contiene 40,00 g de un compuesto M; al determinar por análisis la cantidad de M presente, se encuentra un valor de 39,84. El error absoluto es:

$$E. A. = 40,00 - 39,84 = 0,16$$

Error relativo. (E.R.). Es la relación entre el error absoluto y el valor real de la cantidad que se está determinando. Generalmente se expresa en porcentaje. Siguiendo el ejemplo anterior, se tiene:

$$E. R. = (0,16/40,00) \times 100 = 0,4$$

Exactitud. Es la concordancia entre el resultado promedio hallado y el valor real de la medida que se está efectuando. Por ejemplo: se determina el volumen de un gas producido en una reacción y se obtienen los siguientes valores: 23,50; 23,48; 23,51; 23,50 y 23,49 cm³. El volumen real producido en la reacción es 26,50 cm³. Las medidas efectuadas no son exactas.

Precisión. Es la concordancia de varios resultados y está dada por la reproducibilidad de la medida. En el ejemplo anterior la medida es de buena precisión, porque los valores están muy cercanos entre sí.

CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Son todos los dígitos de un número, excepto los que tienen como única función la de determinar la posición de la coma decimal, ejemplo: el número 324 tiene tres dígitos y tres cifras significativas. El número 0,00256 tiene seis dígitos y tres cifras significativas (2, 5 y 6). Los ceros tienen como función indicar la posición de la coma decimal.

CIFRAS EXACTAS

Es el máximo número de dígitos que puede emplearse para expresar una cantidad; es decir que el error máximo que puede tener, es menor que media unidad de la última cifra de la derecha.

APÉNDICE A-5

Sistema Internacional de Unidades

CANTIDAD FÍSICA	NOMBRE DE LA UNIDAD	SÍMBOLO
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	Kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	M
Corriente eléctrica	Amperio	A
Intensidad luminosa	Candela	cd

Unidades Derivadas del Sistema Internacional

CANTIDAD FÍSICA	NOMBRE DE LA UNIDAD	SÍMBOLO
Área	Metro cuadrado	m ²
Volumen	Metro cúbico	m ³
Densidad	Kilogramo por metro cúbico	kg / m ³
Fuerza	Newton	N
Presión	Pascal	Pa
Energía	Joule	J
Carga eléctrica	Coulomb	C
Diferencia de potencial eléctrico	Voltio	V

Equivalencia de las Unidades Derivadas

CANTIDAD	EQUIVALENCIAS
Física Masa	1 gramo = 1 000 miligramos
	1 gramo = 6,02 x 10 ²³ unidades de masa atómica
	1 libra = 453,59 gramos
Volumen	1 litro = 1 decímetro cúbico
	1 litro = 1 000 centímetros cúbicos
	1 litro = 0,001 metros cúbicos
	1 mililitro = 1 centímetro cúbico
	1 mililitro = 0,001 litro
Fuerza	1 atmósfera = 760 milímetros de mercurio
	1 atmósfera = 1,013 x 10 ⁵ pascales
	1 bar = 10 ⁵ pascales
	1 torr = 1 milímetro de mercurio

APÉNDICE A-6

Presentación del Informe de Laboratorio

PRESENTACIÓN DEL INFORME DE LABORATORIO

Profesor: _____ Nombre: _____
Fecha: _____ Año: _____

Planeamiento del problema

Hipótesis preliminar

Recolección de información

Cuadro de resultados (llenar el cuadro sólo si es necesario)

Procedimiento Características de las sustancias Cambios Características después del cambio

Procedimiento	Características de las sustancias	Cambios	Características después del cambio

Selección y organización de datos

Conclusión (verificación de la hipótesis)

* Las descripciones de cada una de las columnas del cuadro son sólo ejemplos.

GLOSARIO

— A —

Absorción. Penetración de una sustancia en el interior de otra.

Adsorción. Adherencia de una sustancia sobre la superficie de un sólido.

Anhídrico. Óxido de un no metal que al reaccionar con el agua produce el ácido correspondiente.

Átomo. La partícula más pequeña de un elemento que puede combinarse químicamente.

— B —

Base. Compuesto que acepta protones de un ácido.

Básico. Medio acuoso con una concentración de iones hidróxilo $[\text{OH}^{-1}]$, mayor de $1 \times 10^{-7} \text{ M}$.

— C —

Compuesto. Sustancia formada por dos o más elementos diferentes, en una proporción en peso definida.

Concentrado. Expresión de la relación soluto-solvente en una solución. Se puede dar en molaridad (M), normalidad (N), porcentaje peso a volumen (P/V).

Conductividad. Medida de la cantidad de electricidad transferida por unidad de área, por unidad de diferencia de potencial y por unidad de tiempo.

Cristalización. Proceso por el cual se separa un sólido cristalino de una solución saturada.

Cromatografía. Proceso por el cual se separan los componentes de una mezcla.

— D —

Deflagración. Es una forma de llamar a la combustión, en algunos casos con la proyección de material.

Destilación. Proceso físico por el cual los componentes de una mezcla, se separan por diferencia en el punto de ebullición.

Difusión. Proceso en el que un componente de una mezcla, se dispersa o propaga en el seno de otro.

Disociación. Proceso por el cual un ácido o una base, se separan en sus iones correspondientes.

Disolución. Mezcla homogénea de dos o más componentes.

— E —

Electrodo. Terminales de un sistema electroquímico donde se realizan reacciones de oxidación-reducción.

Especie. Cada una de las entidades químicas presentes en un sistema

Estequiometría. Área de la química que estudia las relaciones en peso de los reaccionantes y los productos en un proceso químico.

Evaporación. Paso de estado líquido a estado de vapor.

— F —

Filtración. Proceso físico por el cual se separa un sólido de un líquido.

Fusión. Paso de estado sólido a estado líquido.

— H —

Hidrólisis. Reacción con el agua de los iones presentes en una solución.

— I —

Indicador. Sustancia que cambia de color cuando la concentración de iones hidrógeno (H^+) alcanza un cierto valor. La concentración límite de iones hidrógeno es diferente para cada indicador.

Ion. Átomo o grupo atómico con carga eléctrica.

— M —

Masa molecular. Suma de los pesos atómicos de los elementos presentes en la fórmula de un compuesto. Se expresa en unidades de masa atómica (u.m.a.).

Masa molar (Mol). La masa en gramos que contiene $6,02 \times 10^{23}$ unidades fórmula. Numéricamente es igual a la masa molecular.

Metátesis. Nombre dado a las reacciones de doble desplazamiento.

Mezcla. Dispersión no homogénea de varios componentes, de composición variable y en la que cada componente conserva sus propiedades originales.

Molaridad. Número de moles de soluto por cada litro de solución.

Molécula. La mínima unidad de materia que tiene existencia propia y conserva las propiedades de la sustancia original.

— N —

Neutralización. Reacción entre un ácido y una base para producir una sal y agua.

Normalidad. Número de equivalentes-gramo por cada litro de solución.

Número de oxidación. Carga aparente que se asigna a los elementos libres o combinados, siguiendo determinadas reglas.

— O —

Oxidación. Proceso químico en el cual se aumenta la proporción de oxígeno o se aumenta el número de oxidación.

— P —

Partes por millón. Número de miligramos por litro de solución.

Precipitación. Separación de un sólido de una solución.

Precipitado. Sólido que se separa de una solución.

Producto de solubilidad. Producto de las concentraciones de los iones en una solución saturada, de una sal poco soluble.

Punto de ebullición. Temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica.

— R —

Reactivo. Sustancia que participa en una reacción química, para originar otras llamadas productos.

Reducción. Pérdida de oxígeno o disminución en el número de oxidación.

— T —

Temperatura de ebullición. Temperatura en la cual se encuentran en equilibrio las fases líquida y gaseosa de una sustancia.

Temperatura de fusión. Temperatura en la cual se encuentran en equilibrio las fases sólida y líquida de una sustancia.

Temperatura de inflamación. Temperatura por debajo de la cual no se quema o inflama una sustancia.

Titulación. Proceso volumétrico por el cual se determina la concentración de una sustancia.

— V —

Volatilidad. Propiedad de los líquidos para pasar con mayor o menor facilidad al estado de vapor.

Bibliografía Consultada

DICKSON, Healy J. T.,
DURRANT y Durrant. **Ir**
HERRERA V. Severian
Norma, 1964.
HOLUM, John R. **Prác**
técnica (AID).
Santillana. **Prácticas d**
SEESE, William S.; De
WOLFSCHOON, Emili
WHITTEN, K., Gailey, I
Teresa Aguila

ción a la Química - Laboratorio. Publicaciones Cultural S.A. México, 1975.
on to Advanced Inorganic Chemistry. John Wiley, N.Y., 1962.
C., Aura; Torres D., Ignacio; Clavijo R., Esperanza de. **Química I.** Editorial
uímica general, química orgánica y bioquímica. Centro regional de ayuda
Buenos Aires, 1972.
a 2° curso. Educación Secundaria.
, Williams. **Química.** Editorial Prentice-Hall Hispanoamericana S.A., 1989.
uímica General. Libro de trabajo. Panamá, 1980.
R. **Química General.** Editorial McGraw-Hill, México, 1992. Traducción: María

PROGRAMA OFICIAL

— MEDUCA 2013 —



ÁREA 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- *Identifica la geometría de las moléculas e iones sencillos aplicando la teoría de la repulsión de pares de electrones.*
- *Interpreta las propiedades físicas y químicas de los compuestos según su naturaleza iónica, polar y no polar y en función de las fuerzas de interacción que presentan.*

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Geometría Molecular:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Teorías de la Repulsión de los pares de electrones de valencia. - Geometría de moléculas e iones sencillos. 	<p>Aplicación de la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) para predecir la geometría de moléculas sencillas.</p> <p>Construcción de moléculas sencillas utilizando modelos moleculares (plásticos, foam, globos, etc.) para representar los diferentes tipos de geometrías.</p>	<p>Valoración de la importancia de la geometría molecular para determinar la naturaleza polar o apolar de un compuesto.</p> <p>Reconocimiento de ejemplos de compuestos iónicos, polares y no polares con utilidad industrial e importancia biológica.</p>	<p>Aplican las reglas del octeto y del duplete para escribir fórmulas de Lewis y la teoría RPECV para predecir la geometría de ejemplos de moléculas.</p> <p>Distingue los tipos de geometría molecular y construye modelos para representar las formas de ejemplos de moléculas.</p>	<p>Resolución de problemas sobre geometría molecular.</p> <p>Talleres grupales o laboratorios sobre construcción de moléculas utilizando modelos moleculares de plásticos u otro material disponible.</p> <p>Proyecto sobre construcción de moléculas importantes en productos de consumo diario o de interés biológico utilizando modelos moleculares.</p>
<p>Tipos de compuestos y sus propiedades:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Compuestos iónicos. - Compuestos polares. - Compuestos no polares. <p>Fuerzas de Interacción Molecular:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Fuerzas de Dispersión. - Dipolo-Dipolo. - Puente de Hidrógeno. - Ión-Dipolo. - Ión-Ión. 	<p>Determinación de la naturaleza iónica, polar o no polar de compuestos en función de los tipos de enlace y la geometría molecular.</p> <p>Identificación del tipo de compuesto mediante experiencias de laboratorio en las que se evidencien sus respectivas propiedades.</p> <p>Explicación de las propiedades de los compuestos en función de las interacciones que estas presentan.</p>	<p>Valoración de la importancia de las fuerzas intermoleculares para comprender las propiedades de un compuesto.</p>	<p>Identifica mediante talleres y experimentos el tipo de compuesto en función de sus propiedades.</p> <p>Distingue las diversas fuerzas de interacción existentes en algunos ejemplos de compuestos.</p> <p>Sustenta las implicaciones de las interacciones moleculares en el comportamiento de las biomoléculas y de compuestos del entorno.</p>	<p>Taller sobre determinación del tipo de compuesto según sus enlaces y su geometría.</p> <p>Laboratorio donde se evidencie el comportamiento de los compuestos y su relación con los tipos de enlaces presentes.</p> <p>Proyecto donde se investigue y explique la naturaleza polar o no polar de biomoléculas y otros compuestos importantes.</p>



ÁREA 2: MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS/EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende conceptos y reglas de nomenclatura química para formular, nombrar e identificar compuestos inorgánicos.
- Identifica y nombra compuestos a partir de la fórmula y escribe las mismas a partir de un determinado sistema de nomenclatura.
- Valora la importancia del uso de la formulación y la nomenclatura inorgánica como herramienta indispensable para la escritura de ecuaciones químicas.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Bases para la Nomenclatura Inorgánica:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Número de oxidación. - Nomenclatura de iones: <ul style="list-style-type: none"> - Monoatómicos. - Poliatómicos. - Lista de cationes y aniones más comunes. - Reglas de formulación. - Sistema de Nomenclatura según la IUPAC: <ul style="list-style-type: none"> - Antiguo o tradicional. - Stock. - Sistemático. - Tipos de compuestos Inorgánicos: <ul style="list-style-type: none"> - Binarios. - Ternarios. - Cuaternarios. 	<p>Determinación del número de oxidación de los átomos en iones poli atómicos y en compuestos.</p> <p>Aplicación de las reglas de la IUPAC para formular y nombrar compuestos.</p> <p>Clasificación de los diferentes compuestos inorgánicos según la cantidad de elementos y los grupos funcionales presentes.</p>	<p>Reconocimiento de la Formulación y la nomenclatura de compuestos inorgánicos como base para la comprensión de temas posteriores.</p> <p>Valoración la importancia de los compuestos inorgánicos en productos del entorno.</p>	<p>Identifica de forma gráfica, oral y escrita, de una serie de iones, los diferentes cationes y aniones más usados.</p> <p>Nombra de forma oral y escrita, compuestos inorgánicos, basándose en las reglas de la IUPAC.</p> <p>Identifica compuestos inorgánicos a partir de sus respectivas fórmulas químicas.</p>	<p>Dictados de iones y de fórmulas de compuestos inorgánicos utilizando los diversos sistemas de nomenclatura.</p> <p>Prácticas de escritura de fórmulas y nomenclatura de compuestos según las diferentes reglas de la IUPAC.</p> <p>Talleres grupales en los que se identifique, formule y nombre los diversos tipos de compuestos inorgánicos.</p> <p>Recopilación de etiquetas de productos con nombres de sustancias químicas para identificarlos y nombrarlos según las reglas de la IUPAC.</p>



ÁREA 3: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende conceptos y procedimientos necesarios para resolver problemas de estequiometría a partir de fórmulas químicas.
- Aplica conceptos y procedimientos para realizar cálculos de cantidades de masa, moles y partículas utilizando símbolos y fórmulas químicas.
- Valora la importancia del dominio de la estequiometría a partir de fórmulas químicas como base para el desarrollo de otros temas.
- Comprende la relación entre reacciones y ecuaciones químicas, identificando sus evidencias y los diversos tipos de reacciones químicas.
- Aplica el principio de conservación de la materia y diversos métodos para completar y ajustar ecuaciones químicas.
- Reconoce situaciones del contexto y de la vida cotidiana en las que se manifiestan diferentes tipos de reacciones químicas.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Estequiometría de fórmulas:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Conceptos de mol, masa molar, volumen molar y número de Avogadro. - Porcentaje de composición. - Fórmula empírica y fórmula verdadera: • A partir del porcentaje de composición. • A partir de datos de análisis por combustión. <p>Reacciones químicas:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Definiciones de reacción, ecuación, reactivos, productos, etc. - Tipos básicos de reacciones químicas: • Combinación o síntesis. • Descomposición o análisis. • Simple desplazamiento. • Doble desplazamiento. • Neutralización • Oxidación-Reducción. <p>- Métodos para el balance de ecuaciones de oxidación-reducción.</p> <p>- Reacciones químicas en nuestro entorno:</p> <ul style="list-style-type: none"> • En los seres vivos. • En la atmósfera. • En la industria. 	<p>Cálculo de las cantidades de moles, gramos, volumen y cantidad de partículas (átomos, iones y moléculas).</p> <p>Determinación del porcentaje de composición a partir de la fórmula de un compuesto.</p> <p>Determinación del porcentaje de composición, la Fórmula Empírica y la Fórmula Verdadera aplicando cálculos estequiométricos.</p> <p>Identificación de las partes de la ecuación química y de los diversos tipos de reacciones químicas.</p> <p>Aplicación del principio de conservación de la materia para completar reacciones y de diversos métodos para balancear ecuaciones químicas.</p>	<p>Valoración de la utilidad de la estequiometría para el cálculo de cantidades de sustancias implicadas en procesos biológicos, industriales y en productos de uso cotidiano.</p> <p>Valoración de la importancia de las reacciones químicas en procesos biológicos, industriales, atmosféricos y otras situaciones del entorno.</p>	<p>Describe de forma oral y escrita, los términos y conceptos relacionados con la estequiometría química.</p> <p>Realiza cálculos estequiométricos para determinar y expresar cantidades de sustancias a partir de sus respectivas fórmulas.</p> <p>Aplica los diferentes procedimientos estequiométricos para calcular el porcentaje de composición, así como la fórmula empírica y la fórmula verdadera de un compuesto.</p> <p>Relaciona los cálculos de estequiometría de fórmulas con la escritura correcta de compuestos químicos.</p> <p>Identifica de forma gráfica y oral, las partes de una ecuación química y los tipos de reacciones existentes.</p> <p>Completa ecuaciones químicas según los tipos de reacciones existentes y las ajusta aplicando diversos métodos de balance.</p> <p>Identifica ejemplos de reacciones químicas mediante experiencias en el laboratorio y la observación del entorno.</p> <p>Reconoce la importancia de las ecuaciones químicas para la representación y comprensión de procesos biológicos, industriales, atmosféricos y otras situaciones del entorno..</p>	<p>Talleres grupales sobre resolución de diversos tipos de problemas sobre estequiometría de fórmulas.</p> <p>Laboratorios sobre aplicación de cálculos estequiométricos (determinación de la fórmula de un hidrato y/o del porcentaje de oxígeno presente en un clorato).</p> <p>Estudios de casos en los que se requiera aplicar estequiometría de fórmulas para identificar compuestos y/o conocer la composición química de una sustancia para su elaboración.</p> <p>Desarrollo de problemas donde se establezca la determinación y la relación entre la fórmula empírica y la verdadera.</p> <p>Talleres sobre identificación de los tipos de reacciones, la predicción de sus productos y el ajuste de sus ecuaciones.</p> <p>Laboratorios para identificar las evidencias de los diferentes tipos de reacciones químicas.</p> <p>Análisis de problemas, estudios de casos e investigaciones sobre las implicaciones de las reacciones químicas en los seres vivos y el entorno.</p> <p>Pruebas escritas sobre identificación de los tipos de reacciones y el balance de ecuaciones químicas..</p>



ÁREA 4: TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende conceptos y procedimientos requeridos para realizar cálculos estequiométricos a partir de ecuaciones balanceadas.
- Realiza cálculos estequiométricos de reactivos y productos a partir de ecuaciones químicas balanceadas.
- Valora la importancia de la aplicación de la estequiometría de reacciones en el laboratorio, el análisis químico, proceso industriales y en el entorno.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Estequiometría de reacciones:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Conceptos de: <ul style="list-style-type: none"> • Razones molares • Reactivo limitante • Reactivo en exceso • Porcentaje de • Rendimiento de en una reacción. - Algoritmos y factores de conversión implicados en la resolución de cálculos estequiométricos a partir de ecuaciones químicas (masa, mol y volumen de reactivos y productos). 	<p>Resolución de cálculos estequiométricos relacionados con cantidades de moles, gramos y partículas a partir de ecuaciones balanceadas.</p> <p>Aplicación de la estequiometría de reacciones en:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Experiencias de laboratorio. • Estudios de casos e investigaciones sobre reacciones en los seres vivos, la industria y el ambiente. 	<p>Valoración de la importancia de conocer las cantidades de reactivos y productos que intervienen en reacciones que ocurren en los seres vivos, la industria y el ambiente.</p>	<p>Calcula, en forma individual y grupal, cantidades de reactivos y de productos que intervienen en una reacción.</p> <p>Determina, en forma individual y grupal, el reactivo limitante, el reactivo en exceso y el porcentaje de rendimiento de una reacción.</p>	<p>Desarrollo individual de problemas sobre cálculo de cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química.</p> <p>Talleres grupales sobre diversos tipos de problemas de estequiometría de reacciones.</p> <p>Laboratorio donde se determine las cantidades de productos y reactivos implicados en las reacciones químicas.</p> <p>Estudio de caso para determinar el porcentaje de rendimiento de reacciones que ocurren en la industria y su implicación en los costos de la misma.</p>



ÁREA 5: CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Interpreta el comportamiento de los gases en función de la teoría cinética y de las leyes de los gases.
- Aplica las leyes de los gases para resolver problemas reales y simulados.
- Valora la importancia de la aplicación de las leyes de los gases para la comprensión de fenómenos observados en el laboratorio y en el entorno.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Estado gaseoso:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Teoría cinética de los gases. - Unidades de presión, volumen y temperatura. <p>- Propiedades de los gases:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Expansión • Forma • Volumen • Compresibilidad • Presión • Densidad • Miscibilidad <p>- Leyes de los Gases:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Boyle-Mariotte • Charles • Gay-Lusaac. • Avogadro (volumen molar). • Ecuación del gas Ideal • Ley de Graham (efusión del gas). • Dalton (presiones parciales). • Problemas de aplicación de estas leyes. <p>- Problemas atmosféricos derivados de la emisión de gases contaminantes.</p>	<p>Interpretación del comportamiento de los gases en función de la teoría cinética molecular.</p> <p>Comprobación de las propiedades y de las leyes de los gases mediante experiencias de laboratorio.</p> <p>Representación gráfica del comportamiento de los gases a través de videos, simulaciones o software educativo.</p> <p>Desarrollo de problemas de aplicación de las diferentes leyes.</p> <p>Investigación y discusión sobre los grandes problemas atmosféricos actuales derivados de la emisión de gases contaminantes.</p>	<p>Reconocimiento de la importancia de los gases en función de su utilidad para la vida, la industria y sus repercusiones en el ambiente.</p> <p>Sensibilización sobre los problemas atmosféricos que se derivan de la emisión de gases contaminantes.</p>	<p>Utiliza los términos y conceptos relacionados con la teoría cinética de los gases, de forma oral y escrita, para explicar el comportamiento de los gases.</p> <p>Resuelve problemas aplicando las leyes de los gases mediante prácticas individuales, grupales y experimentos de laboratorio y simulaciones a través de software.</p> <p>Relaciona la aplicación de las propiedades y las leyes de los gases con situaciones propias del entorno.</p>	<p>Análisis de lectura donde se discutan las propiedades de los gases.</p> <p>Laboratorio donde se apliquen y expliquen las propiedades de los gases.</p> <p>Prueba escrita donde se discutan y listen las propiedades de los gases.</p> <p>Estudio de caso donde se apliquen las propiedades de los gases en beneficio del ser humano y/o del entorno.</p> <p>Proyecto de investigación donde se evidencie la aplicación de las propiedades de los gases.</p> <p>Prueba escrita sobre problemas de aplicación de las leyes de los gases.</p>



ÁREA1: ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- *Identifica la geometría de las moléculas e iones sencillos aplicando la teoría de la repulsión de pares de electrones.*
- *Interpreta las propiedades físicas y químicas de los compuestos según su naturaleza iónica, polar y no polar y en función de las fuerzas de interacción que presentan.*

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>-Geometría Molecular:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Teorías de la Repulsión de los pares de electrones de valencia. - Geometría de moléculas e iones sencillos. <p>Tipos de compuestos y sus propiedades:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Compuestos iónicos. - Compuestos polares. - Compuestos no polares. <p>Fuerzas de Interacción Molecular:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Fuerzas de Dispersión. - Dipolo-Dipolo. - Puente de Hidrógeno. - Ión - Dipolo. - Ión - Ión. 	<p>Aplicación de la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) para predecir la geometría de moléculas sencillas.</p> <p>Construcción de moléculas sencillas utilizando modelos moleculares (plásticos, foam, globos, etc.) para representar los diferentes tipos de geometrías.</p> <p>Determinación de la naturaleza iónica, polar o no polar de compuestos en función de los tipos de enlace y la geometría molecular.</p> <p>Identificación del tipo de compuesto mediante experiencias de laboratorio en las que se evidencien sus respectivas propiedades.</p> <p>Explicación de las propiedades de los compuestos en función de las interacciones que estas presentan.</p>	<p>Valoración de la importancia de la geometría molecular para determinar la naturaleza polar o apolar de un compuesto.</p> <p>Reconocimiento de ejemplos de compuestos iónicos, polares y no polares con utilidad industrial e importancia biológica.</p> <p>Valoración de la importancia de las fuerzas intermoleculares para comprender las propiedades de un compuesto.</p>	<p>Aplica las reglas del octeto y del duplete para escribir fórmulas de Lewis y la teoría RPECV para predecir la geometría de ejemplos de moléculas.</p> <p>Distingue los tipos de geometría molecular y construye modelos para representar las formas de ejemplos de moléculas.</p> <p>Identifica mediante talleres y experimentos el tipo de compuesto en función de sus propiedades.</p> <p>Distingue las diversas fuerzas de interacción existentes en algunos ejemplos de compuestos.</p> <p>Sustenta las implicaciones de las interacciones moleculares en el comportamiento de las biomoléculas y de compuestos del entorno.</p>	<p>Resolución de problemas sobre geometría molecular.</p> <p>Talleres grupales o laboratorios sobre construcción de moléculas utilizando modelos moleculares de plásticos u otro material disponible.</p> <p>Proyecto sobre construcción de moléculas importantes en productos de consumo diario o de interés biológico utilizando modelos moleculares.</p> <p>Taller sobre determinación del tipo de compuesto según sus enlaces y su geometría.</p> <p>Laboratorio donde se evidencie el comportamiento de los compuestos y su relación con los tipos de enlaces presentes.</p> <p>Proyecto donde se investigue y explique la naturaleza polar o no polar de biomoléculas y otros compuestos importantes.</p>



ÁREA2: MATERIA ENERGÍA Y SUS CAMBIOS/EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende conceptos y reglas de nomenclatura química para formular, nombrar e identificar compuestos inorgánicos.
- Identifica y nombra compuestos a partir de la fórmula y escribe las mismas a partir de un determinado sistema de nomenclatura.
- Valora la importancia del uso de la formulación y la nomenclatura inorgánica como herramienta indispensable para la escritura de ecuaciones químicas.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Bases para la Nomenclatura Inorgánica:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Número de oxidación. - Nomenclatura de iones: - Monoatómicos - Poliatómicos <p>-Lista de cationes y aniones más comunes</p> <p>- Reglas de formulación</p> <p>Sistema de Bases para la Nomenclatura Inorgánica:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Número de oxidación. <p>Nomenclatura de iones:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Monoatómicos - Poliatómicos - Lista de cationes y aniones más comunes. - Reglas de formulación. - Sistema de 	<p>Determinación del número de oxidación de los átomos en iones poli atómicos y en compuestos.</p> <p>Aplicación de las reglas de la IUPAC para formular y nombrar compuestos.</p> <p>Clasificación de los diferentes compuestos inorgánicos según la cantidad de elementos y los grupos funcionales presentes.</p>	<p>Reconocimiento de la Formulación y la nomenclatura de compuestos inorgánicos como base para la comprensión de temas posteriores.</p> <p>Valoración la importancia de los compuestos inorgánicos en productos del entorn.</p>	<p>Identifica de forma gráfica, oral y escrita, de una serie de iones, los diferentes cationes y aniones más usados.</p> <p>Nombra de forma oral y escrita, compuestos inorgánicos, basándose en las reglas de la IUPAC.</p> <p>Identifica compuestos inorgánicos a partir de sus respectivas fórmulas químicas.</p>	<p>Dictados de iones y de fórmulas de compuestos inorgánicos utilizando los diversos sistemas de nomenclatura.</p> <p>Prácticas de escritura de fórmulas y nomenclatura de compuestos según las diferentes reglas de la IUPAC.</p> <p>Talleres grupales en los que se identifique, formule y nombre los diversos tipos de compuestos inorgánicos.</p> <p>Recopilación de etiquetas de productos con nombres de sustancias químicas para identificarlos y nombrarlos según las reglas de la IUPAC.</p>



ÁREA 3: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende conceptos y procedimientos necesarios para resolver problemas de estequiometría a partir de fórmulas químicas.
- Aplica conceptos y procedimientos para realizar cálculos de cantidades de masa, moles y partículas utilizando símbolos y fórmulas químicas.
- Valora la importancia del dominio de la estequiometría a partir de fórmulas químicas como base para el desarrollo de otros temas.
- Comprende la relación entre reacciones y ecuaciones químicas, identificando sus evidencias y los diversos tipos de reacciones químicas.
- Aplica el principio de conservación de la materia y diversos métodos para completar y ajustar ecuaciones químicas.
- Reconoce situaciones del contexto y de la vida cotidiana en las que se manifiestan diferentes tipos de reacciones químicas.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Estequiometría de fórmulas:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Conceptos de mol, masa molar, volumen molar y número de Avogadro. - Porcentaje de composición. - Fórmula empírica y fórmula verdadera: • A partir del porcentaje de composición. • A partir de datos de análisis por combustión. <p>Reacciones químicas:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Definiciones de reacción, ecuación, reactivos, productos, etc. - Tipos básicos de reacciones químicas: • Combinación o síntesis. • Descomposición o análisis. • Simple desplazamiento. • Doble desplazamiento. • Neutralización. • Oxidación-Reducción. <ul style="list-style-type: none"> - Métodos para el balance de ecuaciones de oxidación-reducción. - Reacciones químicas en nuestro entorno: • En los seres vivos. • En la atmósfera. • En la industria. 	<p>Cálculo de las cantidades de moles, gramos, volumen y cantidad de partículas (átomos, iones y moléculas).</p> <p>Determinación del porcentaje de composición a partir de la fórmula de un compuesto.</p> <p>Determinación del porcentaje de composición, la Fórmula Empírica y la Fórmula Verdadera aplicando cálculos estequiométricos.</p> <p>Identificación de las partes de la ecuación química y de los diversos tipos de reacciones químicas.</p> <p>Aplicación del principio de conservación de la materia para completar reacciones y de diversos métodos para balancear ecuaciones químicas.</p>	<p>Valoración de la utilidad de la estequiometría para el cálculo de cantidades de sustancias implicadas en procesos biológicos, industriales y en productos de uso cotidiano.</p> <p>Valoración de la importancia de las reacciones químicas en procesos biológicos, industriales, atmosféricos y otras situaciones del entorno.</p>	<p>Aplica los diferentes procedimientos estequiométricos para calcular el porcentaje de composición, así como la fórmula empírica y la fórmula verdadera de un compuesto.</p> <p>Relaciona los cálculos de estequiometría de fórmulas con la escritura correcta de compuestos químicos.</p> <p>Identifica de forma gráfica y oral, las partes de una ecuación química y los tipos de reacciones existentes.</p> <p>Completa ecuaciones químicas según los tipos de reacciones existentes y las ajusta aplicando diversos métodos de balance.</p> <p>Identifica ejemplos de reacciones químicas mediante experiencias en el laboratorio y la observación del entorno.</p> <p>Reconoce la importancia de las ecuaciones químicas para la representación y comprensión de procesos biológicos, industriales, atmosféricos y otras situaciones del entorno.</p>	<p>Estudios de casos en los que se requiera aplicar estequiometría de fórmulas para identificar compuestos y/o conocer la composición química de una sustancia para su elaboración.</p> <p>Desarrollo de problemas donde se establezca la determinación y la relación entre la fórmula empírica y la verdadera.</p> <p>Talleres sobre identificación de los tipos de reacciones, la predicción de sus productos y el ajuste de sus ecuaciones.</p> <p>Laboratorios para identificar las evidencias de los diferentes tipos de reacciones químicas.</p> <p>Análisis de problemas, estudios de casos e investigaciones sobre las implicaciones de las reacciones químicas en los seres vivos y el entorno.</p> <p>Pruebas escritas sobre identificación de los tipos de reacciones y el balance de ecuaciones químicas.</p>



ÁREA 4: TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende conceptos y procedimientos requeridos para realizar cálculos estequiométricos a partir de ecuaciones balanceadas.
- Realiza cálculos estequiométricos de reactivos y productos a partir de ecuaciones químicas balanceadas.
- Valora la importancia de la aplicación de la estequiometría de reacciones en el laboratorio, el análisis químico, proceso industriales y en el entorno.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Estequiometría de reacciones:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Conceptos de: <ul style="list-style-type: none"> • Razones molares • Reactivo limitante • Reactivo en exceso • Porcentaje de • Rendimiento de en una reacción - Algoritmos y factores de conversión implicados en la resolución de cálculos estequiométricos a partir de ecuaciones químicas (masa, mol y volumen de reactivos y productos). 	<p>Resolución de cálculos estequiométricos relacionados con cantidad de moles, gramos y partículas a partir de ecuaciones balanceadas.</p> <p>Aplicación de la estequiometría de reacciones en:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Experiencias de laboratorio. • Estudios de casos e investigaciones sobre reacciones en los seres vivos, la industria y el ambiente. 	<p>Valoración de la importancia de conocer las cantidades de reactivos y productos que intervienen en reacciones que ocurren en los seres vivos, la industria y el ambiente.</p>	<p>Calcula en forma individual y grupal, cantidades de reactivos y de productos que intervienen en una reacción.</p> <p>Determina, en forma individual y grupal, el reactivo limitante, el reactivo en exceso y el porcentaje de rendimiento de una reacción.</p>	<p>Desarrollo individual de problemas sobre cálculo de cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química.</p> <p>Talleres grupales sobre diversos tipos de problemas de estequiometría de reacciones.</p> <p>Laboratorio donde se determine las cantidades de productos y reactivos implicados en las reacciones químicas.</p> <p>Estudio de caso para determinar el porcentaje de rendimiento de reacciones que ocurren en la industria y su implicación en los costos de la misma.</p>



ÁREA 5: CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Interpreta el comportamiento de los gases en función de la teoría cinética y de las leyes de los gases.
- Aplica las leyes de los gases para resolver problemas reales y simulados.
- Valora la importancia de la aplicación de las leyes de los gases para la comprensión de fenómenos observados en el laboratorio y en el entorno.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Estado gaseoso:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Teoría cinética de los gases - Unidades de presión, volumen y temperatura - Propiedades de los gases: • Expansión • Forma • Volumen • Compresibilidad • Presión • Densidad • Miscibilidad <p>- Leyes de los Gases:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Boyle-Mariotte • Charles • Gay-Lusaac • Avogadro (volumen molar). • Ecuación del gas Ideal • Ley de Graham (efusión del gas). • Dalton (presiones parciales) • Problemas de aplicación de estas leyes. <p>- Problemas atmosféricos derivados de la emisión de gases contaminantes.</p>	<p>Interpretación del comportamiento de los gases en función de la teoría cinética molecular.</p> <p>Comprobación de las propiedades y de las leyes de los gases mediante experiencias de laboratorio.</p> <p>Representación gráfica del comportamiento de los gases a través de videos, simulaciones o software educativo.</p> <p>Desarrollo de problemas de aplicación de las diferentes leyes.</p> <p>Investigación y discusión sobre los grandes problemas atmosféricos actuales derivados de la emisión de gases contaminantes.</p>	<p>Reconocimiento de la importancia de los gases en función de su utilidad para la vida, la industria y sus repercusiones en el ambiente.</p> <p>Sensibilización sobre los problemas atmosféricos que se derivan de la emisión de gases contaminantes.</p>	<p>Utiliza los términos y conceptos relacionados con la teoría cinética de los gases, de forma oral y escrita, para explicar el comportamiento de los gases.</p> <p>Resuelve problemas aplicando las leyes de los gases mediante prácticas individuales, grupales y experimentos de laboratorio y simulaciones a través de software.</p> <p>Relaciona la aplicación de las propiedades y las leyes de los gases con situaciones propias del entorno.</p>	<p>Análisis de lectura donde se discutan las propiedades de los gases.</p> <p>Laboratorio donde se apliquen y expliquen las propiedades de los gases.</p> <p>Prueba escrita donde se discutan y listen las propiedades de los gases.</p> <p>Estudio de caso donde se apliquen las propiedades de los gases en beneficio del ser humano y/o del entorno.</p> <p>Proyecto de investigación donde se evidencie la aplicación de las propiedades de los gases.</p> <p>Prueba escrita sobre problemas de aplicación de las leyes de los gases.</p>



ÁREA1: ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Vincula la estructura, la naturaleza de los enlaces y las fuerzas de interacción con los estados de agregación en que se presentan las sustancias químicas en la naturaleza.
- Valora la importancia de las propiedades del agua como compuesto indispensable para la vida.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
-Líquidos y Sólidos: <ul style="list-style-type: none"> • Teoría cinética molecular aplicada a los líquidos y a los sólidos. • Propiedades de los líquidos. • El agua un líquido con propiedades especiales. • Propiedades de los sólidos. • Tipos de sólidos. 	Descripción de las propiedades de líquidos y sólidos en función de la teoría cinética molecular y de su organización estructural. Identificación de ejemplos de líquidos polares y no polares; así como de sólidos iónicos, moleculares y de red covalente. Comprobación experimental de las propiedades de líquidos y sólidos.	Valoración de la importancia de las propiedades del agua que la hacen indispensable para la vida. Interés por la conservación de los recursos hídricos. Reconocimiento de la utilidad de sustancias en estados líquido y sólido en nuestra vida diaria.	Sustenta, de forma oral y escrita, el comportamiento de líquidos y sólidos en función de la teoría cinética molecular y de las fuerzas de interacción presentes. Identifica las propiedades de líquidos y sólidos con importancia industrial o de uso cotidiano. Reconoce la importancia de las propiedades del agua y su relación con su utilización a nivel in	Investigación Bibliográfica y en el contexto sobre identificación de propiedades de líquidos y sólidos. Laboratorios sobre comprobación de propiedades de líquidos y sólidos. Pruebas escritas sobre las propiedades de líquidos y sólido



ÁREA1: ENLACEQUÍMICOYESTADOSDEAGREGACIÓN DELAMATERIA/CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOSDEAPRENDIZAJE:

- Comprende el comportamiento de las disoluciones en función de las propiedades de los estados en que se presentan y de su composición química.
- Aplica cálculos y procedimientos de laboratorio para determinar la concentración de las disoluciones utilizando diversas unidades.
- Valora la utilidad de las disoluciones en diversas áreas de nuestra vida cotidiana, en la industria y en el entorno.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Disoluciones:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Soluto y disolvente. - Tipos de disoluciones. - Solubilidad y factores que la afectan. -Proceso de disolución. -Velocidad de disolución y factores que la afectan - Concentración de las disoluciones: <ul style="list-style-type: none"> • Fracción molar. • Concentración molar (Molaridad). • Molalidad • Normalidad. • Unidades trazas (ppm, ppb). • Inter conversión de unidades. • Preparación, dilución y valoración de disoluciones. -Propiedades coligativas: <ul style="list-style-type: none"> • Aumento de la presión de vapor. • Aumento del punto de ebullición. • Descenso del punto de congelación. • Presión osmótica. 	<p>Descripción de los componentes de las disoluciones, de las interacciones y cambios energéticos implicados en el proceso de disolución.</p> <p>Identificación de tipos de disoluciones según los estados de agregación y la proporción soluto- disolvente.</p> <p>Cálculos de las unidades de concentración. Determinación de la concentración de disoluciones mediante su preparación, dilución y valoración.</p> <p>Comprobación experimental de las propiedades coligativas.</p>	<p>Reconocimiento la utilidad de las disoluciones en la vida diaria identificando ejemplos de las mismas.</p> <p>Valora las aplicaciones de las propiedades coligativas en nuestra vida cotidiana.</p>	<p>Describe de forma Oral y escrita, el comportamiento de las disoluciones en función de las interacciones soluto-disolvente y de su composición.</p> <p>Realiza cálculos para determinar y expresar la concentración de disoluciones utilizando diferentes unidades de concentración.</p> <p>Prepara y valora disoluciones en el laboratorio aplicando los cálculos y los procedimientos pertinentes.</p> <p>Identifica ejemplos del contexto en los que se manifiestan las propiedades coligativas de las disoluciones.</p>	<p>Investigación Bibliográfica y en el contexto sobre identificación de tipos de disoluciones.</p> <p>Talleres grupales sobre resolución de problemas que impliquen cálculos de unidades de concentración.</p> <p>Laboratorios sobre preparación - valoración de disoluciones y sobre propiedades coligativas.</p> <p>Pruebas escritas sobre cálculos de unidades de concentración y sobre propiedades coligativas.</p>



ÁREA2: MATERIA, ENERGÍA Y SUS CAMBIOS/ TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende aspectos termodinámicos relacionados con las variaciones de energía y entropía de procesos físicos y químicos que ocurren en el entorno.
- Aplica cálculos y procedimientos de laboratorio para calcular calores de reacción y de disolución.
- Valora las implicaciones de los cambios energéticos que ocurren en el entorno tomando conciencia sobre el ahorro de energía y la conservación de los recursos naturales.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Transformaciones de energía:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Conceptos de entalpía, energía libre y entropía. -Leyes de la termodinámica. -Procesos endotérmicos y exotérmicos. -Calores de reacción y de formación. -Calorimetría. -Procesos endergónicos y exergónicos. -Aspectos energéticos de reacciones importantes para la vida y en el contexto: <ul style="list-style-type: none"> • Valor energético de los alimentos (Calorías) • Glucólisis • Fotosíntesis • Combustión 	<p>Descripción de los cambios de entalpía, energía libre y entropía de procesos químicos importantes.</p> <p>Resolución de problemas sobre cálculos de calores de reacción, calorimetría, cambios de entalpía, energía y entropía.</p> <p>Determinación experimental de los calores de reacción.</p> <p>Análisis del valor energético de los alimentos.</p>	<p>Valoración de la importancia de los cambios energéticos que ocurren en reacciones importantes para la vida y en la industria.</p> <p>Interés por la conservación de los recursos naturales y el ahorro energético.</p> <p>Sensibilización sobre la importancia de una ingesta moderada de calorías a través de los alimentos que consumimos.</p>	<p>Identifica ejemplos de procesos endotérmicos, exotérmicos, endergónicos y exergónicos en el contexto.</p> <p>Realiza cálculos para determinar calores de reacción, cambios de entalpía, cambios de energía libre y cambios de entropía.</p> <p>Aplica cálculos y procedimientos para determinar calores de reacción mediante experiencias de laboratorio.</p> <p>Compara el contenido energético de productos alimenticios y opta por un consumo adecuado de calorías.</p>	<p>Investigación Bibliográfica y en el contexto para identificar procesos importantes para la obtención de energía en los seres vivos y en las industrias.</p> <p>Talleres grupales sobre resolución de problemas que impliquen cálculos de entalpía, energía libre y entropía.</p> <p>Laboratorios sobre determinación de los calores de reacción.</p> <p>Pruebas escritas sobre cálculos de variaciones de entalpía, energía libre y entropía de reacciones.</p>



ÁREA: CINÉTICAMOLECULAR/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende aspectos cinéticos relacionados con las velocidades y mecanismos de las reacciones químicas que ocurren en el entorno.
- Valora las implicaciones de la cinética química en procesos químicos que ocurren en los seres vivos y en el entorno.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Cinética de las reacciones químicas:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Velocidad de reacción. - Ley de la velocidad. - Mecanismo y orden de reacción. - Factores que afectan la velocidad de las reacciones. - Catálisis homogénea, heterogénea y enzimática. - Cinética de las reacciones atmosféricas. - Cinética de las enzimas. 	<p>Determinación de la velocidad, mecanismo y orden de una reacción.</p> <p>Comprobación experimental de los factores que afectan la velocidad de las reacciones.</p> <p>Investigación sobre la cinética de reacciones químicas importantes para la vida y en el entorno: destrucción de la capa de ozono, formación del smog foto químico y la catálisis enzimática.</p>	<p>Valora las implicaciones de las velocidades y los mecanismos de reacciones que ocurren en los seres vivos y en el entorno.</p>	<p>Describe, de forma oral y escrita, los factores que afectan la velocidad de las reacciones.</p> <p>Identifica los efectos de los factores que afectan la velocidad de reacción mediante ejemplos del contexto.</p> <p>Explica y representa, de forma oral y escrita, los efectos de los factores que afectan la velocidad de reacción según los resultados obtenidos en el laboratorio.</p> <p>Resuelve problemas sobre determinación del orden, el mecanismo y la ecuación de velocidad de reacciones químicas sencillas.</p>	<p>Experimentación en el Contexto y en el laboratorio para comprobar los diversos factores que afectan la velocidad de las reacciones.</p> <p>Talleres grupales sobre determinación de la velocidad y el orden de reacciones químicas.</p> <p>Laboratorio sobre los factores que afectan la velocidad de las reacciones.</p> <p>Informe y sustentación de Investigación sobre la cinética de reacciones químicas importantes para la vida y en el entorno.</p> <p>Pruebas escritas sobre factores que afectan la velocidad, determinación de la velocidad y el mecanismo de reacción.</p>



ÁREA: CINÉTICAMOLECULAR/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende aspectos relacionados con las reacciones químicas reversibles y el equilibrio químico.
- Aplica el principio de Le Chatelier y de acción de masas para determinar las concentraciones de reactivos y productos en reacciones reversibles.
- Valora la importancia del equilibrio químico por sus implicaciones en reacciones importantes que ocurren en el contexto.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Equilibrio Químico:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Reacciones Reversibles. -Principio de Le Chatelier. -Equilibrio homogéneo y heterogéneo. - Ley de acción de las masas. -Constante de Equilibrio -Equilibrio de reacciones en fase gaseosa. -Equilibrio iónico. -Equilibrio de solubilidad. <ul style="list-style-type: none"> • Constante del Producto de Solubilidad (Kps). • Cálculos de Solubilidad. - Cálculos relacionados con la Constante de Equilibrio: <ul style="list-style-type: none"> • Valor de la Constante • Cálculos de las Concentraciones de Equilibrio • Concentraciones de equilibrio a partir de las concentraciones de inicio. 	<p>Predicción del desplazamiento del equilibrio químico en función del principio de Le Chatelier.</p> <p>Cálculos de la constante de equilibrio y de las concentraciones de equilibrio.</p> <p>Comprobación experimental del principio de Le Chatelier.</p>	<p>Valoración de las implicaciones de las reacciones reversibles en la industria y en el entorno.</p>	<p>Identifica ejemplos de reacciones químicas reversibles que ocurren en el contexto.</p> <p>Predice de forma oral y escrita, el desplazamiento de una reacción en equilibrio aplicando el principio de Le Chatelier.</p> <p>Interpreta, mediante explicaciones y representaciones, los efectos de las variaciones de las condiciones de reacción sobre un sistema previamente en equilibrio.</p> <p>Resuelve problemas sobre cálculos de las concentraciones de equilibrio.</p>	<p>Laboratorio sobre comprobación del principio de Le Chatelier.</p> <p>Talleres grupales sobre resolución de problemas relacionados con la constante y las concentraciones de equilibrio.</p> <p>Pruebas escritas sobre principio de Le Chatelier y cálculos de concentraciones de equilibrio.</p>



ÁREA: ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA / TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende el comportamiento de los ácidos y las bases en función de las diversas teorías ácido-base.
- Aplica las teorías ácido-base, así como el equilibrio químico, para resolver problemas relacionados con ácidos y bases fuertes y débiles.
- Valora la importancia de los ácidos y las bases en los sistemas vivos, en los procesos industriales y en el entorno.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Equilibrio Ácido -Base:</p> <p>-Definiciones de ácido y de Base.</p> <p>-Teorías Ácido- Base.</p> <p>-Auto ionización del agua.</p> <p>-Escala de pH.</p> <p>- Concentraciones de iones hidronio e hidróxido.</p> <p>-Ácidos Fuertes y Débiles.</p> <p>-Bases Fuertes y Débiles.</p> <p>-Constantes de Acidez y de Basicidad.</p> <p>- Efecto del ion común.</p> <p>-Soluciones Amortiguadoras o Buffers.</p> <p>-Importancia de los sistemas amortiguadores de la sangre: $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$</p> <p>-Titulaciones o valoraciones ácido-base</p>	<p>Clasificación de sustancias aplicando las diversas teorías ácido-base.</p> <p>Cálculos de la concentración de iones hidrógeno e hidróxido, pH y grado de disociación de ácidos y bases.</p> <p>Determinación experimental del pH de disoluciones Utilizando diferentes indicadores.</p> <p>Descripción de los principales sistemas amortiguadores de la sangre.</p> <p>Titulación o valoración de disoluciones mediante reacciones ácido-base.</p> <p>Preparación de soluciones amortiguadoras en el laboratorio.</p>	<p>Reconocimiento de la importancia de los ácidos y las bases en los sistemas vivos, en la industria y en el entorno.</p> <p>Valoración de la importancia de los sistemas amortiguadores en los seres vivos.</p>	<p>Identifica ejemplos de ácidos y bases del contexto en función de las teorías estudiadas.</p> <p>Realiza cálculos de pH, concentración de iones hidrogeno e hidróxido y porcentaje de ionización de ácidos y de bases.</p> <p>Interpreta, mediante explicaciones y representaciones, el comportamiento de ácidos y bases aplicando las teorías estudiadas.</p> <p>Aplica cálculos y procedimientos para preparar soluciones amortiguadoras y para valorar disoluciones en el laboratorio.</p>	<p>Talleres grupales sobre identificación de pares ácido-base conjugada y sobre cálculos de pH de disoluciones de ácidos y de bases.</p> <p>Pruebas escritas sobre las teorías ácido-base y cálculos de pH, concentración de iones y porcentaje de ionización.</p> <p>Laboratorios sobre determinación de pH, preparación de buffer y titulación ácido-base.</p>



ÁREA: EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA/ENLACE QUÍMICO Y ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

- Comprende las bases estructurales y de nomenclatura de compuestos orgánicos que rigen su formulación y nomenclatura.
- Aplica las reglas de formulación y de nomenclatura de la IUPAC para identificar, formular y nombrar compuestos orgánicos.
- Valora la importancia de los compuestos orgánicos en virtud de sus diversas aplicaciones industriales y por las moléculas orgánicas que son esenciales para la vida.

CONTENIDOS			INDICADORES DE LOGRO	ACTIVIDADES SUGERIDAS DE EVALUACIÓN
CONCEPTUALES	PROCEDIMENTALES	ACTITUDINALES		
<p>Bases de la Química Orgánica:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Tipos de enlaces del carbono. - Hibridaciones del carbono. - Geometría de los enlaces del carbono. - Familias de Hidrocarburos alifáticos: <ul style="list-style-type: none"> • Alcanos • Alquenos • Alquinos - Hidrocarburos aromáticos: <ul style="list-style-type: none"> • Benceno • Derivados mono, di y tris sustituidos del benceno. - Derivados de los hidrocarburos: <ul style="list-style-type: none"> • Halogenuros de alquilo. • Alcoholes • Éteres • Compuestos carboxílicos • Ácidos carboxílicos. • Esteres • Amidas • Aminas Monómeros constituyentes de las Biomoléculas: <ul style="list-style-type: none"> • Aminoácidos. • Monosacáridos y disacáridos. • Triglicéridos. • Bases nitrogenadas. 	<p>Grupos funcionales mediante experiencias de laboratorio.</p> <p>Descripción de los grupos funcionales de las principales familias de Biomoléculas.</p> <p>Investigación - exposición sobre moléculas orgánicas importantes para la vida.</p>	<p>Valora las aplicaciones de los compuestos orgánicos en la industria y en la vida cotidiana.</p> <p>Interés por mantener una ingesta adecuada de alimentos que contengan las principales moléculas indispensables para la vida.</p>	<p>Identifica ejemplos de compuestos orgánicos según los grupos funcionales de las principales familias de hidrocarburos y sus derivados.</p> <p>Escribe fórmulas de compuestos orgánicos a partir de sus respectivos nombres aplicándolas normas de nomenclatura de la IUPAC.</p> <p>Nombra compuestos orgánicos a partir de sus respectivas fórmulas aplicando las normas de nomenclatura de la IUPAC.</p> <p>Identifica ejemplos de compuestos pertenecientes a las familias de Biomoléculas estudiadas.</p>	<p>Talleres grupales sobre identificación, formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos.</p> <p>Pruebas escritas sobre identificación, formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos.</p> <p>Laboratorios sobre identificación de grupos funcionales de compuestos orgánicos.</p> <p>Informe y sustentación de investigación sobre moléculas orgánicas con importancia biológica.</p>



Colofón
