



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA



Ingeniería Química

Ciclo Básico

Manual de Laboratorio de Ciencia Básica I

Primer semestre

Fecha de aprobación: 27/07/2022

Vigente hasta: 27/07/2025



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	1/237

MANUAL PARA LA CARRERA DE INGENIERÍA QUÍMICA Segunda edición 2008 (Versión 0)

Autor Principal:

Q. Jorge Rivas Montes

Profesores Participantes:

Q.F.B. Georgina Rosales Rivera

Q. Patricia fuentes Velázquez

Colaboradores con experimentos:

I.Q. Enrique Gil Flores 

I.Q. Eduardo Loyo Arnaud

I.B.Q. Alfredo Reyna Pineda

Q.F.B. José Ponce Guerrero





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	2/237

Profesores colaboradores de la revisión, reestructuración y actualización de la versión 1

Dr. Fausto Calderas García
Q.F.B Juan Jaime Nava Martínez
I.Q Dominga Ortiz Bautista
Dra. Ana Lilia Maldonado Arellano
Mtra. Antonia Guillermina Rojas Fernández
Dra. Margarita Cantú Reyes
I.Q. Rocío Lujá Hernández
Q.F.B. Sergio Cruz Ortíz
I.Q. Mario Barroso Moreno
I.Q. Luis Manuel Pérez Pérez
I.Q. María Alejandra Valentán González
Dra. Elisa Blanca Viñas Reyes

Coordinación del trabajo

M. en C. Pedro Lavias Hernández
I.Q. Andrea Hernández Fernández
Dra. Ana Lilia Maldonado Arellano

Responsable de la edición electrónica

Dra. Ana Lilia Maldonado Arellano



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	3/237

CONTENIDO BREVE

	Página
Preámbulo	4
El laboratorio de Ciencia Básica I	5
Metodología de trabajo	7
Reglamento interno de laboratorio	8
Material de laboratorio	13
Métodos de laboratorio	13
Unidad 1. Método experimental	14
Unidad 2. Registro y manejo de datos experimentales	49
Unidad 3. Estequiometría	122



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	4/237

PREÁMBULO

El presente manual está destinado a los alumnos que cursan el primer semestre de la carrera de Ingeniería química (IQ) como inicio de sus estudios profesionales en la Universidad Nacional Autónoma de México, y particularmente en la Facultad de Estudios Superiores (FES Z), plantel Zaragoza. Los temas en él expuestos apoyan al programa del laboratorio de primer semestre en la carrera de Ingeniería Química.

Uno de los propósitos del manual es proporcionar a los alumnos, por un lado, síntesis de temas que no se estudian en ninguna asignatura de teoría, tal como la medición, sus errores, la representación gráfica de datos en escalas lineales y no lineales, etcétera, o que por su extensión requieren la consulta de muchos libros. Por otro, se introduzca a temas complementarios que refuerzan a los estudiados por ejemplo en Química I, como la estequiometría, cuya aplicación en el laboratorio es fundamental; finalmente que estudie por sí solo temas sin necesidad de recurrir a clases ortodoxas.

Es oportuno mencionar que los conceptos que abarcan los diferentes temas del manual no pretenden sustituir a los libros de texto y de consulta, más bien, deben considerarse como una introducción al marco teórico que le servirá de base para su proyecto experimental, el cual se completará con la revisión en otros libros.

Los temas incluidos en el manual, en algunos casos primero se estudiarán en el laboratorio desde el punto de vista teórico-práctico y servirán de antecedente a una o varias asignaturas de teoría. En otros casos, el laboratorio se apoyará y reforzará los conocimientos adquiridos en alguna asignatura de teoría. De esta forma, el binomio teoría y práctica se fortalecen mutuamente.

El manual, se ha estructurado en temas, los que proporcionarán a los estudiantes los conocimientos teóricos indispensables propios del laboratorio.

Después de la exposición de los temas que comprende el manual, se incluyen los protocolos de los experimentos que pueden realizarse en el laboratorio.

Atentamente
Q. Jorge Rivas Montes
Prof. de tiempo completo.
Laboratorio de Ciencia Básica



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	5/237

EL LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I

"Para llegar a la verdad, tenemos tres caminos principales: la observación de la naturaleza, la reflexión y la experimentación. La observación recoge los hechos, la reflexión los combina y el experimento verifica los resultados de la combinación" (Denis Diderot).

El laboratorio de Ciencia Básica I, es una asignatura teórico-práctica de observación y experimentación, entendida ésta como la asignatura por la cual el estudiante puede encontrar soluciones a los problemas planteados en el campus experimental, pero siempre enmarcadas dentro de los conocimientos adquiridos en la revisión bibliográfica, en las signaturas de teoría o en los derivados del experimento, porque este es también generador tanto de experiencias prácticas como de conocimientos. El laboratorio propicia la elaboración de trabajos experimentales en los que el estudiante observa, reflexiona, formula hipótesis, experimenta, critica, discute, interpreta y descubre conocimientos y aprende métodos y técnicas, guiadas por los lineamientos del método experimental.

El laboratorio consta de 10 créditos y se lleva diariamente durante dos horas. Alumno y profesor, trabajarán al amparo de la enseñanza activa y los experimentos estarán guiados por los postulados del método experimental. Al ser el laboratorio independiente de las demás asignaturas, posee su propio contenido y sus propios objetivos, pero vinculados en lo general con las otras asignaturas que se cursan en el primer semestre.

No es un laboratorio tradicional en el que el profesor explica las prácticas y los alumnos con base en un manual, realizan las prácticas repitiendo lo que está escrito en él. En su lugar es un laboratorio de corte metodológico teórico práctico, en el que se realizan experimentos en los que se reproduce un fenómeno bajo condiciones controladas para lograr la repetibilidad del experimento, de tal forma que se pueda sujetar a un examen riguroso, para determinar relaciones entre las variables o establecer los factores que los determinan o condicionan. Por ello el alumno al intervenir directamente en sus experimentos, participa activamente en ellos y además realiza actividades propias del quehacer científico como son el planteamiento de preguntas no triviales, la identificación de problemas, la revisión bibliográfica, el razonamiento inductivo y/o deductivo, la elaboración de hipótesis, la planeación y diseño de experimentos para contrastar las hipótesis, la observación y medición inseparables de éste, el registro y representación de datos y resultados, etcétera.

Para diseñar los experimentos, se designan actividades de investigación en los protocolos para tal efecto, mediante las cuales se incorpora al alumno a un proceso de elaboración del conocimiento. Las actividades experimentales constituyen el producto de la reflexión que se cristalizan en el proyecto del experimento.

El laboratorio pretende entonces proporcionarle al alumno los instrumentos teórico-prácticos y las bases científicas y metodológicas, que le permitan ampliar y perfeccionar sus



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	6/237

conocimientos en forma progresiva, continua y permanente al transferir sus experiencias a situaciones nuevas. En este sentido el laboratorio de ciencia básica junto con ser un elemento didáctico formativo representa un proceso de búsqueda y ordenación de nuevos conocimientos.

Químico Jorge Rivas Montes, profesor de tiempo completo del laboratorio de Ciencia
Básica y química analítica

Para lograr el éxito del laboratorio de corte metodológico se basará en la enseñanza activa, la cual tiene su esencia en la actividad cognoscitiva, las destrezas manuales y la afectividad que posee potencialmente el alumno y que para desarrollarla se requiere planear una serie de actividades equilibradas, guiadas, supervisadas y asesoradas oportuna y adecuadamente por el profesor, para que el estudiante logre su desarrollo integral. Es por ello que con la enseñanza activa, la actitud pasiva del estudiante se vuelve dinámica, desarrollando paralelamente actitudes positivas hacia el estudio, la búsqueda de la información, -la crítica y autocrítica, el espíritu de colaboración, la toma de decisiones y el enfrentamiento a situaciones nuevas. Con todo lo anterior, el estudiante gana confianza en sí mismo y está en posibilidad de resolver por sí mismo las situaciones que se le presenten en el transcurso de su aprendizaje.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	7/237

METODOLOGÍA DE TRABAJO

Bajo este nombre se designa al conjunto de actividades que orientan el trabajo de laboratorio, tanto para alumnos como para profesores.

El aprendizaje es entendido como un proceso, que por un lado se da a través del manejo de la información, reunida por el alumno, y por otro lado mediante el empleo de los métodos teórico-deductivos y empírico inductivo en el desarrollo de experimentos; el alumno se apropia del conocimiento. El papel del alumno se cambia de receptor pasivo por uno activo y por ende participativo, dinámico, emprendedor, crítico, creativo y cooperativo con el fin de desarrollar sus capacidades intelectuales, destrezas manuales y reforzar positivamente sus actitudes y valores frente al trabajo experimental.

La enseñanza será un proceso permanente de orientación, guía y facilitación del aprendizaje por parte del profesor, a fin de que el alumno realice su trabajo experimental. El papel del profesor es el de guiar y orientar las diferentes actividades que el alumno deberá realizar antes, durante y después de la experimentación. Tendrá siempre disposición para resolver las dudas de los alumnos, hacer sugerencias, recomendaciones y evaluará diariamente el desempeño del alumno. Asimismo, le informará al alumno de manera individual su avance o dificultades que el profesor ha detectado a fin de seguir avanzando y aprendiendo.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	8/237

I. REGLAMENTO INTERNO DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I, II y III

1. Es obligatorio trabajar con equipo de protección personal: bata de algodón y manga larga, limpia que cubra hasta la rodilla, lentes o goggles, guantes (si se requieren) y calzado cerrado, no zapatillas.
2. Portar vestimenta que cubra la mayor parte de su cuerpo (no short, no falda corta, pantalón sin orificios, sin joyería), con cabello recogido sin excepción, sin gorra.
3. Al inicio del semestre (la primera semana), el profesor junto con los alumnos deberá identificar las áreas de seguridad, de material roto, de depósito de residuos y también verificará el funcionamiento de instalaciones eléctricas, gas y agua. Así mismo deberá enseñar a los alumnos el manejo de equipos e instrumentos de laboratorio y el llenado de las bitácoras que utilizarán durante el semestre. En caso de alguna falla deberá reportarlo al coordinador del ciclo básico.
4. Registrar el uso del equipo de laboratorio en la bitácora correspondiente supervisado por el profesor.
5. Realizar la limpieza de su mesa de trabajo antes, durante y después de las actividades experimentales. Reportar al coordinador del ciclo básico y al Sistema de Gestión de la Calidad si el lugar se encontró sucio antes de iniciar el trabajo.
6. No trabajar fuera de horario o en otro laboratorio.
7. Prohibido comer, fumar e ingerir bebidas de cualquier índole dentro del laboratorio.
8. No llegar a laboratorio en estado inconveniente.
9. Solamente se podrá utilizar teléfono celular, computadora u otro dispositivo para realizar actividades propias de laboratorio con autorización del profesor(a) a cargo del grupo.
10. Durante la actividad experimental, el alumno podrá utilizar un locker para el resguardo de objetos personales (bolsa, mochila, libros) colocando su propio candado y desocuparlo al finalizar su horario de clase.
11. Se deberá consultar las hojas de seguridad y manejo de los reactivos que utilizará con la finalidad de conocer las propiedades físicas, químicas y tóxicas de los reactivos y productos que se generan.
12. La disposición de los residuos deberá realizarse en los espacios destinados para tal fin, identificados en color amarillo, portando la etiqueta de residuos químicos oficial, no utilizar envases de plástico de acuerdo con lo establecido en el procedimiento 06 del Sistema de Gestión de la Calidad.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	9/237

13. No realizar experimentos sin autorización y sin asesoría del profesor(a) a cargo del grupo.
14. No almacenar reactivos y/o sustraerlos para uso propio.
15. No quedarse con material sin la autorización del profesor. Prohibido quedarse con equipo de laboratorio.
16. Solicitar reactivos de acuerdo a los lineamientos del CERFyS.
17. Todas las anotaciones deberán registrarse en una bitácora personal.
18. Al finalizar el curso es obligación de los alumnos desocupar las gavetas en las fechas establecidas por el CERFyS, de lo contrario serán abiertas (rompiendo los candados); el material y pertenencias que se encuentren en éstas serán puestos a disposición del jurídico.
19. No permanecer en el laboratorio realizando cosas ajenas a los experimentos fuera del horario de clases. Los alumnos no podrán acceder al laboratorio fuera de su horario de clase.
20. La supervisión del profesor(a) incluye asegurarse de la entrega de material de su grupo.
21. Es responsabilidad de los alumnos y profesores revisar que los servicios como gas, energía eléctrica, agua, campanas de extracción, entre otros, al final de la clase queden debidamente cerrados o apagados y la limpieza de sus mesas de trabajo.
22. Apegarse a los lineamientos de seguridad e higiene en cuestión de salud vigentes (cubrebocas, guantes, gel antibacterial, lavado continuo de manos, etc.)
23. Lavarse las manos antes de abandonar el laboratorio.
24. Todas las actividades realizadas en los laboratorios deberán estrictamente apegarse a este reglamento.

II. DE LOS CAMBIOS DE GRUPO

1. Los cambios de grupo deberán ser oficiales.

III. DE LA ASISTENCIA

1. Existe una tolerancia para la entrada al laboratorio de 15 minutos como máximo.
2. Se requiere un 80% de asistencia.
3. El alumno que permanezca en el laboratorio sin trabajar será merecedor de inasistencia



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	10/237

IV. DEL USO DE LAS INSTALACIONES

1. Es responsabilidad de todos cuidar de la conservación y preservación de las instalaciones del laboratorio.
2. Los profesores que trabajan en un mismo laboratorio, están autorizados a llamar la atención a los alumnos que cometan desmanes y hagan mal uso de las instalaciones.
3. Los laboratorios son lugares de trabajo, no de juego.

V. DEL TRABAJO EN EL LABORATORIO

1. Nunca escudarse en lo que dicen o hacen los demás, para justificar actos
2. Usar las medidas de seguridad más adecuadas, de acuerdo a cada experimento, para evitar accidentes.
3. Para poder realizar un experimento, éste deberá ser revisado y autorizado por el profesor.
4. Para hacer uso correcto de la balanza analítica es indispensable usar siempre lo siguiente:
 - a) Brocha pequeña
 - b) Recipiente adecuado para pesar (vidrio de reloj o vasos de precipitados pequeños)
 - c) Espátula pequeña
 - d) Libreta para anotar
 - e) Trapo para asear el área de la balanza
5. La balanza analítica se empleará exclusivamente para pesar cantidades menores a 1 g, caso contrario, usar la granataria.
6. El laboratorio contará con una cubeta y/o tambo de arena para absorber la sustancia química. En caso de accidente y/o derrame y/o fuga el profesor a cargo del grupo consultará las medidas de emergencia establecidas en las hojas de seguridad y avisará al coordinador de ciclo básico y al responsable del CERFyS. En caso necesario acudir de inmediato al consultorio médico de campus II



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	11/237

VI. DEL PRÉSTAMO DEL MATERIAL

1. No se prestará material considerado como básico.
2. Para el préstamo de material de laboratorio es necesario que el alumno trámite su credencial correspondiente en el CERFyS.
3. Apegarse a las disposiciones del CERFyS y al Sistema de Gestión de la Calidad

VII. CRITERIOS DE EVALUACIÓN (LCBI, LCBII, LCBIII)

Para evaluar el profesor reunirá evidencias de los aprendizajes logrados por los alumnos, empleando los siguientes instrumentos:

- | | |
|------------------------------------|--------------|
| 1. Lista de control de actividades | 40 - 50% |
| 2. Exámenes Parciales | 10 - 30% |
| 3. Informes | 10 - 30% |
| 4. Otros | Hasta un 10% |

Lista de control de actividades:

Se evidencia con la bitácora del alumno o la lista control de actividades definidas por el profesor, se evalúa todo lo concerniente al trabajo práctico esto incluye, entre otras cosas, la aplicación del método experimental, el conocimiento teórico aplicado o generado en el experimento, la discusión de las actividades particulares de cada experimento, anteproyecto, cálculos, materiales, tareas, problemarios.

Exámenes Parciales:

Se realizará al final de cada unidad un examen parcial. Para presentar el examen parcial se deberá tener al menos el 80% de asistencia y aprobar el resto de los criterios de evaluación.

Se podrá presentar en reposición en el ordinario A o B el examen parcial no aprobado y solo representa el porcentaje de los criterios de evaluación.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	12/237

Informes:

En el informe escrito (impreso y/o digital) se evalúan: los resultados del trabajo experimental, su discusión y conclusiones finales. La elaboración del informe sigue los lineamientos de un artículo científico. Se realizará un informe por cada experimento realizado.

Otros.

En este apartado se podrán evaluar aquellas actividades que no estén contempladas en el rubro de la lista de control de actividades.

El uso de este criterio de evaluación quedará a consideración del profesor(a).

Observación

El profesor(a) asigna el porcentaje de cada rubro que sumados deberá corresponder al 100%, el alumno acredita el curso con una calificación mínima del 60% de cada uno de los criterios de evaluación.

Para obtener una calificación aprobatoria final, el alumno deberá aprobar cada uno de los criterios de evaluación en cada unidad.

VIII. DEL INFORME

1. El informe del trabajo experimental es individual sigue los lineamientos de un artículo científico, escrito a máquina o computadora y manuscrito.
2. El informe será calificado en términos de su contenido y no de su cantidad.
3. En caso de que el informe no tenga nota aprobatoria se tendrá que corregir para tener calificación aprobatoria.
4. Entregar el informe fuera de tiempo bajará su calificación.

IX. VARIOS

1. Cualquier problema que pudiera surgir en el desarrollo normal del curso, comunicarlo inmediatamente al coordinador del ciclo básico.

2. Cuando la apertura del inter laboratorio se demore más de lo razonable, comunicárselo inmediatamente al jefe de la coordinación de laboratorios (CERFyS)



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	13/237

MATERIAL DE LABORATORIO.

El alumno adquirirá el siguiente material, útiles y accesorios que se requieren para el óptimo desarrollo del trabajo experimental. Este material será guardado en una gaveta.

Cantidad	Descripción
1	Bata (preferentemente de algodón)
1	Lentes de seguridad
1	Gradilla
1	Embudo para filtración (Entre 6 y 8 cm de diámetro)
1	Pipeta de 250 ml
2	Jeringas (Una de plástico y una de Vidrio)
10	Tubos de ensayo (15X1.5 cm)
1	Probeta de 25 ml
2	vasos de precipitados de 100 ml
1	Vidrio de reloj de 6 cm de diámetro

MÉTODOS DE LABORATORIO.

Lo fundamental en la experimentación es pericia científica con la que se realiza el trabajo práctico, De aquí la necesidad de practicar los diferentes métodos involucrados en los diferentes experimentos, por lo que será necesario estudiar su fundamento, así como la forma correcta de realizarlos. El profesor cuidará de eliminar los errores que por falta de experiencia el alumno pueda cometer y hacer la corrección de inmediato.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	14/237

UNIDAD 1

MÉTODO EXPERIMENTAL

Q. JORGE RIVAS MONTES



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	15/237

CONTENIDO BREVE

1. Objetivos
2. Introducción
3. La ciencia
 - 3.1. Características
 - 3.2. Finalidades
 - 3.3. Clasificación
4. El método experimental
5. Etapas del método experimental
 - 5.1. Detección de un problema
 - 5.2. Delimitación del problema
 - 5.3. Elaboración y selección de la hipótesis
 - 5.4. Prueba de la hipótesis (Experimentación)
 - 5.5. Resultados
 - 5.6. Discusión y análisis de resultados
 - 5.7. Conclusiones
6. Informe de trabajo experimental
7. Bibliografía
8. Experimentos



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	16/237

1. OBJETIVOS

Al concluir el tema del método experimental, el alumno:

1.- Expresará oralmente y por escrito:

- a) El significado de la Ciencia
- b) Las características de la Ciencia
- c) Finalidades de la Ciencia
- d) Diferencias entre Ciencia formal y fáctica
- e) Importancia y utilidad del método experimental
- f) Cada una de las etapas del método experimental

2.- Identificará cada una de las etapas de la investigación experimental dados varios problemas concretos.

3.- Aplicará correctamente cada una de las etapas del método experimental a todo proceso de investigación que realice en el laboratorio.

4.- Utilizará en cualquier tipo de experimento una metodología de trabajo basada en el método experimental.

5.- Extraerá información objetiva de los experimentos, al desarrollar su capacidad de análisis,

6.- Consultará bibliografía específica para elaboración, información y/o contrastación de resultados.

7.- Elaborará informes de los experimentos realizados, siguiendo los lineamientos de un artículo científico.

8.- Valorará la importancia del método experimental al realizar cualquier clase de experimento.

9.- Realizará los experimentos indicados en esta unidad, a fin de aplicar el método experimental a situaciones concretas.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	17/237

2. INTRODUCCIÓN

Las metodologías científicas están sujetas a cambios continuos en los diversos campos del saber, y el éxito del investigador radica en su capacidad de descubrir caminos nuevos para la solución de sus problemas.

Alphonse Chapanis

Los avances y conquistas de la ciencia están a la vista de todos, basta mirar a nuestro alrededor para darnos cuenta de ello. Las aplicaciones de la ciencia en las diferentes ramas del saber tienen cada día más repercusión en la vida cotidiana de todos los seres humanos en las diferentes naciones. La ciencia pura, o básica, mejora y amplía cada vez más y sin cesar la imagen que se tiene de la naturaleza, desde el microcosmos hasta el macrocosmos. Cada día que transcurre aumenta el acervo científico desarrollado por la actividad de todos y cada uno de los científicos y es tan enorme que resulta menos que imposible disponer del suficiente tiempo para siquiera empaparse de todo el progreso científico.

Ahora cabe preguntarse si todo lo anterior surge espontáneamente o es producto del azar. Definitivamente que no; porque los hombres hacedores de la ciencia a través de sus múltiples experiencias han logrado elaborar un método de trabajo que en las ciencias como la Biología, Física y Química es esencialmente de índole experimental, en tanto que en otras, como la Matemática fundamentalmente parte de abstracciones racionales. En ambos casos, el método empleado ha llegado a ser la manera más eficaz de obtener explicaciones más confiables y por ende más satisfactorias.

El problema metodológico es antiguo. Nace con Sócrates y adquiere un lugar preponderante en la obra de Aristóteles. Su Órgano es ya una sistematización metodológica; pero nunca antes del Renacimiento había constituido el tema fundamental de todas las meditaciones.

El número de obras de carácter metodológico es, en este momento abrumador, además del Discurso del Método de Descartes y del Novum Organon, de F. Bacon, se pueden mencionar a otros personajes que contribuyeron a la metodología científica.

El método es la preocupación central de los filósofos y de los hombres de ciencia. El método ha de sustituir a la antigua autoridad del hombre; es preciso algo que de la seguridad de que el terreno que se pisa es fuerte y no se desmoronará, que garantice la perfecta validez de la investigación y además que, mediante sus reglas, toda inteligencia pueda llegar a obtener la verdad.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	18/237

El sentido actual que se da a la ciencia exige nuevas orientaciones y nuevos procedimientos, ligados todos íntimamente con la nueva forma de observar e interrogar a la Naturaleza. Los griegos a pesar de su encomiable espíritu científico no practicaron un método experimental que confirmara sus aseveraciones, porque era el trabajo práctico indigno para ellos y lo despreciaban, y decían que era propio de los esclavos.

Aunque algo del método experimental se vislumbra en los trabajos de Arquímedes. Los naturalistas pitagórico-platónicos fueron los verdaderos fundadores del moderno espíritu científico. Su obra representa la ruptura definitiva con la Edad Media.

3. LA CIENCIA

"Provisto de sus cinco sentidos, el hombre explora, en torno suyo el Universo ya esta aventura le llama Ciencia"

E, p. HLIbbble

En sus orígenes, la ciencia, para los pensadores griegos era interpretar a la naturaleza de acuerdo con su concepción del valor. Su criterio no era el propósito moral, sino la belleza; su interpretación estaba determinada por Su ideal estético de la elegancia, la perfección y la sencillez. Este período romántico de la ciencia se caracterizó porque el lenguaje científico fue siempre el modelo matemático y no se comprendió la posibilidad de un tipo de demostración que no fuera la deducción lógica de principios generales. Empero, el paso a la ciencia moderna supone una revolución intelectual unida con la nueva forma de ver la naturaleza. De aquí que, actualmente, la ciencia representa, más que una simple actividad cognoscente, una manera diferente de vivir y mirar al mundo y, de relacionarse creativamente con el universo. Así, para el filósofo inglés Bertrand Russell (1872-1970), ganador del Premio Nobel en 1950, la ciencia "es fundamentalmente conocimiento; y por convencionalismo, es un conocimiento de cierta clase, a saber, conocimiento que busca leyes generales que reúnan cierto número de hechos particulares. Poco a poco, sin embargo, el aspecto de ciencia como conocimiento, va resultando relegado al olvido al prevalecer el concepto de ciencia como capacidad de manipular la naturaleza". En cambio, para el biólogo Maefariane Burnet, también ganador del Premio Nobel, la ciencia es "la aplicación sistemática de acción inteligente para encontrar el medio más efectivo de satisfacer las necesidades y deseos humanos, con el requisito de que uno de los más significativos de estos -deseos es el adquirir el conocer la verdad de las cosas".

Para el profesor Wonfilio Trejo (Filosofía y Ciencia, ANUIES 1976), "la ciencia es, un sistema de conocimientos que abarca no sólo un conjunto de leyes empíricas mediante las cuales se aplican hechos y propiedades de hechos que pertenecen al dominio de la



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	19/237

observación y de la experimentación, sino también ciertos principios teóricos, o teorías, que se hallan en la base de las mismas leyes empíricas, que postulan entidades y procesos no directamente observables, y que explican en último término por qué los fenómenos observables -se comportan como lo establecen las leyes empíricas".

Como puede observarse, Bertrand Russell enfoca a la ciencia primero, en su concepción más pura, es decir, desde la etimología de la palabra que significa conocimiento y luego deja entrever el utilitarismo exagerado en el que están convirtiendo a la ciencia, al grado de manipular a la Naturaleza, sin fijarse, si la explotación irracional de la misma traerá consecuencias nocivas irreversibles a la humanidad. El biólogo Maefarine Burnet, también deja ver el utilitarismo de la ciencia, pero da como requisito que la ciencia como conocimiento, sea el fin y no el medio, El punto de vista de Wonfilio Trejo en cambio formula una concepción de la ciencia más inclinada a las ciencias experimentales.

En los tres casos, no se da una definición formal de la ciencia, pero a cambio de ello, se puede forjar una idea de la forma como se entiende a la ciencia en la actualidad y desde las diferentes disciplinas científicas. En los tres casos se relaciona a la ciencia con el conocimiento, empero, la ciencia no es sólo un cúmulo de conocimientos, sino también es una actitud responsable ante la Naturaleza, una actividad dinámica y creadora.

Es una multiplicidad de verdades provista de demostración; pero es requisito que este conjunto de verdades demostradas esté estrechamente vinculadas entre sí y sistemáticamente unidas.

De todo lo expuesto anteriormente se pueden desprender directamente las características más importantes de la ciencia.

3.1 CARACTERÍSTICAS DE LA CIENCIA

Una de las características esenciales de la ciencia es que empieza y acaba siempre en la realidad. Esto significa que parte de hechos reales, los respeta y siempre vuelve a ellos, o sea, al realizar un experimento, los resultados obtenidos no se modifican, se atiene a ellos el investigador y no los arregla para dar una explicación subjetiva, muy a la manera de éste o de acuerdo con sus intereses. Esto conduce inmediatamente a la objetividad de la ciencia.

La objetividad de la ciencia consiste en que los conocimientos obtenidos pertenezcan a la realidad, que no sean fantasías y por ende no dependan del sujeto ni de sus sentimientos, gustos, intereses, etc. y además que esos conocimientos expliquen el objeto de estudio satisfactoriamente.

La racionalidad, que es una característica predominante, se refiere a que los conceptos, ideas y/o experimentos deben apoyarse en juicios y raciocinios, y no meras suposiciones al



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	20/237

azar o imaginaciones. El que se apoye en juicios, y no en meros pensamiento, asegura el empleo de las reglas lógicas, lo que conducirá a mejores resultados.

La ciencia es sistemática, esto quiere decir que de ninguna manera es un agregado de información al azar o sin relación alguna o un ordenamiento meramente cronológico, sino más bien un sistema de proposiciones, hechos, teorías, etc., relacionados lógicamente entre sí, .

La ciencia es verificable, esto significa que las proposiciones, hipótesis, teorías, etc., son susceptibles de comprobarse, bien a través de la experimentación; como en el caso de la física, biología, química, o bien, a través de razonamientos lógicos, como en el caso de la matemática. El hecho de que la ciencia sea verificable conduce invariablemente a su falibilidad, es decir, que no está exenta de fallar. Otra característica de la ciencia es que es metódica y no casual. Los investigadores no realizan sus experimentos sin -orden, sino que deliberadamente los elaboran, es decir, saben lo que buscan y como encontrarlo, así el trabajo es menos errático y por ende más seguro.

El trabajo de investigación se apoya en conocimientos plenamente comprobados, o bien en la verificación de nuevos o recientes conocimientos. Es por eso que la investigación procede conforme a reglas y técnicas o métodos. El método que emplean las ciencias fácticas es el método científico, en algunas ocasiones llamado método experimental.

Una característica más es que la ciencia generaliza, esto quiere decir que una vez que se han realizado y verificado una serie de experimentos singulares, se extiende como conclusión la generalización del fenómeno estudiado partiendo de esos casos, sin olvidar por ello la falibilidad de la ciencia.

3.2 FINALIDAD DE LA CIENCIA

En términos generales, se puede decir que tres son las finalidades esenciales de la ciencia:

1. Comprender e interpretar el Universo, mediante la creación de modelos materiales e intelectuales y establecer las leyes que lo rigen. De esta forma capta el orden de los fenómenos y los hace inteligibles, da una explicación racional de ellos y los hace manejables una vez que conoce sus causas.
2. Buscar el bienestar del hombre a través de la ciencia, para librarlo paulatinamente de mitos y dogmas que lo amedrentan y empequeñecen; de esta forma el hombre se va ubicando más y mejor en este mundo que tiene por herencia y por ende será cada día más libre (determinar por sí mismo sus actos y deseos).



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	21/237

3. Encontrar el bienestar material con ayuda de la ciencia. De esta forma, el hombre ejerce su dominio sobre la naturaleza, se capacita para desarrollar y producir bienes materiales, transformar las actividades humanas y las relaciones sociales,

Como puede notarse estos tres aspectos cada día tienen mayor injerencia en el futuro de la humanidad y por tanto resulta oportuno no olvidar no solamente el cómo es, sino el cómo debería de ser la ciencia, porque esta es la única forma de que la ciencia y los hacedores de la ciencia tomen conciencia y hagan una verdadera ciencia comprometida, sin caer en el utilitarismo dogmático.

3.3 CLASIFICACIÓN DE LA CIENCIA

Las ciencias se pueden clasificar en formales (matemática, lógica) y fácticas o experimentales (física, química, biología, etc.) dependiendo del método empleado para probar sus hipótesis. Las ciencias formales, no recurren a la experimentación directa, no trabajan con hechos para probar la validez de sus enunciados, a cambio de ello emplean abstracciones racionales basados en la lógica. En cambio, las ciencias fácticas o experimentales comprueban la validez o falsedad de sus enunciados apelando a la experimentación directa.

Actualmente, las ciencias experimentales también se clasifican en puras o básicas y aplicadas. La ciencia pura o básica es la base del progreso científico, por ello se le atribuye el calificativo de "teórica" o "académica". Su objeto es la adquisición del conocimiento por el conocimiento mismo; la ciencia pura o básica no requiere justificación fuera de sí misma, su valor es intrínseco y la historia demuestra que la ciencia siempre llega a ser útil, a corto o a largo plazo, directamente por sus efectos culturales o indirectamente por sus posibles repercusiones en la tecnología.

La ciencia aplicada, en cambio, se ocupa de resolver problemas fuera de ámbito científico, pero relacionados con la industria. La ciencia aplicada es generada por la pura porque pone a su disposición todo lo que ella descubre y a su vez la aplicada origina la tecnología.

Esta resuelve problemas "ensamblando trozos" de conocimientos provenientes, casi siempre de disciplinas científicas muy diferentes.

La tecnología tiene por finalidad interconectar la investigación científica con la producción económica para producir y distribuir un bien o un servicio. Actualmente esto ha originado un mal entendido entre la ciencia y la tecnología, porque existe un interés desmedido por ésta, olvidando que la tecnología no es otra cosa que ciencia y que solo se distingue de la ciencia básica por su propósito eminentemente práctico.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	22/237

4. EL MÉTODO EXPERIMENTAL

En general, por método, se entiende el camino para llegar a un fin propuesto. En el ámbito científico, se dice que el método que emplea la ciencia para lograr el fin que se propone, es el llamado método científico. Así la matemática, la biología, la química, etcétera, lo emplean, aunque cada ciencia lo particulariza y adapta de acuerdo a su campo.

Así por ejemplo, en las ciencias no experimentales, como la lógica y la matemática, se hacen demostraciones con base en rigurosos juicios, en cambio, en las ciencias experimentales se comprueba vía la experimentación, y por -ello se dice que estas ciencias emplean el método experimental. Con ello se quiere enfatizar el que las hipótesis se tienen necesariamente que comprobar por la vía práctica mas no por ella separada del intelecto, el cual guía tanto a las ciencias fácticas como no fácticas.

El método experimental que se inicia con los trabajos de Galileo Galilei en pleno Renacimiento es una forma de asociar razonamiento y experiencia. El método experimental, es un proceso dinámico que combina equilibradamente el carácter matemático y racionalista con el empírico. Por medio de este método se hace corresponder los números con los fenómenos, esto es, se hacen mensurables los fenómenos, porque sólo aquello que es posible medir posee características de quehacer plenamente científico por combinar lo matemático con lo empírico, la deducción con la inducción, el análisis con la síntesis, la hipótesis con el experimento, la observación con la experimentación, la medición con el cálculo.

El método experimental parte de un supuesto básico que es la ley de la causalidad. Esto es, que hay una correlación indudable entre un hecho específico, o causa, y un efecto concreto y que una vez determinada, aislada y comprobada, esta relación puede aplicarse a todos los hechos similares con la seguridad de que se producirán los mismos efectos determinados.

El método experimental es una actividad que requiere de ciertas prácticas y habilidades mentales y destrezas manuales, en consecuencia, deberá practicarse con inteligencia, imaginación, paciencia y dentro del mayor rigor racional y la más estricta objetividad. Por esto el método experimental se basa estrictamente en las técnicas, las operaciones lógicas y la imaginación racional, de tal suerte que en el método experimental se encuentran comprendidos todos los procedimientos que -se emplean en la obtención y elaboración del conocimiento.

Todo lo expuesto, permite comprender entonces, que el método experimental, no es sólo hacer experimentos para quedarse en un nivel meramente empírico de comprobación, sino que además es racionalista en términos de ir más allá de la mera práctica para encontrar eco con sus hallazgos en las teorías existentes o sistemas de conocimientos adquiridos.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	23/237

Visto así el método experimental es un instrumento que sirve para ampliar el conocimiento y no solamente para aportar resultados sobre algo, porque se quedaría en lo empírico, y esto pertenece al pasado.

Lo vigente es la combinación de lo racional con lo práctico y lo práctico con lo racional, por tal motivo el método experimental permite hacer ciencia, esto es, determinar las causas y los efectos de los procesos, para explicar mediante teorías a los fenómenos y predecir mediante las leyes, lo que puede suceder. Por tanto, el método experimental es el procedimiento planeado para descubrir las formas de existencia de los procesos del universo, desentrañar sus conexiones internas y externas, generalizar y profundizar los conocimientos.

Lo que distingue al método experimental de otros métodos es la necesidad de comprobar las ideas, conjeturas y las hipótesis mediante la observación y la experimentación, que podrían considerarse como los elementos empíricos del método, resultando la médula espinal el experimento y como auxiliares a este, la medición y la observación. Esta triada no está aislada, sino que en gran medida depende del conocimiento teórico de aquí que experimento y teoría no sean antípodas sino complementos el uno del otro. Así, se puede comprender que en la actualidad un problema se formula primero en el plano teórico, que se refiere al objeto idealizado de la teoría y que se expresa en conceptos teóricos pertenecientes a esa teoría. Para que el experimento pueda responder a la interrogante de la teoría, tiene que volver a ser formulado en términos empíricos, referentes a los objetos y propiedades observadas (Fedoséev y otros, 1975).

Por lo anterior, experimento y teoría están indisolublemente unidos formando de paso su característica contemporánea. Lo anterior obliga a tener especial interés en la elaboración del marco teórico y conceptual a fin de que al deducir las hipótesis y el diseño experimental se efectúe lo más apegado a la realidad objeto de estudio (Rojas, 1985)

Esquemáticamente el método experimental resulta sencillo si se comprende que para resolver un problema se requiere realizar un experimento a fin de obtener datos para disponer de resultados que permitan conocer en primer lugar si la forma como se pensó resolver fue correcta y en segundo lugar si el problema se resolvió como consecuencia de lo anterior.

La utilidad del método experimental radica principalmente en que:

- Su uso constante permite educar la observación
- Permite expresarse con objetividad
- Consigue desarrollar un pensamiento disciplinado
- Proporciona una estrategia y criterio que permite encarar aun aquellos problemas que escapan al recinto estricto de la ciencia, como los políticos, sociales, etc.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	24/237

- e) Suministra esa estructura tan sólida que constituye el nuevo tipo de racionalidad, la racionalidad práctica, que es característica de nuestra era
- f) Permite valorar la importancia de la ciencia y tecnología.

5. ETAPAS DEL MÉTODO EXPERIMENTAL

En el contexto general del método experimental se pueden observar dos etapas que abarca todo proceso de investigación: la racional y la empírica.

La primera de ellas se encuentra presente en todo el proceso de la investigación y además actúa en forma individual en las diferentes etapas del método experimental cuando éste se particulariza. Así por ejemplo, en el inicio de la investigación a través de esta etapa racional es como se logra elucidar y establecer un problema no trivial partiendo del cuerpo de conocimientos disponibles, a su vez, se establecen las hipótesis explicativas sea por vía inductiva, deductiva, etc. Así mismo la etapa racional se manifiesta en la fase de la interpretación, extensión de resultados y contrastación de la hipótesis.

La etapa denominada empírica, está relacionada principalmente con el momento de la validación experimental y la fase de recopilación de datos, en la cual interviene la observación y medición y se registran y acumulan las observaciones de la forma que corresponda al experimento particular con el fin de facilitar el análisis e interpretación de los resultados obtenidos.

Estas dos etapas generales del método experimental son complementarias y tienen por finalidad proporcionar una visión lo más estructurada y coherentemente posible de los fenómenos que se estudian.

Ahora bien, las etapas o fases por las que pasa una investigación particular además de conllevar implícitamente a las dos etapas antes mencionadas involucran a las siguientes:

- 1.- Detección del problema.
- 2.- Delimitación del mismo.
- 3.- Elaboración de la hipótesis.
- 4.- Prueba de la hipótesis (validación empírica)
- 5.- Registro de datos y resultados.
- 6.- Discusión e interpretación de resultados.
- 7.- Conclusiones.

Es necesario hacer notar que estas etapas no son aisladas entre sí, más bien son intercambiables. Además, no es una lista de términos cuya secuencia sea inamovible, toda



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	25/237

vez que el método por sí solo es dinámico. Tampoco es una especie de receta que por el solo hecho de aplicarla automáticamente produce ciencia. Porque ésta es algo más elaborado que requiere mucho trabajo metódico.

5.1 DETECCIÓN DEL PROBLEMA

Encontrándose en apuros Monsieur Bigo, destilador de alcohol por lo que acudió un día a visitar a Louis Pasteur (1822-1895) en su laboratorio para pedirle que le ayudara a resolver un problema.

Louis Pasteur accedió y fue a la destilería, olfateó las cubas que no daban alcohol, recogió unas muestras de la sustancia gris y viscosa para llevarla a examinar a su laboratorio, sin olvidar también llevar, muestras de pulpa de remolacha sana en fermentación. Volvió al laboratorio, se rasco la cabeza y decidió examinar las sustancias llevadas. Coloco una gota del producto bajo el microscopio y vio que estaba llena de diminutos glóbulos mucho más pequeños que cualquier cristal conocido, de un color amarillento, y en cuyo interior había enjambres de curiosos puntos en continuo movimiento. Intrigado se preguntó:

¿Qué tendrán las cubas enfermas? ¿Qué será esto?, ¡pero si aquí no hay fermentos! , ¿En dónde podrán estar?, aquí no hay más que una masa confusa ¿qué querrá decir esto?

Como puede notarse del pasaje anterior, detectar un problema implica hacer preguntas significativas en derredor de un fenómeno: pero no es posible hacer ese tipo de preguntas si, se carece de la información más elemental sobre el fenómeno que se pretende estudiar.

Ahora bien, la información, se obtiene al captar la realidad que, por un lado es, todo aquello que existe, independientemente de que se le conozca o no. Y por otro, lo que cae bajo la experiencia inmediata, lo que fuera de la fantasía se impone a la percepción.

Los hechos, es todo aquello que forma la realidad, son independientes de la persona que los observe; los hechos están ahí, existen por sí solos, algunos se conocen, otros no. En el momento en que un hecho es conocido, recibe el nombre de fenómeno.

¿Cuáles fueron los hechos y cuál será el fenómeno que estudiaría Luis Pasteur?

La información, de un fenómeno, puede ser captada, como en el caso de Louis Pasteur, por medio de la observación directa, e indirectamente a través de los antecedentes legados por los estudiosos, es decir, realizando la revisión bibliográfica, como es el caso del laboratorio de ciencia básica. Es importante entender este punto porque proporcionará los conocimientos tan indispensables para realizar conscientemente los experimentos, y poder hacer preguntas no triviales, esto es, preguntas insignificantes que no amplían el saber.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	26/237

5.2 DELIMITACIÓN DEL PROBLEMA

En las paredes de este frasco hay unas motitas grises y otras flotando en la superficie del líquido. Veamos, No, no aparecen en el líquido donde hay fermentos y alcohol. ¿Qué podrá ser?

Con cierta dificultad logró separar una de aquellas motitas, y colocándola en una gota de agua pura la examinó bajo el microscopio. En lugar de glóbulos de fermento, encontró algo completamente diferente, algo extraño y nunca visto: grandes masas danzantes y enredadas de pequeños bastoncitos, sueltos unos, a la deriva otros, como cadenas de botecillos, agitados por una vibración incesante y extraña. Apenas si se atrevió a calcular su tamaño, pues eran muchísimo más pequeños que los fermentos: sólo median una milésima de milímetro; pero ¿qué podrá ser esto?

En este punto, de la delimitación del problema, se realiza un arduo trabajo intelectual apoyado con la información lograda para elegir la pregunta más adecuada y trabajar en derredor de ella.

Recuérdese como Louis Pasteur al estudiar el problema de la fermentación, se planteó varias preguntas y poco a poco enfocó su atención a una de ellas. Esto significa que cuando surgen una serie de preguntas sobre un problema, es necesario jerarquizarlas para poder resolver una por una y al final concatenarlas y poder así resolver un problema más general.

Delimitar el problema o fenómeno de estudio equivale a simplificarlo porque toda la información que se tiene a mano se debe filtrar para separar y desechar todo lo que no sea pertinente al fenómeno. Con esto se logran dos cosas muy importantes. Primero, obtener los datos que incidan directamente sobre el problema elegido y segundo, centrar el campo de acción en donde se moverá el experimentador.

Con frecuencia, el problema se plantea en términos de pregunta, pero para elaborar adecuada y sensatamente dicha pregunta es menester:

- Filtrar la información obtenida sea a través de la observación directa o por medio de la observación indirecta, entendida ésta como el proceso de analizar, clasificar y sustraer los datos involucrados íntimamente con el problema y por ende, circunscribir el campo de acción.
- Simplificar el problema, es decir, definirlo y escribirlo en términos singulares para no querer abarcar el todo, si no únicamente la parte que será sometida a estudio.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	27/237

- c) Explicar la forma como se resolverá el problema tomando en cuenta el procedimiento más idóneo. Esto presupone realizar un minucioso análisis de las alternativas y elegir la que tenga mayor probabilidad de éxito.

Los tres incisos anteriores permiten formular, establecer o elaborar preguntas consideradas como científicas.

Recuérdese como Louis Pasteur mediante la observación directa captó la información suficiente para empezar a cuestionarse por qué no se producía alcohol en algunas cubas de Monsieur Bigo y así mismo como va filtrando los datos observados para centrar el problema e intentar resolverlo, sin querer abarcar en sí todo lo que es la fermentación.

5.3 ELABORACIÓN Y SELECCIÓN DE LA HIPÓTESIS

"Tal vez estos bastoncitos del líquido de las cubas enfermas están vivos. Tal vez luchen con los fermentos, venciénolos". ¡Los bastoncitos son los fermentos del ácido láctico, del mismo modo que la levadura es el fermento del alcohol! era una conjetura. Pero, en su interior, algo le decía a Louis Pasteur que estaba en lo cierto, que en la suposición no había nada de extraño. En la cabeza le zumbaban cientos de proyectos confusos para comprobar su conjetura.

Una vez que se tiene bien claro el problema, se plantean las alternativas que tentativamente lo pueden solucionar. Dichas alternativas son una posible respuesta o explicación al problema. Toda posible respuesta o explicación encaminada a solucionar tentativamente un problema recibe el nombre de HIPÓTESIS.

La hipótesis es de gran valor e importancia para el desarrollo del conocimiento ya que permite establecer relaciones entre fenómenos y por otro, orienta la investigación científica marcando la dirección en que debe efectuarse. Prueba de ello es que la hipótesis representa la anticipación a la naturaleza y a la propia experimentación, que ésta juzgará posteriormente. Asimismo, permite realizar conjeturas con respecto a la existencia de fenómenos desconocidos, que estén implicados en la propia hipótesis. Por esto se dice que la hipótesis es el motor de la ciencia.

Planteamiento de la hipótesis.

Usualmente, una hipótesis, surge como una suposición o presunción basada en probabilidades. El grado de probabilidad de que la hipótesis sea verdadera se determina en razón a los conocimientos en que se apoya. Si llega a comprobarse la existencia de un hecho anteriormente desconocido y es inferido de la hipótesis misma, aumenta su grado de



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	28/237

probabilidad, de igual manera que cuando se corrobora la verdad de las deducciones que de ella se extraen.

Las hipótesis se pueden establecer mediante el empleo de razonamientos analógicos, es decir, al observar las semejanzas entre diversos fenómenos, conociendo la causa de uno de ellos, se emite la hipótesis de explicar los otros fenómenos, por la misma causa. También la hipótesis surge como conclusión de razonamientos inductivos o deductivos.

La verdad de una hipótesis y de los juicios que de ella se infieren tendrá que ser comprobada, en cuyo caso deja de ser conjetura para convertirse en un conocimiento cierto, que se convierte en la teoría que explica el fenómeno, y luego una ley. En cambio, cuando se observa un hecho que contradice lo establecido por ella, tendrá que ser corregida o descartada según la significación que tenga el hecho en cuestión. Si la verdad no da de sí tanta luz que, evidentemente quede excluida la posibilidad de error, se mantiene provisionalmente la hipótesis, hasta que nuevos progresos científicos ilustren la verdad en forma definitiva.

Ahora bien, para que una hipótesis pueda considerarse científica, se requiere que:

- a) no esté en contradicción con los principios y conocimientos comprobados o de más alto grado de probabilidad obtenidos por la ciencia (principio de no contradicción)
- b) sea congruente con el contenido cognoscitivo de la rama del saber a qué corresponde (principio de atinencia)
- c) explique mejor que ninguna otra los hechos a que se refiere y que sea lo suficientemente amplia en la explicación respectiva.
- d) sirva de base para predicciones teóricas de hechos reales
- e) sea simple en su enunciado, mas no simplista, es decir, que dentro de las posibles hipótesis se elija aquella que dé una explicación no rebuscada.

La elaboración de hipótesis en cada disciplina científica posee sus propias características. Así, las hipótesis en Astronomía son diferentes a las de la medicina, la Biología o la Química. Ahora bien, sea cual fuere el campo de la ciencia que se cultive, la construcción de la hipótesis sigue un proceso metódico; no es obra sólo de la libre fantasía e intuición, no es un mero imaginar sigue una secuela determinada: su palanca es el principio de la no contradicción (inciso a). La argumentación de la hipótesis está sometida a ciertos hechos sobre los que no se puede pasar (incisos b, c, d y e anteriormente expuestos).

Al escribir la hipótesis, no basta con que sea nítida, también es menester argumentarla debidamente, evitando caer en falacias o sofismas que no conducen a nada. Argumentar la hipótesis significa buscar y encontrar (vía la observación directa o vía la información



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	29/237

bibliográfica) todos los hechos, datos y conceptos que apoyen con razón suficiente lo dicho en ella, para que de esa manera se desprendan las consecuencias lógicas que darán la pauta a la experimentación (consecuencia contrastable).

A continuación, se relata sucintamente como uno de los más conspicuos científicos renacentistas logro formular la ley general de la caída de los cuerpos, (tomado del libro Introducción a la lógica y al método científico, vol. 2, Morris Cohén y Ernest Nagel).

En 1602 Galileo Galilei demostró que, si se prescinde de la resistencia del aire, la velocidad con la que caen los cuerpos al suelo no depende de su peso. En aquel entonces, se sabía que la velocidad de los cuerpos aumenta a medida que se acercan al suelo, pero no se conocía la relación entre la velocidad, el espacio recorrido y el tiempo necesario para su caída. ¿Qué ley general ejemplificaba la caída de un cuerpo?

Galileo Galilei consideró dos hipótesis. En primer lugar, supuso que, al aumento de la velocidad de un cuerpo en caída libre es proporcional a la distancia recorrida, pero afirmó (erróneamente, como se sabe ahora) que una de las consecuencias de tal suposición es que, el cuerpo debe atravesar instantáneamente una parte de su trayecto. Creyendo que esto era imposible, rechazó la hipótesis propuesta.

Analizó luego, la segunda hipótesis de que, el cambio de velocidad de un cuerpo en caída libre durante un intervalo determinado es proporcional a éste. En la notación moderna puede expresarse esta suposición así: $v=at$, donde v representa la velocidad, a el aumento de velocidad por segundo, y t el número de segundos durante los cuales el cuerpo ha caído. También puede expresarse esto, diciendo que la aceleración (definida como el cambio de velocidad en la unidad de tiempo) de un cuerpo en caída libre es constante ($a=v/t$). Pero no era posible someter esta hipótesis a prueba directa. Galileo se vio obligado a reforzar su argumentación deduciendo otras consecuencias de la hipótesis de la aceleración, y mostrando que ellas sí podían ser verificadas en forma directa. Su argumentación se reforzaba porque con anterioridad se ignoraba que estas consecuencias fueran verdaderas. Por ejemplo, de la hipótesis $v=at$, dedujo la proposición siguiente:

Las distancias que atraviesan los cuerpos en caída libre son proporcionales al cuadrado del tiempo de caída. Es posible obtener ejemplos de esta hipótesis por vía experimental. Así, un cuerpo que cae durante dos segundos recorre una distancia cuatro veces mayor que un cuerpo que cae solo durante un segundo; y un cuerpo que cae durante tres segundos recorre una distancia nueve veces mayor que este último. Esto refuerza los elementos de juicio en favor de la hipótesis de que los cuerpos caen con aceleración constante. De manera similar, Galileo dedujo que la trayectoria de los proyectiles disparados por un cañón que formarán un



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	30/237

cierto ángulo con el horizonte debía ser una parábola. Esto posteriormente fue revelado por la observación. Así pues, con estas predicciones, logró verificar después su hipótesis.

Otros ejemplos de hipótesis son los siguientes. En la carta que Isaac Newton le mandó a Mr. Boyle en 1678-9, le comunica sus hipótesis acerca del éter. Recuerdese que Sr. Isaac Newton no gustaba usar el término hipótesis, aunque en realidad eran eso.

"Lo que usted desea de mi es sólo una explicación de propiedades; fijaré mis opiniones en forma de suposiciones, como sigue:

Supongo que existe una sustancia etérea difundida por todas partes, capaz de contraerse o dilatarse, sumamente elástica, en una palabra, muy parecida al aire, en todo respecto, pero mucho más sutil".

Así continúa haciendo suposiciones (cinco en total) acerca del éter. Referente a la teoría dinámica del campo electromagnético, James Clerk Maxwell (1831-1879) escribió: 'El fenómeno que primero salta a la vista en los experimentos magnéticos y eléctricos es la acción recíproca mediante la cual los cuerpos que se hayan en ciertos estados hacen moverse a otros colocados a distancia ancla sensible. Por consiguiente, lo primero es determinar la magnitud y dirección de la fuerza que actúa entre los cuerpos. Dicha fuerza depende de la posición relativa de los cuerpos y de la condición eléctrica o magnética de los mismos. De ahí que de primer intento parezca natural explicar los hechos, postulando la existencia de "cierta cosa" que en cada cuerpo está en movimiento o en reposo. Esa "cierta cosa" que constituye el estado magnético o eléctrico del cuerpo, es capaz de obrar a distancia, de acuerdo con leyes matemáticas".

Un último ejemplo acerca de la hipótesis lo constituye el descubrimiento de Joseph Henry de que las corrientes eléctricas pueden inducirse.

"He llevado a cabo varios experimentos relativos a la electricidad; pero deberes más importantes no me permitirán verificar los antes de que se imprima este boletín. No obstante, puedo mencionar un hecho que no he visto señalado en ninguna obra y que, según creo, pertenece a la misma clase de fenómenos que los antes descritos. Consiste en lo siguiente: cuando, por medio de un ácido diluido se excita moderadamente una batería pequeña, y sus polos, que han de terminar en recipientes de mercurio, se conectan mediante un alambre de cobre de un pie de largo a lo más, no se ve chispa alguna ni al formar la conexión ni al cortarla. Pero si en vez de alambre corto, se emplea uno de treinta o cuarenta pies de largo, aunque no se ve ninguna chispa al hacerse la conexión, al cortarse la misma, sacando una punta del alambre de su recipiente de mercurio, se produce una chispa brillante. Si fuera muy intensa la acción de la batería, el alambre corto dará una chispa; en este caso sólo es menester



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	31/237

aguardar unos pocos minutos para que la acción cese parcialmente, y ya no de más chispas el alambre corto; pero entonces, si se pone en el lugar de éste el alambre largo, se obtendrá de nuevo una chispa. Parece que el efecto se acrecienta algún tanto enrollando el alambre en forma de hélice; parece también que depende hasta cierto punto del largo y grueso del alambre.

No puedo explicarme estos fenómenos sino suponiendo que el alambre largo se carga de electricidad, la cual, reaccionando sobre sí misma, lanza una chispa, cuando se . Corta la conexión".

5.4 PRUEBA DE LA HIPÓTESIS

"En esta mezclanza del líquido de las cubas de fermentación me es imposible estudiar los bastoncitos que considero como seres vivos reflexionaba Louis Pasteur. Tengo que inventar una especie de caldo transparente para poder ver lo que sucede; tendré que idear un medio nutritivo especial para ver si se reproducen, para ver si aparecen miles allí donde sólo existía uno".

En términos generales, la prueba de la hipótesis se conoce bajo el nombre de contrastación de la hipótesis lo que corresponde propiamente al diseño experimental, o lo que es lo mismo, someter a comprobación experimental la hipótesis para encontrar las pruebas que la ratifiquen o refuten.

■ La experimentación es la realización en el terreno de la praxis de un experimento. Por experimento se entiende la provocación o reproducción artificial y por ende a voluntad, de un fenómeno para estudiarlo en el proceso de su desarrollo, estableciendo y controlando deliberadamente las condiciones de funcionamiento, medición y observación bajo las cuales será posible su estudio.

La experimentación y la observación forman parte de los métodos más trascendentales en todas las ciencias y especialmente en las naturales o empíricas.

La observación es un método de conocimiento empírico, basado en el examen atento de los objetos a través de la percepción. Es una vía originaria de conocimiento, por la cual se adquieren los datos que posteriormente el intelecto interpreta y elabora teóricamente. Se realiza por medio de los sentidos en el caso de los fenómenos externos (observación directa), y de la percepción intelectual cuando se trata de los fenómenos internos, de la propia conciencia (observación indirecta).

La observación se diferencia de la simple percepción, en que requiere que la atención se fije cuidadosa mente en los objetos seleccionados para tal efecto, y en que se trata de una



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	32/237

actividad intencional, orientada a la captación de datos pertenecientes a tales objetos. Lo anterior puede señalarse aun en el caso de la llamada observación accidental, en que la ausencia de intención sólo existe antes de su realización cuando es simple percepción, pero en la que el elemento intencional se presenta tan pronto como la observación se configura,

En la observación científica se requiere que esta se efectúe atendiendo de manera circunstanciada a todos los elementos y condiciones que presenten los fenómenos que se observan, procurando la mayor objetividad para lo cual es indispensable despojarse de los prejuicios, así como de los sentimientos, carácter y opiniones personales que inclinan a que se fije la atención en los acontecimientos que los apoyen y se descuiden los hechos que los contraríen.

Además, es muy importante tomar en consideración el valor y alcance que tengan los elementos perturbadores del fenómeno mismo que la propia observación provoque.

John Sturart Mili, señala que el análisis es la esencia de la observación y que ésta debe ser sistemática, continua y comprensiva. Ahora bien, para que la observación engendre verdad confiable, se requieren las siguientes condiciones:

1. En el orden físico, además de tener los sentidos que se han de usar en perfecto estado y, de emplear instrumentos de indiscutible fidelidad y utilidad, es muy importante saber transformar todos los datos que otros sentidos proporcionen en datos oculares o visuales y fidedignos.

El empleo frecuente de instrumento o aparatos es con el fin de hacer accesible el objeto de estudio o que permitan una mejor observación de él, sobre todo en aquellos casos en que por su tamaño, intensidad, duración o distancia en que se encuentra, no puede observarse de manera directa a través de los sentidos. Por vía de ejemplo, los principales instrumentos que proporcionan datos de éstos son, el microscopio, el termómetro, la fotografía, el potenciómetro, la balanza analítica, el cronómetro, etc.

2. En el orden intelectual se requiere el espíritu de observación unido a cierta curiosidad etiológica y sagacidad inteligente, para inferir leyes experimentales y organizar elementos aparentemente inconexos. Hay en la catedral de Pisa, una lámpara pendiente de la alta bóveda por una larga cadena. Galileo Galilei observaba pacientemente aquellas lentas oscilaciones, inadvertidas para la mayoría de los feligreses, y formuló la ley del péndulo.

3. En el orden moral, la paciencia, la honradez profesional, la imparcialidad, y en determinados casos, la valentía intrépida, mas no la estupidez e irresponsabilidad. Poe



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	33/237

ejemplo, Pasteur, para descubrir la causa epidémica de los gusanos de seda, examinó cerca de cincuenta mil gusanos. Roberto Koch cultivó pacientemente bacilos de la tuberculosis hasta obtener cepas puras y hasta entonces proceder a inocular ratas, gatos y otros animales para estar seguro de que esos bacilos eran los causantes de la tuberculosis. Los exploradores del polo norte, de las profundidades submarinas, de la estratosfera, han tenido que arriesgar su vida y mantener la serenidad para observar científicamente, en medios de innegable peligro.

En todo caso de observación, hay que evitar la precipitación, la ansiedad de triunfo, la indolencia y excluir toda causa de alucinación. No hay que observar lo que uno quiere ver, si no lo que se presenta por sí sólo.

En la experimentación, el fenómeno se provoca o altera a fin de observarlo en las condiciones más favorables para su estudio. Para destacar su gran importancia puede decirse que en ella se apoya el gran desarrollo alcanzado por el conocimiento científico.

En virtud de que la experimentación requiere un mínimo de conocimientos que permitan la reproducción o transformación del fenómeno, siempre tiene como antecedente a la observación natural a través de la cual se obtienen los datos y condiciones de presentación del propio fenómeno, necesarios para que pueda provocarse a voluntad. No constituye por tanto una operación independiente, sino un valioso modo de observación científica, conforme a reglas y métodos orientado por una hipótesis previamente formulada. La experimentación en sí, presenta varias funciones, como las siguientes:

- Hacer posible que la investigación sea menos errática y si más cuidadosa y detallada. lo que origina ineluctablemente mayor precisión en los datos obtenidos.
- Facilitar indubitablemente el estudio del fenómeno en cualquier momento y con la reiteración que se requiera.
- Admitir que las distintas condiciones que presente puedan ser estudiadas de manera aislada unas de otras, para lograr precisar su atingencia causal.
- Permite acelerar, retardar, intensificar o disminuir hasta cierto punto, los procesos respectivos y los procesos concomitantes, haciéndolos accesibles a la observación.

Ahora bien, para que el experimento' resuelva el problema planteado es necesario planearlo, diseñarlo y realizarlo.

PLANEACIÓN DEL EXPERIMENTO

Estoy convencido de que una especie microbiana, un solo tipo de microbio, origina una enfermedad determinada, aseguraba Roberto Koch sin saberlo a ciencia cierta. Tengo que encontrar un método más fácil y seguro para cultivar, cada microbio, libre de la contaminación



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	34/237

de otras especies que siempre tratan de colarse. Pero, ¿cómo aislar una sola especie de microbios?"

A este respecto el filósofo mexicano, Eli de Gortari, escribe en su libro "El método de las ciencias". (1979): "La planeación de un experimento requiere la determinación previa de las condiciones en que se puede provocar el surgimiento o la presencia del proceso en cuestión, de los medios para mantener el control de esas condiciones y de los procedimientos para observar y medir el comportamiento del proceso"

Para determinar las condiciones bajo las cuales es posible provocar el fenómeno a voluntad, es ineluctable discernir y seleccionar aquellos factores, parámetros o variables que pueden permitir su reproducción, de tal suerte que se facilite por un lado la selección de los medios para controlar las variables y por otro, elegir las condiciones más adecuadas para observar y medir todo lo que genere directamente el fenómeno estudiado.

Para realizar una buena planeación será entonces ineluctable buscar la atingencia entre las variables y determinar cuáles son determinantes y cuáles no en la reproducción del fenómeno elegido.

Cierto es, que sería menos que imposible detectar todas y cada una de las variables, pero al menos se deben encontrar las que influyen directa y determinantemente en el problema estudiado. De no hacer la planeación se escucharán lamentaciones tan clásicas como: ¡se me olvidó considerar la temperatura!; ¡no fije la concentración!; ¡no pensé que la espátula se disolviera en el ácido!; ¡no incluí en el peso molecular las moléculas de agua de cristalización de sal!, y muchas otras expresiones producto de la falta de planeación. Ahora bien, no se trata de "manejar" a la vez todas las variables porque esto acarrearía muchos problemas tanto para su control como para su registro, de aquí que, entre menor sea el número de variables que se trabajen, mayor seguridad se tendrá en el buen desarrollo del experimento. Pero eso sí, no se olvide elegir exclusivamente las pertinentes.

Para seleccionar y elegir las variables pertinentes de un experimento, se dividirán en dos grandes grupos: dependientes e independientes

Las variables dependientes, se identifican con las causas y serán las que se determinen experimentalmente y de hecho están anunciadas en el problema e hipótesis. En cambio, las variables independientes se identifican con los efectos y son aquellas cuya influencia puede modificar a las variables dependientes y para evitar eso, el experimentador los mantiene bajo control, permaneciendo constantes a través de todo el experimento. Para aclarar estos conceptos considérese el siguiente problema:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	35/237

"Determinar las variaciones de la fotosíntesis en el haba (Vicia faba), al cambiar la longitud de onda, "midiendo" la Cantidad de oxígeno por desplazamiento de agua en una cuba hidroneumática"

En este caso, la variable dependiente es la variación de la fotosíntesis, medida en términos de cantidad de oxígeno producido. Las variables independientes son todos aquellos factores que pueden hacer que la fotosíntesis en el haba se modifique, por ejemplo, la intensidad de la luz, la distancia entre la fuente luminosa y el recipiente donde están las habas, la clase de pigmentos (clorofila alfa o beta, las xantofilas, etc.), la cantidad de cloroplastos, la temperatura, la solubilidad del oxígeno, etc.

Es importante elegir bien cuáles son las variables dependientes e independientes en un experimento para que se puede repetir el número de veces que sea necesario, pero siempre bajo las mismas condiciones, y después hacer las variaciones que se consideren pertinentes.

DISEÑO DEL EXPERIMENTO

Una vez seleccionadas las variables que determinarán el fenómeno, se procede a elegir los medios de observación, los procedimientos para ejecutar las mediciones, así como los medios para controlar las condiciones bajo las cuales el fenómeno se podrá provocar y repetir las veces que se quiera. A este paso de la experimentación se le llama diseño del experimento.

En el diseño del experimento, se debe tener presente que se trabajará en la escala de dimensiones humanas, o sea, que de ante mano se sabe que se trabajará por lo que los sentidos puedan captar. Esto evidentemente limitaría el trabajo, pero afortunadamente la dimensión de la escala humana se ve favorecida por los instrumentos, material, equipo y aparatos que abrirán las puertas donde los sentidos y manos no pueden llegar.

A este respecto se debe tener en mente que el empleo de tal o cual material, instrumento y equipo dependerá del objeto de estudio, de tal suerte que se elija el más idóneo, el que proporcione justamente la información requerida y no el más sofisticado o costoso.

El diseño del experimento de la fotosíntesis resulta sencillo porque el elegir la Vicia faba automáticamente se controla, con cierta seguridad, la clase de pigmento, la cantidad de cloroplastos. La intensidad luminosa se mantiene constante eligiendo una fuente luminosa de cierta potencia, por ejemplo 40 watts; la distancia, fijando 30 cm., la temperatura con un baño de temperatura constante y un termómetro de precisión, la solubilidad del oxígeno, consultando en tablas los datos de solubilidad y en qué no es soluble, para emplear dicho líquido en la cuba hidroneumática. Para variar la longitud de onda, se pueden emplear filtros



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	36/237

de diferente color (rojo, azul, verde, etc.). En este caso el experimentador también fija el número de filtros (colores) que empleará y entonces con cada uno de ellos determinará la cantidad producida de oxígeno en la cuba hidroneumática. En esta determinación el experimentador tendrá cuidado de hacer correcciones por presión hidrostática, sino, los resultados serán erróneos.

REALIZACIÓN DEL EXPERIMENTO

La realización del experimento se conoce bajo el nombre de procedimiento experimental. En él se conjugan íntimamente la planeación, el diseño, la observación y la medición. El procedimiento experimental es el ordenamiento de las actividades específicas que se ejecutarán y permitirán efectuar las observaciones pertinentes y las medidas requeridas. Por ello, se especifica prolijamente la manera de reproducir el fenómeno; de controlar las variables; de emplear el material, equipo, instrumentos, reactivos y sustancias, así como, de mencionar claramente las medidas de seguridad y los datos que se deberán registrar.

Como ya se explicó en páginas anteriores, la observación y la experimentación son inseparables, de aquí que, a medida que se desarrolle el experimento, se tendrá la precaución de anotar todos aquellos detalles que se presenten por sí solos, para que cuando se repita el experimento, se pueda afinar o en su defecto, recomendar que se tenga cuidado con ellos, pues muchas veces no se pueden determinar a priori, pero si conocerse a posteriori. Para comprender mejor esta etapa de la experimentación analícese el siguiente procedimiento:

"Desengrasar con acetato de etilo el fieltro de hierro (lana de hierro) e introducirlo en el fondo de una probeta de 10 ml (graduada en décimas de ml 0 1/10), apretándolo suavemente a fin de evitar que caiga al invertir dicha probeta. Hecha esta operación, llenar con agua la probeta e introducirla invertida dentro de la cuba hidroneumática que ya tiene un termómetro. Determinar inmediatamente la temperatura y registrar la hora y el nivel que alcanza el agua dentro de la probeta y la altura de la columna hidrostática, procurando evitar el error de paralaje.

Determinar cada 15 minutos el nivel que tiene el agua dentro de la probeta, la altura de la columna hidrostática (para hacer correcciones por presión hidrostática) y la temperatura. Conviene determinar la presión constante a la que se trabaja, así como la temperatura ambiental, para hacer las correcciones pertinentes.

Repetir las lecturas por espacio de tres horas y trazar una gráfica de volumen (corregido) en mililitros con el tiempo (en segundos o minutos, según el número de datos). Obtener la



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	37/237

ecuación empírica de la gráfica y analizarla para determinar la relación entre las variables. Por último, demostrar que el gas producido es nitrógeno.

Para adquirir habilidad en el desarrollo de experimentos es necesario practicar tanto intelectual como manualmente, por ello, se deja como ejercicio diseñar, planear, escribir la hipótesis y el problema que se adapte perfectamente al procedimiento anterior. Recuérdese que el método experimental no es una estructura rígida y que para poder dominarlo es ineluctable manejar cada etapa del método por separado, así como en su conjunto.

5.5 REGISTRO DE DATOS Y RESULTADOS DE UN EXPERIMENTO

"Tal vez no haya ningún caldo transparente que me permita ver crecer esos malditos bastoncitos, pero me asomaré por si acaso (murmuraba Louis Pasteur al dirigirse a su laboratorio, ante la duda de otro fracaso)". Alzó el frasco hacia la solitaria luz de gas, que con los aparatos del laboratorio dibujaba en las paredes grotescas sombras gigantescas, y murmuró una vez más:

"Hay hileras de burbujas que brotan de las motitas grises que planté ayer; hay muchas motitas nuevas, y de todas ellas brotan burbujas."

Se volvió sordo, mudo y ciego para el mundo exterior. Permaneció como en trance_ ante el horno de cultivo; transcurrieron las horas como segundos. Acarició la botella y la agitó contra la luz Del fondo, en pequeñas espirales, vio elevarse una nube gris oscura de la que brotaban grandes burbujas de gas. ¡Había llegado el momento de despejar la incógnita!

Puso una gota en una placa y la observó a través del microscopio y... ¡Por fin! El líquido estaba plagado de millones de bastoncitos diminutos e inquietos. ¡Se han multiplicado! ¡Están vivos! -se dijo-. Sí, ahora voy, contestó a Madame Pasteur quien lo había llamado rogándole se subiera a cenar, pidiéndole que descansara un poco."

Los resultados, proceden de los datos proporcionados directamente por el experimento, surgen de él y se presentan al observador tal cual. En este sentido, los resultados son consecuencia de un proceso o fenómeno provocado deliberadamente.

Los datos y resultados pueden presentarse bajo dos formas: la primera puede ser información numérica (vía medición con diferentes instrumentos) y la segunda, por información ocular (observando cambios de color formación, de cristales, producción de gases, formación de precipitados, etc.). De aquí que el experimentador no se debe distraer y si atender y aguzar sus sentidos para captar con todo rigor lo que el experimento le pueda ofrecer o mostrar.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	38/237

En cierta forma, los datos y en consecuencia los resultados, dependen indirectamente del experimentador, puesto que él es quien los capta; es por ello que debe concretarse a observar diligentemente las variaciones que sufre la variable dependiente, que al fin de cuentas es la que se está determinando experimentalmente.

El registro de los datos debe ser ante todo objetivo, es decir, fuera de sentimentalismos, gustos o creencias. Además, no deben anotarse datos y resultados aislados que por su intrascendencia tengan que ser eliminados posteriormente, sino el conjunto de ellos surgidos directamente del experimento efectuado.

Es pertinente recordar que para que un experimento merezca crédito debe ser repetible y reproducible, y si los resultados están falseados o mañosamente arreglados, obviamente que esto quedara al descubierto en cuanto se repita el experimento. Se dice que un experimento es repetible cuando bajo las mismas condiciones, el mismo experimentador obtiene los mismos datos y resultados. Es reproducible cuando otros experimentadores al repetir el mismo experimento llegan a los mismos resultados.

Simplificados prolijamente los datos y resultados, se pueden presentar de diferentes formas:

- En párrafos cuya escritura sea sucinta, sin "paja" y bien estructurada.
- En forma tabular, especificando con sumo cuidado las unidades, precisión, nombre de las variables y en fin lo que se requiera para su fácil comprensión.
- En un arreglo semitabular intercalando pequeñas leyendas que expliquen su naturaleza, orden, unidades.
- A través de gráficas, cuya función es prestar una ayuda visual muy útil. En este caso, será necesario especificar el nombre y unidades de la variable, tipo de gráfica y de ser posible, la ecuación empírica de la misma.

Con base en lo anterior, se proceda a la discusión y análisis de los resultados, para inmediatamente elaborar las conclusiones.

5.6 DISCUSIÓN DE LOS RESULTADOS

La discusión y análisis de los resultados son operaciones lógicas que, consisten en contestar el porqué de ellos, es decir, dar una explicación objetiva que justifique lo obtenido en los resultados, pero esta explicación no deberá ser emitida mañosamente por el investigador, sino que deberá apoyarse en términos, conceptos, reacciones, leyes o teorías



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	39/237

plenamente comprobadas. No se trata de justificar el éxito o fracaso del experimento, sino de analizar las posibles causas que provocan lo que se obtiene, para que de esa manera se pueda generar información objetiva, es decir, independiente del estado de ánimo o idiosincrasia del que ejecuta la experimentación.

En la discusión y análisis de los resultados convergen teoría y práctica en toda la extensión de la palabra, porque los fenómenos estudiados se apoyan en todo el cuerpo de conocimientos que han legado los pioneros y seguidores de la ciencia. De aquí que al discutir y analizar los resultados, se recurra a los conocimientos acumulados en los libros y los aprendidos a lo largo de los estudios realizados.

Ciertamente que discutir y analizar los resultados no es fácil al principio, por ello, no se debe perder de vista el problema y la hipótesis, así ellos servirán de guía y permitirán observar si hay algo nuevo en los datos que no estén de acuerdo con la hipótesis, o si esos datos refutan la idea inicial del problema.

5.7 CONCLUSIONES DEL EXPERIMENTO

En el campo de la experimentación las conclusiones de un experimento significan sacar consecuencias de lo hecho, es decir, se realiza un experimento para resolver un problema y contrastar una hipótesis. Por esto las conclusiones necesariamente harán referencia a todo aquello que se relacione tanto con el problema, como con la hipótesis.

Finalmente, en este apartado se deberá decir si a través de ese experimento fue posible comprobar la hipótesis y por ende resolver el problema u objeto fijado. Además, en este rubro se pueden incluir las sugerencias que permitan reproducir o mejorar el experimento para que la hipótesis tenga mayor grado de validez y por ende se compruebe plenamente. De esta forma, se iniciará nuevamente el ciclo de la investigación puesto que si el problema fue resuelto se tendrán posiblemente nuevos hechos que deberán engrosar a los ya existentes en las teorías, o bien que presenten discrepancias con ella por lo que nuevamente se tendrán que plantear problemas, hipótesis y experimentos. En cambio, si el problema no fue resuelto, será necesario replantear todo y en consecuencia nuevas hipótesis y experimentos hasta que se logre resolver totalmente el problema. Respecto a este punto es oportuno recordar que un experimento no debe realizarse únicamente una vez; porque no sería representativo y no tendría confiabilidad. Para que el experimento sea confiable será entonces necesario realizarlo as veces que sea necesario hasta lograr repetibilidad y reproducibilidad. Logrado lo anterior, el ciclo propiamente experimental se da por concluido y lo que resta es comunicar a través de un informe el experimento efectuado.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	40/237

6. INFORME DEL TRABAJO EXPERIMENTAL

Un experimento, no se considera completo si los resultados obtenidos, no son comunicados a otros investigadores, científicos, colegas, etc.; porque se corre el peligro de que, al no informar los resultados, éstos se pierdan, no formen parte del cuerpo de conocimientos propios de la ciencia o que otro investigador se acredite el experimento.

Ahora bien, la forma general para comunicar los resultados de los experimentos es a través de un informe escrito. Este debe ser claro, homogéneo, escaso en metáforas, imágenes o subjetividad de cualquier tipo. El lenguaje suele incluir bastantes términos técnicos o especializados, que dependerán de la disciplina científica de que se trate. Debe omitirse lo que se conoce como "paja", porque no tiene ningún sentido llenar hojas y hojas sin contenido alguno, pero tampoco se debe caer en el extremo de que el informe resulte sucinto. El informe se redactará en pretérito y en forma impersonal.

Cada disciplina científica tiene su propio estilo de presentar un informe; empero, esto no significa que sean tan disímolos que no se puedan dar lineamientos generales. Es por ello que a continuación se exponen los puntos esenciales que debe reunir un informe tipo artículo de revista científica.

TÍTULO

El título del experimento debe corresponder a lo realizado y sirve para identificar el artículo. Figura en la primera página; debe ser breve, pero que exprese con toda claridad el tema investigado.

NOMBRE DEL AUTOR

Se escribe empezando por el nombre y por último los apellidos.

NOMBRE DE LA INSTITUCIÓN

Se escribirá correctamente y sin abreviaciones, excepto aquellas que sean ampliamente conocidas por la comunidad científica.

FECHA DE ENTREGA DEL INFORME



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	41/237

RESUMEN

Es la descripción concisa de lo que se realizó en el experimento e incluye el problema, finalidad u objetivo tratado, los resultados y las conclusiones. La extensión del resumen depende del experimento efectuado, pero de acuerdo con los experimentos que se realizarán en este laboratorio, son más que suficientes menos de ocho renglones. La función del resumen es presentar una visión general pero sucinta del trabajo desarrollado, sin tener que leer todo el informe. Final mente, en el resumen no se debe describir la técnica o procedimiento seguido en el experimento, aunque si es un método conocido, se menciona al autor de él o el nombre bajo el cual se conoce. Ejemplos.

Se determinó experimentalmente la densidad del cobre y aluminio, aplicando el principio de Arquímedes. Se obtuvieron como resultados 2.3 y 8,5 g/cm³ respectivamente a una temperatura de 25°C. Valores que comparados con los dados en el Lange's Handbook of Chemistry los hacen confiables y aceptables.

En este experimento se comprobó cualitativamente cómo influye la alteración de la concentración de reactivos y productos en el desplazamiento del equilibrio químico formado por el sistema $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_6$. Dicho desplazamiento, se pudo observar por cambios de coloración en el sistema; en un caso fue hacia la derecha (productos) y en otro hacia la izquierda (reactivos). Estos resultados concuerdan con lo predicho por el principio de Le Chatelier.

PALABRAS CLAVE

En la actualidad es muy importante escribir las palabras claves del experimento. Esto sirve para localizar el trabajo en una búsqueda bibliográfica y facilitar la búsqueda. En los ejemplos anteriores podrían ser: densidad para el primero y principio de Enry Le Chatelier para el segundo, En este apartado solamente se escribe la palabra clava sin definirla o caracterizarla, para eso está el rubro de la introducción.

INTRODUCCIÓN

La introducción proporciona el marco de referencia del trabajo desarrollado. En el aspecto didáctico permite evaluar el uso correcto de la terminología científica, su coherencia y pertinencia respecto al problema tratado. En el aspecto científico, - determinar el campo de estudio y proporcionar los antecedentes teórico-metodológicos que hasta la fecha se tienen en relación con el problema planteado. Consecuentemente en la introducción se deberán



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	42/237

escribir los aspectos conceptuales que sustentan al experimento. A este respecto se debe aclarar que al escribir lo anterior no se debe dar un listado de términos, conceptos, leyes o teorías incoherentes o bien párrafos copiados de diferentes textos porque evidencias la calidad del autor o trabajo. A cambio de esto se debe buscar el uso de términos pertinentes, los que se pueden inferir del problema resuelto. La introducción es el enlace entre las actividades sugeridas en el protocolo de los experimentos debido a que la revisión bibliográfica previa a la experimentación proporciona al estudiante la información teórica y técnica necesaria para desarrollar el experimento. Con base en lo anterior se puede establecer que tres son los elementos que conforman la introducción: por un lado, los fundamentos científicos del experimento y por otro (derivado de lo anterior) el problema e hipótesis.

En consecuencia, se deben identificar en un escrito estos tres elementos, El estilo de escribir lo anterior varía de un autor a otro y en el caso del laboratorio de un profesor a otro, lo cual no es contradictorio, sino simplemente una cuestión de forma, no de fondo. Resulta oportuno aclarar que, en los artículos científicos, se omiten en su gran mayoría las palabras problema e hipótesis, y en su lugar se escriben textos que permiten identificar el problema tratado y la hipótesis que guío la experimentación.

No obstante, lo anterior, para este laboratorio y por su carácter formativo es recomendable que escriban explícitamente esas palabras; pero sin separarlas del texto o escrito general. Por ejemplo: el problema consistió en la hipótesis planteada fue algo equivalente

En virtud de que en la introducción se escriben los fundamentos científicos del experimento y éstos provienen de la información recabada sea en las actividades sugeridas en el protocolo de experimentos o por la consulta de los conceptos, leyes teorías, etcétera. Es costumbre en la redacción de un informe científico citar las diferentes fuentes de información consultadas de acuerdo con lo siguiente:

1. Cuando se copia textualmente se entrecomilla el párrafo, y al término entre paréntesis un número que corresponde a la fuente consultada y está en la bibliografía.

Ejemplo. "Estequiometria es el estudio de las relaciones entre moles y masa en las reacciones

- (1). "Los cálculos que involucran estas reacciones de masa se llaman cálculos químicos"
- (2). "Los números pueden ser como exponentes".



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	43/237

2. Cuando se interpreta un texto, únicamente se cita al autor y entre paréntesis el año de edición del libro. Ejemplo: Umland y Bellama (2000) hace énfasis de acuerdo con Ramette (1983).

CONCLUSIONES

De acuerdo con el diccionario, una conclusión es la acción de concluir y ésta a su vez es, terminar, acabar, rematar o sacar una consecuencia de algo; en el caso del laboratorio ese algo será el problema planteado. Con base en lo anterior y considerando que la realización del experimento se hace para someter a prueba una hipótesis, es evidente que la conclusión final estará encaminada a establecer si la hipótesis fue acertada o no y por ende, si el problema planteado se solucionó o hasta qué grado quedó resuelto, así como las sugerencias para mejorarlo o concluirlo. De esta forma se inicia nuevamente el ciclo de la investigación puesto que, si el problema no fue resuelto totalmente, se tendrán que proponer nuevas hipótesis, en cambio si se resolvió el problema, se dispondrán de nuevos datos que necesariamente deberán tener cabida en las teorías existentes y permitirán dar mayor amplitud a su campo de acción.

BIBLIOGRAFÍA

Se citan las fuentes bibliográficas consultadas escribiendo correctamente la ficha bibliográfica utilizando formato APA y/o Vancouver. El número y tipos de referencias citadas muchas veces dan un buen indicio de la calidad del trabajo. A continuación, se indica la forma adecuada para referir la bibliografía.

LIBROS: Autor(es), "Título", Edición (si es la 1ra. no se indica), Volumen (si es más de uno), Editorial, Lugar, Págs. Año.

MANUALES: "Nombre del Manual", Edición, Editor en jefe o autor. Editorial, Lugar Pág. Año.

REVISTAS: Autor(es), Abreviatura internacional de la revista Vol., Pág. Inicial y Final, (Año)

ENCICLOPEDIA: "Nombre de la enciclopedia", Título de lo buscado, Edición, Editorial, Lugar, ygl. Págs. Año.

TESIS: Autor(es), "Título de la Tesis" de Licenciatura Maestría o Doctorado (según el caso), Universidad, Lugar, Pág. Año.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	44/237

El autor se escribe: a) Para libros en inglés: Apellido paterno completo, Iniciales del nombre y apellido materno.

b) Para libros en español: Apellido paterno y materno completos, inicial del nombre

EJEMPLOS:

LIBRO: Maron H. S and C. F. Prutton. 'Fundamentos de Fisicoquímica', 4a. Limusa-Wiley, México, D. F., 301-3, 1973.

MANUAL: "The Merck Index", 8a. Stecher, P.G., Merck Co., Inc, Rahway, N.J., U.S.A., 198, 1968.

REVISTA: R. Bonneau. J. Am. Chem. soc, 1-1

ENCICLOPEDIA: "Enciclopedia temática CIESA". Combustibles líquidos, Compañía Internacional Editora, S.A., Barcelona España, 1_0, 182, 1973.

TESIS.A. V. Luna; Ácidos Grasos y Esteroles en Raíz Solandra Nítida", Lic. En Q.F.B., U.N.A.M., Facultad de Química, México. D.F., 14, 1979.

7. BIBLIOGRAFÍA

- 1.- Arana F., Método experimental para principiantes, Joaquín Mortiz, México, 1975.'
- 2.- Asimov I, Introducción a la ciencia, Varia, Plaza & Janes, Barcelona, 1970.
- 3.- Baird D.C. Experimentation, Prentice Hall, E.IJ. 1962. (también en español).
- 4.- Bernal D.J,t Ciencia y previsión científica, Ediciones Roca, S.A., México, 1973 *
- 5.- Bertrand R., Fundamentos de Filosofía, Plaza S Janes, S.A., Barcelona, 1974.
- 6.- Bertrand R., La perspectiva científica, 4a Ed., Ariel, Barcelona, 1974. *
- 7.- Blanché R, El método experimental y la filosofía de la ciencia, Fondo de Cultura Económica, México, 1972.
- 8.- Bunge M, Intuición y ciencia, EUDEBA, Argentina, 1965.
- 9.- Bunge M, La ciencia, su método y su filosofía, Editorial siglo XX, Argentina, 1975
- 10.-C.N.E.B., Biología, Interacción de experimentos e ideas, Limusa, México, 1974,
- 11.- Cid F., Historia de la ciencia, Vols. 1,2 y 3, Editorial Planeta, Barcelona, 1977.
- 12.- Cohén M. y E. Nagel, Introducción a la lógica y al método científico, Vol. 2, Amorrortu Editores, Argentina, 1977.

Este documento es de carácter informativo y no tiene validez impreso o electrónico, solo tendrá validez como copia controlada emitida por el Departamento de Certificación Académica. Para tener certeza sobre el estado de revisión de este documento se debe consultar al Comité del Sistema de Gestión de la Calidad.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	45/237

- 13.-Descartes R., Discurso del Método y meditaciones metafísicas, Editorial Universo, Perú.
- 14.- P.N. Fedoseév N. P., S.M. Rodríguez y G. Rusavin. Metodología del Conocimiento científico, Editorial ciencias sociales. La Habana. 1978.
- 15.- Feyerabend K. P. Contra el método, Ariel, Barcelona, 1975.
- 16.- Geymonat L. El pensamiento científico, EUDEBA, Buenos Aires, 1972.
- 17.-Gortari E, La ciencia.de la-lógica, Grijalbo México 1979.
- 19.- Goftari E, El método de las ciencias, Grijalbo, México, 1979. X
- 20.- Gutiérrez C. M. Metodología de la ciencia, Ed. Herrero, S.A., México, 1974.
- 21.- Harré R, El método de la ciencia, CONACYT, México, 1980.*
- 22.- Hessen J, Teoría del conocimiento, Losada, S.A. Argentina, 1975.
- 23.- Kedrov M. B. y A. Spirkin, La ciencia, Grijalbo, México, 1968.
- 24.- Kopnin P. V, Hipótesis y Verdad, Grijalbo, México, 1969.
- 25.- Koyré A, Estudios de Historia del pensamiento científico, siglo XX, México, 1978.
- 26.- Kurganoff Vt La investigación científica, EUDEBA, Argentina, 1974.
- 27.- Larroyo F y A. Juárez, Lógica y Metodología de las ciencias, Ed. Porrúa. México, 1975.
- 28.- López L. J. C. Método e hipótesis científica, parte 1 y 2 ANUIES (Trillas), México, 1975..
- 29.- Martínez P. F, Filosofía de la ciencia empírica, Paraninto, Madrid, 1978.
- 30.- Padilla H., El pensamiento científico, Antología, ANUIES México, 1974. 45,-
Rivera N. M, Comprobación científica de hipótesis, ANIJIES, (Trillas), México, 1975.
- 46.- Rosenblueth A, El método científico, Ed. Fournier, S.A., -México, 1971. *
- 48.- Walker W, El pensamiento científico, Grijalbo, colección Dina, México, 1968. *
- 49.- Yuren T. C, Leyes, Teorías y Modelos, ANUIES, México, 1975. Libros que se Encuentran en la biblioteca.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	46/237

8.EXPERIMENTOS

"No podréis llegar al fin sin iluminación, sin paciencia y sin tener la Decisión de esperar, porque los arrebatados nada tienen que hacer en esta materia. Buscáis un -gran secreto. ¿Por qué no poner en ello gran trabajo y excesivo empeño?"

TURBA PHILOSOPHORUM

El siguiente conjunto de experimentos, está encaminado a que el estudiante desarrolle su capacidad de indagar (vía la búsqueda bibliográfica y experimental) hechos relevantes para su preparación científica, a observar "científicamente", a elaborar hipótesis, bien con base a resultados obtenidos o a observaciones, a realizar experiencias sencillas tanto cognoscitivas como psicomotoras y afectivas, pero de manera sistemática; a redactar los resultados obtenidos, a extraer conclusiones lógicas de ellos, a emplear la imaginación, a incrementar su capacidad de razonar y analizar crítica y objetivamente los experimentos y por último a expresar en él lenguaje más adecuado el informe de los experimentos realizados.

De esta forma lenta pero sólidamente resolverán problemas al alcance de sus conocimientos y adquirirán un concepto más significativo del método científico, que aplicado a las ciencias empíricas se le llama método experimental.

Los protocolos de cada experimento se han elaborado de forma tal que conduzcan al estudiante a plantearse preguntas no triviales, evitando detallar la realización de los mismos. Se bosqueja la ruta a seguir, pero orientada por las actividades, de tal suerte que cada estudiante por sí solo, desarrolle su capacidad cognoscitiva, psicomotora y afectiva.

Q. JORGE RIVAS MONTES

Prof. del laboratorio



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	47/237

EXPERIMENTO SOBRE DIFUSIÓN

El siguiente experimento basado en un fenómeno físico, tiene por finalidad que el alumno:

- Reúna información a través de la observación objetiva del fenómeno de difusión.
- Registre objetivamente dicha información,
- Organice y clasifique la información.
- Busque regularidad en ella.
- Explique el porqué de esa regularidad, elaborando hipótesis de trabajo sencillas.

Cuestionarse

- Qué es y que sucede durante el fenómeno
- Qué parte del fenómeno estudiará cada grupo de dos alumnos
- De qué manera se logrará la regularidad del fenómeno
- Qué elementos de observación permitirán detectar la parte del fenómeno elegida
- Las posibles causas que originan la parte del fenómeno por estudiar para argumentar la hipótesis.
- Qué diseño del experimento es el más factible.
- Investigaras propiedades químicas, físicas tóxicas de los reactivos.

Después de realizado el experimento, discutir en grupo lo obtenido en el experimento para integrar las diferentes partes del fenómeno estudiado por cada grupo y establecer la generalidad del mismo.

Bibliografía (referencia corta).

Baker Jeffry. Biología e investigación científica.

Editorial Fondo educativo interamericano. Colombia. 1970.

Harper. Bioquímica. El manual moderno. México. 1982. Babor J. Química general moderna.

Responsable
Jorge Rivas Montes



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	48/237

OBTENCIÓN DEL PESO MOLECULAR DE UN LÍQUIDO

La finalidad de este experimento es que el alumno determine el peso molecular de un líquido, aplicando la ecuación general del estado gaseoso.

Sugerencias para realizar el experimento:

Este experimento se puede realizar inductivamente basándose en el análisis de la ecuación general del estado gaseoso, esto es, comprender cuáles son los parámetros involucrados en dicha ecuación a fin de establecer la forma de controlarlos y fijar así las condiciones experimentales.

Con base en lo anterior, se puede diseñar un experimento que permita aplicar el método experimental y sin consultar referencias bibliográficas que detallen explícitamente la parte experimental.

Algo que siempre se debe tener en mente cuando se va a diseñar un experimento es establecer claramente el uso correcto de materiales y sustancias, lo que significa que indispensablemente se deben conocer las propiedades físicas, químicas y tóxicas de los compuestos y anticipadamente las medidas preventivas, de seguridad y primeros auxilios en caso de accidentes. Esto quiere decir que se requiere hacer una revisión bibliográfica respecto a lo anterior en función del material, equipo y reactivos que se van a emplear en el experimento.

Por último, discutir el plan de trabajo o proyecto con el profesor para su aprobación y realización.

BIBLIOGRAFÍA.

Burmistrova A. O. y otros. Prácticas de química física. Editorial Mir. Moscú. 1977. Maron y Pruton. Fundamentos de Fisicoquímica. Limusa Wiley. México. 1973. p. 46 a 50.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	49/237

UNIDAD 2

REGISTRO Y MANEJO DE DATOS EXPERIMENTALES

QUÍM. JORGE RIVAS MONTES
COLABORADORES
Q. ENRIQUE GIL FLORES
I. B. Q ALFREDO REYNA PINEDA

Este documento es de carácter informativo y no tiene validez impreso o electrónico, solo tendrá validez como copia controlada emitida por el Departamento de Certificación Académica. Para tener certeza sobre el estado de revisión de este documento se debe consultar al Comité del Sistema de Gestión de la Calidad.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	50/237

CONTENIDO

- 1.- Objetivos
- 2.- Introducción
- 3.- Concepto de medida e instrumentos
 - 3.1 Clases de medidas
 - 3.2 Precisión y exactitud de las medidas
- 4.- Errores en la medición
5. Parámetros estadísticos
6. Representación gráfica de datos y ecuaciones empíricas
7. Bibliografía
8. Apéndice
9. Experimentos



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	51/237

1. OBJETIVOS

El alumno:

1.- Definirá con sus palabras los siguientes conceptos:

- 1.1 Medición.
- 1.2 Error, equivocación y discrepancia.
- 1.3 Error sistemático y aleatorio.

2.- Explicará oralmente.

- 2.1 Fuentes de error más comunes.
- 2.2 Características de los errores.
- 2.3 Registro de datos.
- 2.4 Representación gráfica y uso de escala lineal y no línea.
- 2.5 Gráfica.
- 2.6 Utilidad de una gráfica.
- 2.7 Diferentes tipos de curvas y sus gráficas.
- 2.8 Ecuación empírica.
- 2.9 Tratamiento estadístico de datos.
- 2.10 Media.
- 2.11 Desviación estándar.
- 2.12 Límites de confianza.

3.- Aplicará los puntos 1 y 2 a todos los experimentos que realice en esta unidad al:

- 3.1 Identificar los diferentes tipos de errores y sus fuentes principales.
- 3.2 Hacer un registro y análisis de los datos experimentales.
- 3.3 Trazar una gráfica empírica con los datos experimentales.
- 3.4 Analizar una gráfica y asociarle su ecuación empírica.
- 3.5 Aplicar el tratamiento estadístico a los datos experimentales.

4.- Realizará los Experimentos que ilustren todos los puntos anteriores.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	52/237

2. INTRODUCCIÓN

En el tema estudiado del método experimental, su significado importancia y etapas de que consta destaca la observación y medición para obtener datos y resultados, su registro, análisis y evaluación. Ahora se tratará con mayor amplitud el tema, que reviste gran importancia al realizar mediciones y los errores que subyacen en ellas; su representación gráfica y la ecuación que la representa.

A pesar de que vivimos en la época de la automatización, se continúan efectuando mediciones y siempre tendrán su grado de error, y esto es por la sencilla razón de que los instrumentos por muy finos y precisos que sean; nunca podrán determinar el valor real o verdadero de la propiedad que se mide.

Los experimentos permiten el estudio cualitativo y cuantitativo de algunas propiedades, relacionadas con el fenómeno que se estudia. El estudio cuantitativo, se efectúa midiendo la magnitud física que caracteriza las propiedades que interesan al investigador, empleando instrumentos de medida. Según la naturaleza de la magnitud que se investiga, el instrumento puede tener diferente grado de complejidad. No obstante, cualquiera que sea su construcción, los datos experimentales estarán sujetos a error. Para tratar de una manera crítica esos datos y tener un criterio claro de cuáles de las deducciones de los mismos son ciertas y cuáles deben eliminarse por ser dudosas, es necesario saber valorar el error originado por la medición. Sin esta valoración, no es posible obtener una medida cuantitativa confiable de la propiedad que se estudia. Para lograr esto, se puede recurrir al análisis gráfico y/o estadístico, porque a través de ellos se puede estimar la óptima aproximación al valor real, verdadero o más probable que puede asignársele a la propiedad medida. Estos métodos también son útiles para determinar la precisión o reproducibilidad de un procedimiento o medida experimental a fin de lograr un mejor conocimiento del fenómeno que se estudia.

Se espera que este fascículo proporcione los conocimientos necesarios para poder tratar los datos experimentales, sin olvidar por supuesto, que es prácticamente una introducción al tema y de ninguna manera pretende sustituir a los libros que tratan más ampliamente el tema, por ello se incluye una amplia bibliografía para que se recurra a ella cuando sea necesario o se quiera ampliar un tema.

Jorge Rivas Montes



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	53/237

3. CONCEPTO DE MEDIDA E INSTRUMENTOS

En la mayoría de los trabajos de laboratorio, una actividad inherente a la observación y experimentación es el registro de los resultados experimentales que tienen su origen en la medición que permite la cuantificación de alguna magnitud, que es todo aquello que puede ser medido, como la temperatura, la masa, la presión, etcétera. Para lograr lo anterior se debe realizar una medición, que es el proceso en el cual se compara la magnitud desconocida, con una magnitud del mismo tipo, llamada patrón o estándar conocido.

Al realizar la medición se determina el valor de la magnitud y su respectiva unidad que la caracteriza de forma unívoca. Se llama valor al número que se le asigna a una magnitud. Por ejemplo, una masa de 50 mg, una presión de 582 mm de Hg, una temperatura de 150°, etcétera. Así medir, es determinar cuántas veces una magnitud desconocida, contiene a otra magnitud conocida de la misma especie, llamada patrón, que sirve como unidad de comparación.

La finalidad de toda medida es obtener el valor verdadero de la magnitud medida, pero el valor verdadero no se conoce y lo único que se logra es aproximarse a él, mediante la asignación de un número y una unidad. Usualmente al efectuar la medida, el valor de la magnitud se lee en una escala graduada y la cantidad de dígitos que se le asignen al valor depende de las subdivisiones de la escala. Por ejemplo, al hacer la lectura en la escala es posible que el valor no coincida con una subdivisión de la misma, esto es que puede quedar entre dos subdivisiones, lo que originará una incertidumbre, porque el último dígito se tendrá que estimar.

La incertidumbre en la medida es entonces la falta de certeza en el 'último número del valor de la magnitud. Por ejemplo, si se mide el pH de una disolución con dos potenciómetros, el primero tiene una escala graduada de unidad en unidad y la escala del segundo está graduada en décimas. Al hacer la lectura del pH, se podría observar que, en la primera escala, por ejemplo, el valor estaría un poco más allá del número dos; pero no se puede saber la fracción por lo que se tendría que estimar. En cambio, en la escala del segundo se podría leer 2.3 unidades de pH. En el primer potenciómetro hay una gran incertidumbre, o falta de certeza en la medida. En el segundo potenciómetro, aunque se tiene un valor más objetivo, la incertidumbre es más baja porque si se tuviera una escala graduada en centésimas, entonces el valor del pH podría ser por ejemplo 2.31; entonces, se entiende por qué el valor verdadero no se podrá obtener y siempre habrá una incertidumbre en la medida.

Se entiende entonces que el número de dígitos que se le asigne a un valor de una magnitud depende de las subdivisiones en la escala. A mayor número de dígitos, mayor será



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	54/237

la certeza de la medición y viceversa. El valor medido de una magnitud será entonces el valor experimental o valor actual, el cual es aceptado como si fuera el verdadero.

Como en las ciencias experimentales se determinan propiedades o miden magnitudes, se recurre a los sentidos, la observación y el empleo de los instrumentos. Mediante éstos se logra captar aquello que escapa a los sentidos, pues de otra forma sería imposible conocer por ejemplo la temperatura de fusión de un sólido, el pH de una disolución, la presión de un gas, la presión de la atmósfera, etcétera.

Se supone que los instrumentos pueden reflejar realmente lo que se mide, Tal es el caso del termómetro que se emplea para saber la temperatura; el potenciómetro para determinar el pH de un líquido o una disolución; la balanza analítica para determinar la masa, etcétera. Un instrumento es un aparato que tiene un dispositivo que permite medir el valor o magnitud de una cantidad variable. También es un cuerpo físico o sistema de cuerpos físicos que se emplean para comparar directa o indirectamente la magnitud mensurable con su unidad de medida.

Cada instrumento de medida tiene un principio en el que se basa para hacer la medida. En el caso de una balanza analítica electromecánica, se pueden pesar objetos, sustancias, líquidos o disoluciones y se basa en el principio físico de la ley de la palanca. En cambio la balanza ' analítica electrónica, carece de Pesas y se basa en el principio físico de un servosistema electromagnético. Otro instrumento es el termómetro de vidrio con mercurio.

Se emplea para determinar la temperatura y se basa en el principio físico de la dilatación que sufre el mercurio por efecto del calor. Como se supone que la transmisión del calor es instantánea, la perturbación se considera sin importancia.

Los instrumentos se basan en determinadas propiedades que sirven de base para su diseño y perturbar lo menos posible el fenómeno para entonces medir la magnitud requerida.

Cuando se emplea un instrumento, el resultado de la medición se puede apreciar directamente en su escala. Esta puede estar grabada directamente en una sección del instrumento, como sucede con el termómetro de vidrio, que la tiene sobre el vástago. En cambio, en el potenciómetro, la escala está grabada en una carátula. Actualmente, los instrumentos electrónicos, tienen una pantalla digital en la que automáticamente se registra y observa el valor de la medición.

Todos los instrumentos tienen una serie de características que son especificadas por los fabricantes, para lo cual emplean términos técnicos. Algunos de ellos son los siguientes:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	55/237

- Campo de medida (range). Representa la capacidad de medida y se expresa mediante los valores máximos o límites, Por ejemplo en el caso de un termómetro de -10 a $150\text{ }^{\circ}\text{C}$, su campo de medida está entre -10 y 150 grados. Una balanza analítica puede tener un campo de medida desde un gramo hasta 160 gramos.
- Alcance (span). Es la diferencia entre los límites del campo de medida. Para el caso del termómetro es de 160 grados y el de la balanza de 160 gramos.
- Precisión (precisión). Es la tolerancia de la medida y está expresada en las divisiones de las unidades que se pueden leer en la escala. Para el termómetro es de un grado (no se pueden leer décimas de grado, aunque hay termómetros graduados en décimas, pero el del ejemplo no); para la balanza analítica es de un diezmilésimo de gramo.
- Sensibilidad (sensivity). Es la respuesta que da el instrumento a la menor acción física a que es sometido y se relaciona con la mínima señal que puede registrar el instrumento confiablemente.
- Fiabilidad (reliability). Es la probabilidad de que un instrumento se comporte dentro de los límites especificados, durante un cierto tiempo y bajo condiciones específicas.
- Ruido. Cualquier perturbación eléctrica o señal accidental no deseada que modifica la transmisión, indicación o registro de los datos.
- Linealidad. Es la aproximación a una curva de calibración a una línea recta.

Todos los instrumentos por el uso continuo tienden a disminuir o perder algunas de sus características por lo se deberán someterse a un programa de mantenimiento, tanto preventivo como correctivo. El primero incluye la calibración periódica para que la medida sea más verídica. La calibración es la comprobación de que el instrumento no presenta desviaciones por exceso o por defecto en la medida. Para la calibración se emplea algún estándar, patrón de referencia y algún procedimiento normalizado. En el mantenimiento correctivo se hace la revisión y si es necesario se cambian las piezas o circuitos averiados.

3.1 CLASE DE MEDIDAS

Las medidas cualitativas son aquellas que expresan la calidad de una magnitud y carecen de valores numéricos. Por ejemplo, al determinar el pH con papel tornasol, solamente se puede saber en general si la disolución es ácida o básica, pero no cuánto. En cambio, las medidas cuantitativas, son aquellas que aportan valores numéricos de las magnitudes.

Por ejemplo, si el pH se mide con el potenciómetro se puede saber numéricamente que tan ácida o básica es una disolución. Así cuando el pH es igual a 8 , significa que la disolución es básica pero en 8 unidades de pH.

Tanto las medidas cualitativas como cuantitativas, se emplean para obtener información sea sobre una magnitud, alguna propiedad o algún fenómeno, y se pueden realizar directa o indirectamente.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	56/237

Una medida directa, es aquella en la cual se compara la dimensión no conocida con la unidad de medida o patrón de un instrumento. Tal es el caso una longitud que se mide con el metro, o la temperatura con un termómetro. La medida indirecta supone que la magnitud que hay que medir tiene una determinada relación física con otras magnitudes que se miden directamente. Por ejemplo la densidad de una disolución está en función de la masa y el volumen o la cantidad de calor que está en función de la masa, el calor específico y la variación de la temperatura.

3.2 PRECISION Y EXACTITUD DE LAS MEDIDAS

La precisión tiene dos significados. El primero es técnico y se refiere a la unidad de medida empleado. Se define como la mínima unidad que se puede leer en la escala.

Por ejemplo, en una balanza granataria el peso mínimo que se puede leer es 0.1 g. En cambio, en una balanza analítica es de 0.0001 g. Entonces la precisión de la balanza granataria es de un décimo de gramo y la de la analítica de diezmilésima de gramo. Es obvio que la balanza analítica es más precisa. El segundo significado se refiere a la similitud, concordancia o variabilidad que tienen un conjunto de medidas entre sí, cuando se repite varias veces en las mismas condiciones. Por ejemplo, en una titulación se obtienen los siguientes volúmenes: 10.4; 10.3; 10.4 y 10.5 ml de titulante.

Como se observa gran similitud, mucha concordancia y poca variabilidad entre ellas, cualitativamente se dice que tienen una alta precisión. En cambio, si entre la medición de los volúmenes hubiera poca similitud, poca concordancia y alta variabilidad, se tendría cualitativamente baja precisión.

En trabajos experimentales y en cálculos, la precisión depende de la cantidad de cifras que se da en ellos. Una medida de 24.0°C es menos precisa que 24.12°C. En el caso de un resultado proveniente de una operación matemática, aumenta la precisión, porque contiene más cifras de las que proviene. Por ejemplo: si en una titulación se obtienen 12.3, 12.2 y 12,2 ml-, el volumen promedio dará por resultado 12.233333 ml con una calculadora de ocho cifras. Si es de más cifras la precisión es mayor.

Como los volúmenes individuales tienen una precisión menor, esto es de 1/10 o 0.1 ml entonces el resultado se da con la misma precisión o se redondea la cifra inmediata posterior que determina la precisión del dato experimental. En el ejemplo anterior sería de 12.20 mL porque el 0.03 es menor que cinco. En el caso que fuera mayor de cinco (12.27) el dato sería de 12.3 mL. Si la operación anterior no afecta significativamente el resultado final, se puede hacer tal consideración; pero en caso contrario se trabaja con todas las cifras y hasta entonces



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	57/237

se puede o no hacer el redondeo de cifras. En cualquier caso, se debe especificar la consideración hecha. En los dos casos anteriores la precisión se refiere al número máximo de unidades, después del punto que se pueden leer en una escala o como resultado de un cálculo.

La **exactitud** de una medida se refiere a la proximidad del valor medido u observado en comparación con el valor verdadero, teórico o considerado como verdadero. Por ejemplo, si experimentalmente el punto de fusión del hielo a presión ambiente es de 0.01°C , la aproximación al valor teórico de 0.00°C es grande, por lo que se considera cualitativamente una alta exactitud.

Es pertinente mencionar que el valor verdadero de cualquier cantidad es una abstracción filosófica, que no se conoce realmente, por lo que generalmente se hace referencia al valor considerado como verdadero. Cuando no se conoce el valor verdadero, se recurre al valor aceptado o al valor promedio que representa al conjunto de medidas.

La precisión y exactitud de una medida depende de varios factores, que incluyen al propio instrumento, al experimentador, a la facilidad con que se pueda realizar la medición, las subunidades de la escala, etcétera.

A fin de que una medida sea lo más precisa y exacta posible, es necesario realizarla con destreza, esmero, paciencia y minuciosidad, entre otras cosas. Así mismo que antes de realizar la medida se debe cerciorar que el instrumento se ha calibrado. Caso contrario será indispensable realizar su calibración.

El que una medida sea precisa, no significa que a la vez sea exacta y viceversa. Lo más adecuado es que reúna alta precisión y exactitud. Por ejemplo, si al determinar la temperatura de fusión de un compuesto se obtienen los siguientes valores:

45.0 °C	44.9 °C	45.1 °C	45.0 °C
---------	---------	---------	---------

Hay poca variación entre ellos, lo que significa alta precisión; pero si se compara con el valor reportado de 46.9°C , entonces la exactitud es baja por haber una considerable diferencia entre los valores obtenidos y el reportado. Inversamente, la precisión puede ser mala; pero la exactitud no. Finalmente, la exactitud de una medida puede ser afectada por los llamados errores.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	58/237

4. ERRORES EN LA MEDICIÓN

Cuando se realiza una medida, el valor obtenido no es exactamente igual al valor verdadero, sino que es un valor que se aproxima a él, independientemente de la complejidad o simplicidad del instrumento y las precauciones que se tengan para efectuar la medida.

Consecuentemente, las medidas contendrán errores. Es importante distinguir entre equivocación, discrepancia y error.

EQUIVOCACIÓN Y DISCREPANCIA

La equivocación, no es un error, es solamente consecuencia de una mala práctica. Se origina por el descuido, la inexperiencia o el desconocimiento de lo que se hace. En cambio, la discrepancia es la falta de acuerdo sobre el valor de una misma medida cuando dos personas la hacen y cada una da su resultado; pero no son iguales.

En el ámbito científico, un error es simplemente la diferencia entre el valor verdadero y el valor obtenido por la medición. Como el error puede ser causado por diferentes circunstancias, para facilitar su estudio, es común clasificarlos de acuerdo con su origen en sistemáticos y aleatorios.

ERRORES SISTEMATICOS O DETERMINADOS

Los errores sistemáticos, se conocen también con el nombre de errores determinados, porque proceden de fuentes específicas que pueden ser identificadas y controladas. Los errores sistemáticos son aquellos que dan valores mayores o menores respecto al valor verdadero, cuando una medición es repetida varias veces. En este sentido los errores pueden ser positivos o negativos y no se alternan, siempre se cometen en una sola dirección, sea por exceso o por defecto.

Los errores sistemáticos pueden ser, en principio evitados o eliminados mediante una cuidadosa planeación de los experimentos y calibración de los instrumentos y material de medición.

Por ejemplo si el diámetro interno de una pipeta o bureta no es uniforme, el volumen medido podrá diferir del volumen verdadero. Como se conoce la fuente del error, se podrá eliminar, calibrando cuidadosamente la pipeta y bureta.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	59/237

Los errores sistemáticos pueden ser constantes y proporcionales. Los primeros tienen un valor fijo y los segundos, se incrementan con la magnitud de la medida. Por ejemplo, si se usa una balanza analítica y no está calibrada, al realizar varias pesadas bajo esas condiciones, el error sistemático será constante. En cambio, en el error proporcional, su valor se incrementa o disminuye progresivamente al realizar la medida en las mismas condiciones.

Por ejemplo: cuando se efectúa una valoración, al emplear diferentes masas del patrón primario, el volumen del titulado será proporcional a ella. Así al aumentar la masa, aumenta el volumen y viceversa. En otro caso, cuando se emplea una pipeta de transferencia de 25 ml, mal calibrada y que en realidad entrega 24.7 ml. Al medir volúmenes de 25, 50, 75 y 100 ml, los errores por esa razón serán:

Volumen	25	50	75	100
Error	0.3*	0.6	0.9	1.2

*Error para el volumen de 25 mL: $25 - 24.7 = 0.3$. Para 50 ml _ se duplica (0.6), etc.

FUENTE DE LOS ERRORES SISTEMÁTICOS

Una fuente de error es aquella que da origen a un error. En general las fuentes de los errores sistemáticos se localizan en todo aquello que implica el realizar una medida. Se pueden identificar las siguientes fuentes:

1.- Los instrumentos. Los errores sistemáticos en esta fuente son atribuidos a las características de fabricación de los instrumentos, por ejemplo, el que la graduación, de la escala no sea uniforme, esto es, que los espacios entre división y división no sea el mismo. Además, las imperfecciones propias de la fabricación, como la mala calibración.

2.- Métodos y técnicas. Estas fuentes de errores sistemáticos se deben al carácter aproximado de las correlaciones teóricas con las prácticas, que vinculan las magnitudes medidas en el experimento, con lo esperado teóricamente. Por ejemplo, en un método volumétrico de una titulación, se espera que coincida el punto de equivalencia con el punto final de la titulación. Otro ejemplo sería el caso de algunas reacciones que no son completas o cuantitativas o tienen reacciones secundarias o colaterales y en el caso de las reacciones de precipitación, en las que la cuantitividad se ve afectada por solubilidad del precipitado, la coprecipitación, la pos precipitación y el efecto del pH, entre otras.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	60/237

3.- Fuente de error personal. Se debe fundamentalmente a las características del experimentador. Entre ellas se pueden mencionar la falta de experiencia, el exceso de confianza y sus limitaciones propias. Por ejemplo, defectos de la vista, nerviosismo, imprudencia, arrojo desmedido, impaciencia, etcétera. Dentro de los errores personales, se pueden incluir los llamados errores de manipulación u operación tanto de instrumentos como de material, equipo y sustancias.

El conocer las fuentes de los errores sistemáticos, permite establecer su influencia en las medidas y sus repercusiones en los experimentos, por lo que se puede decidir si se eliminan; calculan, si se puede o corrigen aplicando algún factor de corrección, como por ejemplo cuando se mide un volumen de algún líquido o disolución, a una temperatura diferente a la de calibración, 20 °C, se puede emplear la siguiente fórmula:

$$V_{20^{\circ}\text{C}} = V_a + 0.00025 (T_{20^{\circ}\text{C}} - T_a) V_a$$

En donde:

V_a es el volumen a una temperatura diferente de 20 °C

T_a corresponde a la temperatura de medición del volumen V_a

Para evitar los errores sistemáticos, en lo que respecta a los instrumentos, es recomendable que sean calibrados periódicamente. En cuanto a los métodos y procedimientos, tener todas las precauciones requeridas y en cuanto a la persona, que antes de emplear cualquier instrumento o material de medida, lea los manuales de operación, se capacite en su empleo y sea cuidadoso en su uso.

Finalmente, es frecuente que un error sistemático sea originado por la combinación de dos o más de sus fuentes. Así, por ejemplo, al pesar una sustancia delicuescente, se puede esperar que el error pueda aumentar si se tiene una mala técnica al pesar, como no emplear la pesa filtro y no se toma en cuenta que puede absorber humedad del medio ambiente.

ERRORES ALEATORIOS O INDETERMINADOS

Por otra parte, los errores aleatorios o indeterminados, son aquellos que afectan la medida realizada en un sentido u otro. Esto es se alternan, sea por exceso o por defecto. Por ello oscilan alrededor del valor verdadero en ambas direcciones, en algunos casos será de más y en otros de menos.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	61/237

Los errores aleatorios, provienen de diferentes fuentes que son inapreciables e imperceptibles por parte del experimentador. Esto imposibilita el que se puedan eliminar o controlar. Por eso se les cataloga también como errores indeterminados, casuales, fortuitos o al azar por depender de factores externos al experimentador. Por ello cuando se han controlado o eliminado los errores sistemáticos y solamente quedan los aleatorios, es posible emplear un tratamiento estadístico para evaluar los datos experimentales.

Los errores aleatorios se presentan más frecuentemente, cuando coinciden dos o más fuentes. Por ejemplo, al emplear un potenciómetro, puede haber cambios inesperados en la línea de corriente o voltaje, cualquiera de los cuales puede causar una variación irregular en una serie de mediciones del pH. En otro caso, la inexperiencia del que realiza la medida puede ocasionar un error aleatorio, por ejemplo cuando lee el volumen desalojado por una bureta, puede leer de menos, oscilando así el valor medido respecto al valor verdadero o promedio de una serie de mediciones del volumen.

Los errores aleatorios se pueden identificar cuando se hacen muchas medidas y sus valores no son iguales, sino que varían por exceso y por defecto.

Por ejemplo, si se mide la temperatura de una disolución y se obtienen por valores:

Temp. °C	25.4	26.0	25.7	26.1
----------	------	------	------	------

Al compararlos con el valor esperado de 25.8 °C, se observa que varían por encima y por debajo de ese valor.

FUENTES DE LOS ERRORES ALEATORIOS

Puesto que los errores aleatorios no tienen una sola causa, no se puede establecer anticipadamente cual será la fuente que lo origine. Sin embargo se puede sospechar de algunas posibles fuentes mediante la experiencia en el trabajo cotidiano de realizar mediciones sean físicas o químicas. Así por ejemplo, es posible que algunos instrumentos eléctricos se vean afectados por variaciones del voltaje, por lo que se recomienda que estén previamente conectados a un regulador de corriente. En otro ejemplo, al realizar una pesada exacta en una balanza analítica, si se sabe que la sustancia es higroscópica, deliquescente o eflorescente, se deberá hacer por diferencia y emplear el pesafiltro. En otro caso, al realizar una titulación se debe evitar el error de paralaje al hacer la lectura del volumen en la bureta. De esa forma el volumen leído no se verá afectado por exceso y por defecto.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	62/237

Una forma de disminuir los errores aleatorios es aumentar el número de mediciones, con lo que se logrará en promedio que los efectos de las distintas fuentes de error se compensen.

Consecuentemente, se puede emplear la teoría de las probabilidades que incluye a los fenómenos aleatorios y determinar así la mejor aproximación de la medida.

Los errores aleatorios, están asociados con la precisión de una medida y los métodos estadísticos dan una medida cuantitativa de la precisión, aunque no de la exactitud.

EJERCICIOS

- 1.- Explicar por qué la acción de contar da como resultado un número exacto y por qué al realizar una medida no.
- 2.- Explicar por qué al amor, a la moral y a la honorabilidad, no se les puede asignar un número y una unidad.
- 3.- A qué se llama incertidumbre en una medida. Citar ejemplos cuando se emplea una pipeta graduada de 1 ml de 1/10; 1/100. Una bureta de 5, 10 y 25 ml.
- 4.- Explicar en qué caso se comete un error, una equivocación o una discrepancia.
 - a) dos personas ven la hora en el mismo reloj y difieren en un minuto.
 - b) un estudiante lee en un termómetro 43.1 °C en lugar de 43.0 °C.
 - c) al pesar el mismo objeto en dos estudiantes, obtienen 1.5 g y 1.4998 g.
 - d) un estudiante mide 5 mL en una probeta a 15 °C.
 - e) al pesar en la balanza analítica se sabe que está descalibrada.
 - f) se prepara una disolución 0.01 M de FeCl_3 , pero no se sabe que contiene 6 moléculas de agua de cristalización.
- 5.- Explicar por qué los datos experimentales no pueden estar exentos de error.
- 6.- Explicar por qué los errores sistemáticos afectan a la exactitud y por qué los errores aleatorios afectan a la precisión.
- 7.- Qué es una fuente de error y cómo se puede identificar. Escribir ejemplos.
- 8.- Explicar qué tipo de error se puede cometer por:
 - a) falta de calibración de un instrumento.
 - b) mala graduación de la escala.
 - c) fluctuaciones de voltaje.
 - d) poca pericia del estudiante.
 - e) el método empleado en una determinación.
 - f) falta de limpieza en una pipeta.
- 9.- Explicar cuál es la precisión de:
 - a) pipeta graduada de 5 ml.
 - b) pipeta graduada de 1 ml de 1/10 y de 2 ml de 1/100.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	63/237

c) bureta de 25 ml.

d) probeta de 10 ml.

e) balanza granataria y analítica.

10.- Explicar que significa que un vaso de precipitados tenga $\pm 5\%$; pipeta volumétrica de 5 ml; matraz volumétrico de 10 ml ± 0.02 ml.

11.- Explicar cuáles son medidas directas y cuáles indirectas:

a) Medir el volumen de un cilindro.

b) Determinar el pH con papel tornasol.

c) Pesar en la balanza analítica.

d) Determinar la densidad del agua.

e) Medir la temperatura ambiente. O medir la velocidad de una reacción.

g) determinar la concentración de una disolución.

12.- Escribir cinco ejemplos de medida cualitativa y cinco de medida cuantitativa.

13.- Explicar que significa pesar aproximadamente una masa de 0.2345 g y pesar exactamente una masa de 0.2345 g.

14.- Identificar cuáles son las fuentes de error cuando se valora una disolución de HCl con Carbonato de sodio por el método de las alícuotas y el de las pesadas.

a) preparación de una disolución estándar de carbonato de sodio (patrón primario) y titulación de al menos tres alícuotas de HCl.

b) pesado del patrón primario por triplicado y titulación con el HCl.

15.- Cuatro estudiantes valoran exactamente 10 ml de NaOH 0.1 M, con una disolución de HCl exactamente 0.1 M, Los resultados del volumen gastado por cada alumno se presentan en el cuadro siguiente. Analizar los resultados de cada estudiante, considerando que teóricamente se debieron gastar 10.0 ml de HCl. Calcular el volumen promedio y su respectivo intervalo para cada alumno y basarse en esos valores para contestar los incisos.

a) Cuáles errores se cometieron en cada caso (aleatorio o sistemático).

b) Cuáles resultados son precisos o exactos.

c) Cuál alumno fue exacto y preciso, sólo exacto, sólo preciso, inexacto e impreciso, etc.

Alejandro	10.08	10.11	10.09	10.10	10.12
Belem	9.88	10.14	10.02	9.80	10.21
Yolátl	10.19	9.79	9.69	10.05	9.78
Benjamín	10.04	9.98	10.02	9.97	10.04



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	64/237

5. PARÁMETROS ESTADÍSTICOS

Existen diferentes métodos estadísticos para darle un significado numérico a un conjunto de mediciones o datos experimentales. Por ejemplo, se puede calcular la precisión y exactitud de un conjunto de medidas. También se pueden calcular los límites dentro de los cuales, probablemente se podría encontrar la mejor estimación del valor real, etcétera. Los métodos estadísticos se basan en dos suposiciones:

- 1 - Todos los errores sistemáticos se han eliminado.
- 2.- Debido a los errores aleatorios, los valores medidos se distribuyen alrededor del valor verdadero, en forma simétrica y muy próxima al valor verdadero

VALOR MEDIO

Cuando se realizan mediciones repetidas de una misma magnitud y se han eliminado o corregido los errores determinados, difícilmente serán idénticos, por ello -se calcula el valor que los represente por ejemplo el valor promedio o valor medio, media de la muestra o simplemente media. Por ello se le conoce como el valor aceptado o valor más probable. Se supone que es el valor que estará más cercano al valor verdadero. Se calcula sumando los valores individuales de cada medición y se divide entre el número total de mediciones:

$$\bar{X} = \sum \frac{X_i}{n}$$

Por ejemplo, en una titulación de un ácido con una base, se obtuvieron las siguientes concentraciones molares: 0.098; 0.099; 0.097 y 0.098. Calcular la molaridad promedio:

$$M = \frac{0.098 + 0.099 + 0.097 + 0.098}{4}$$
$$M = 0.09835$$

Es recomendable que se use el valor promedio cuando se repita varias veces una medición, sea física o química. Pero se debe especificar que el valor dado se refiere al valor promedio.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	65/237

CALCULO DE LA EXACTITUD (E)

Cuando se conoce el valor verdadero, el esperado (surgido de un cálculo) o el valor conocido, el cálculo de la exactitud es sencillo. Se puede cuantificar calculando el error absoluto, el por ciento de error o el error relativo. En estos casos se da una idea de la cercanía al valor verdadero o exactitud. Se sobre entiende que no hay valores dudosos y se han eliminado o corregido los errores sistemáticos.

El error absoluto, E_a , de una medida representa un intervalo de error, y está definido por la diferencia entre el valor medido (V_m) o el promedio y el valor verdadero (V_v).

$$E_a = V_m - V_v$$

Se expresa en las mismas unidades que el valor medido.
En el ejemplo anterior si la molaridad fijada (valor verdadero) fue de 0.1, entonces el E_a será:

$$E_a = 0.09835 - 0.1 = -0.00165$$
$$E_a = -0.00165$$

Como se observa el error absoluto es pequeño. Por ello se tiene una alta exactitud. La diferencia del error absoluto puede ser positiva o negativa. En el primer caso significa que se cometió un error por exceso y en el segundo, que fue por defecto, como en el ejemplo anterior.

Para darle un mayor significado al error absoluto, se emplea frecuentemente el **por ciento de error, %E**, el cual se define como el producto del cociente del error absoluto entre el valor verdadero de la medición multiplicado por 100:

$$\%E = \frac{E_a}{V_v} \times 100$$

Ejemplo: Si al determinar el calor de descomposición del peróxido de hidrógeno se obtiene un valor de 23.1 Kcal/mol y el valor teórico es de 23.4 Kcal/mol, el por ciento de error será:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	66/237

$$\%E = \frac{23.1 - 23.40}{0.1} \times 100$$
$$\%E = -3.0$$

Se puede notar que el por ciento de error tiene signo negativo, lo cual significa que el valor obtenido es menor al valor verdadero. Asimismo, puesto que el porcentaje es pequeño la exactitud es alta.

El error relativo, Er, se expresa con mucha frecuencia como relativo al tamaño de la cantidad medida. Relaciona dos magnitudes de la misma naturaleza y es un número adimensional, es decir sin unidades. Su utilidad se debe a que puede emplearse para comparar medidas entre sí, lo que no puede hacerse con el error absoluto.

El error relativo, se define como el cociente entre el error absoluto y el valor verdadero (Vv).

$$E_r = \frac{E_a}{V_v}$$

Por ejemplo, si el resultado de un análisis químico de un cierto compuesto es del 36.97 % y el valor verdadero es de 37,06 %, el error relativo será:

$$E_r = \frac{36.97 - 37.06}{37.06} = -0.002428$$

El error relativo también se expresa en por ciento y en partes por mil o millón. Cuando se emplea para comparar dos medidas entre sí, aquella que tenga el menor error relativo será la más exacta.

CALCULO DE LA PRECISIÓN

La precisión se puede calcular con diferentes parámetros estadísticos como la desviación media del valor medido o desviación media, la desviación estándar o. el coeficiente de variación. En cualquier caso no debe haber resultados dudosos y los errores sistemáticos se han controlado. Por su alto significado es más frecuente emplear los dos últimos parámetros.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	67/237

La **desviación estándar (S o DS)**, mide la variabilidad de los valores medidos respecto a la media. El resultado de la desviación estándar se da como el valor medio $\pm S$, donde el más indica el límite superior y el menos, el límite inferior. La desviación estándar tiene las mismas unidades de la magnitud que se está midiendo.

La desviación estándar se calcula obteniendo primero la suma de las desviaciones individuales, $d_i - d_{prom}$, elevada al cuadrado, luego se divide dicha suma entre $n-1$ y se saca la raíz cuadrada al cociente. Al elevar al cuadrado las desviaciones individuales antes de sumarlas, se da más importancia a las desviaciones mayores. $n-1$ se emplea cuando el número de medidas que se repiten es menor a 10 y cuando es infinito o muy grande, es n . La ecuación para calcular la desviación estándar de pocas medidas repetidas es:

$$S = \sqrt{\frac{\sum (d_i - d_{prom})^2}{n-1}}$$

Ejemplo.

Calcular la desviación estándar de una titulación cuyas normalidades resultantes son las siguientes:

N	0.2041	0.2049	0.2039	0.2043
---	--------	--------	--------	--------

Valor promedio de las desviaciones individuales: $d_{prom} = \frac{\sum d_i}{n}$

$$d_{prom} = \frac{0.2041 + 0.2049 + 0.2039 + 0.2043}{4}$$

$$d_{prom} = 0.2043$$

Desviaciones individuales:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	68/237

$$\begin{aligned}d_1 &= 0.2041 - 0.2043 = -0.0002 & d_2 &= 0.2049 - 0.2043 = 0.0006 \\d_3 &= 0.2039 - 0.2043 = -0.0004 & d_4 &= 0.2043 - 0.2043 = 0.0000\end{aligned}$$

$$S = \sqrt{\frac{(-0.0002)^2 + (0.0006)^2 + (-0.0004)^2 + (0.0000)^2}{4-1}}$$

$$S = 4 \times 10^{-4} \text{ N}$$

Como la desviación estándar se escribe a la derecha del valor promedio de los resultados de la titulación, se tendrá:

$$N = 0.2043 \pm 4 \times 10^{-4}$$

El intervalo de la normalidad será entre 0.2037 y 0.2047. Sin embargo no es muy usual dar la expresión anterior, pero si la interpretación de la desviación estándar. En el ejemplo anterior, la desviación estándar es pequeña. Esto significa que los resultados de la titulación son confiables porque tienen repetibilidad elevada. Así mientras más pequeña sea la S, mayor será la precisión y por ende la repetibilidad y viceversa.

El **coeficiente de variación** (CV), también conocido como desviación estándar relativa, se expresa en porcentaje y es igual a la desviación estándar entre la media (X_{prom}) por cien:

$$CV = \frac{S}{X_{prom}} \times 100$$

Para el ejemplo anterior el coeficiente de variación será:

$$CV = \frac{4 \times 10^{-4}}{0.2043} \times 100 = 0.19579$$

La interpretación del coeficiente de variación es igual que el de la desviación estándar. Esto es a menor CV, mayor precisión y viceversa. En el caso anterior, el coeficiente de variación es muy pequeño por lo que se puede establecer que hay una alta precisión.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	69/237

RECHAZO DE UN RESULTADO

Cuando en una serie de mediciones de la misma magnitud, uno o varios valores son diferentes al conjunto de los demás datos, surge la duda de si serán correctos o no.

En algunas ocasiones, el resultado dudoso se puede atribuir a una equivocación o a un error humano. En estos casos se recomienda repetir la medida antes de realizar un cálculo. Para poder aplicar alguna prueba estadística es necesario suponer que la distribución de medidas repetidas es normal. Una prueba, entre otras, es la llamada Q de Dixon. Esta prueba es aplicable cuando se tienen menos de 10 valores medidos y se define por la siguiente relación:

$$Q = \frac{(\text{valor} * \text{sospechozo}) - (\text{valor} * \text{más} * \text{cercano})}{(\text{valor} * \text{más} * \text{grande}) - (\text{valor} * \text{más} * \text{chico})}$$

El valor obtenido de Q, se compara con valores críticos como los de la tabla 4, a una cierta probabilidad y si el valor calculado de Q es mayor al valor crítico, se rechaza el resultado dudoso, caso contrario se conserva.

Valores críticos para el cociente de rechazo Q

D. R. Rorabacher, Anal Chern., 63:139, 1991

Número de observaciones	90% de confianza	95% de confianza	99% de confianza
3	0.941	0.970	0.994
4	0.765	0.829	0.926
5	0.642	0.710	0.821
6	0.560	0.625	0.740
7	0.507	0.568	0.680
8	0.468	0.526	0.634
9	0.437	0.493	0.598
10	0.412	0.466	0.568



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	70/237

Por ejemplo, en una muestra de agua, se determinaron la concentración de nitritos, obteniéndose los siguientes resultados:

C (mg /L	0.403	0.410	0.401	0.380
----------	-------	-------	-------	-------

Se puede observar que el último dato es dudoso y con la prueba Q se puede saber si se conserva o se rechaza:

$$Q = \frac{0.380 - 0.401}{0.410 - 0.308}$$

$$Q = 0.7$$

De la tabla 41 para una muestra de 4 y una probabilidad del 95 % de confianza, el valor crítico es de 0.829. Como el valor de Q calculado es menor, el dato se conserva. Si se aumenta la probabilidad al 99 % de confianza, el valor crítico de Q es de 0.926 y el valor calculado de Q no supera al valor crítico y por tanto se conserva el dato de concentración.

LÍMITES DE CONFIANZA

Cuando se tiene una serie de medidas repetidas, el mejor representante del conjunto es el valor promedio. Pero este valor no es el real a causa de los errores experimentales y la incertidumbre de las medidas. Sin embargo hay una variación que oscila alrededor del valor promedio, entre los cuales se espera que esté el valor real. Los límites de esa variación, se llaman límites de confianza.

Éste significa que se puede afirmar con una cierta probabilidad que en un determinado intervalo o límites se encuentre incluido al valor verdadero. El tamaño del intervalo de confianza dependerá de la certeza que se quiera tener que se incluya el valor verdadero. Así a mayor intervalo, mayor será la confianza de que el valor verdadero se incluya y viceversa.

Para aplicar los límites de confianza se supone que los errores sistemáticos se han minimizado o controlado, si se puede. Los límites de confianza se pueden calcular aplicando la prueba t de Student (seudónimo de W.S. Gosset), cuya ecuación es:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	71/237

$$\mu = \bar{X}_m \pm \frac{ts}{\sqrt{n-1}}$$

En donde:

μ Representa la media verdadera.

X_m es la media.

t parámetro estadístico (se obtiene de tablas).

S es la desviación estándar.

n es el número de medidas u observaciones.

Ejemplo. Mediante un análisis clínico se determinó el contenido de iones sodio en una muestra de orina, obteniéndose los siguientes resultados: 102, 97, 99, 98, 101 y 106 mM. Calcular cuáles serán los límites de confianza al 95 y 99 % para la concentración de iones sodio. Primero se calcula la media (X_m) y la desviación estándar de la media:

$$X_m = 100.5 \text{ mM y}$$

$$S = 3.27 \text{ mM}$$

Ahora se consultan en una tabla los valores de t para cada uno de los porcentajes establecidos:

$$t_{95\%} = 2.57 \text{ y } t_{99\%} = 4.03$$

Sustituyendo los valores en la ecuación se obtienen los siguientes valores:

$$\text{Al } 95\% \quad \mu = 100.5 \pm \frac{2.57(3.27)}{\sqrt{6}} = 100.5 \pm 3.4$$

$$\mu = 100.5 \pm 3.4 \text{ mM}$$

Intervalo 99.7 a 103.9



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	72/237

$$\text{Al } 99\% \quad \mu = 100.5 \pm \frac{4.03(3.27)}{6} = 100.5 \pm 5.4$$

$$\mu = 100.5 \pm 5.4 \text{ mM}$$

Intervalo 95.1 a 105.9

Como se observa a mayor límite de confianza, mayor es el intervalo, lo que significa que al ampliar el límite es más probable que, el valor de la concentración abarque a la media verdadera.

EJERCICIOS.

1.- Se realizó el análisis por duplicado de una muestra que contiene hierro, obteniéndose los siguientes resultados:

1ª %	20.18	20.25	20.28	20.30	20.23	20.20
2 %	20.16	20.38	20.30	20.42	20.12	20.26

Calcular:

- La media R_1^a : 20.24 R_2^a = 20.27
- La precisión (S, CV) $R_1^a S_1^a$ = 0.046 CV_1^a = 0.23% $R_2^a S$ = 0.57 CV = 0.25%
- Intervalo de confianza al 95% R_1^a : 20.24 ± 0.05 R_2^a 25.45 ± 0.07

2.- Si el 20.18 es el valor del porcentaje de hierro para el problema anterior. Calcular:

- Los errores absolutos y relativos en ppmil (R: 0.06 y 3.0 ppmil; 0.09 y 4.5 ppmil).
- Cuál de los dos análisis es más preciso y exacto R: el primero es más exacto y preciso.

3.- La concentración de plomo en sangre fue determinada a 50 niños que asisten a una escuela situada en la esquina de dos avenidas muy transitadas. La media fue de 10.12 ng/mL y la S = 0.64 ng/mL. Calcular:

- Calcular el intervalo de confianza al 95% para la concentración media de plomo de todos los niños de la escuela. R: 10.01 ± 0.1
- Qué tamaño debería tener la muestra (n) para reducir el tamaño del intervalo de confianza a 0.2 ng/mL, es decir a ± 0.1 ng/mL. R: n = 157



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	73/237

4.- Se calibró un potenciómetro con una disolución reguladora de pH, obteniéndose los siguientes resultados: 5.15, 5.19, 5.16, 5.17, 5.15, 5.20, 5.21. Calcular:

- El valor promedio del pH. R: 5.162
- La exactitud (%Ea, %Er) y precisión (S y CV) si la disolución amortiguadora fue de pH 5.
- Calcular el intervalo de confianza del pH al 95%.

5.- Se realizaron seis determinaciones repetidas del principio activo (pa) en una formulación que contiene el 10.2% del pa. Los resultados fueron los siguientes:

% pa	10.6	10.4	10.5	10.4	10.5	10.3
------	------	------	------	------	------	------

Calcular:

- la media, la desviación estándar.
- los límites de confianza para la media al 95% y 99%.
- Se encuentra el valor de 10.2% dentro de los límites de confianza al 95 y 99%.

6. REPRESENTACIÓN GRÁFICAS DE DATOS Y ECUACIONES EMPIRICAS

Cuando se realiza un experimento y se obtienen una serie de datos es frecuente representarlos en una gráfica para efectuar su análisis. El **análisis gráfico**, permite establecer la relación entre las variables; visualizar la presencia de puntos extremos o de inflexión; determinar la periodicidad entre las variables, observar las irregularidades, hacer interpolaciones o extrapolaciones y aún determinar la ecuación que rige al conjunto de datos, según un determinado modelo matemático.

En general las **gráficas** son la representación geométrica de una relación funcional entre las variables independiente y dependiente del experimento y se llama gráfica empírica, porque se restringe al conjunto de datos experimentales y es la representación de un fenómeno particular. Puede ser una recta o una curva La validez de la ecuación empírica parte del supuesto de que pese a la incertidumbre inherente a las medidas y a la dispersión de los puntos, el fenómeno tiene un comportamiento suave, regular y continuo. Además que existe una relación de causalidad entre las variables.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	74/237

Una gráfica empírica es útil porque proporciona una ayuda visual del comportamiento causal de un fenómeno, es decir la relación causa efecto entre las variables. Sirve también para comparar un resultado experimental contra un teórico. Se pueden predecir valores no determinados experimentalmente, sea por una interpolación o una extrapolación. En el primer caso, se determinan valores comprendidos dentro del conjunto de datos y en el segundo caso, fuera de los datos experimentales. Además las gráficas empíricas tienen un significado propio a las cuales se les puede asociar una ecuación particular llamada empírica, aunque tenga semejanza con alguna ecuación analítica.

En general una **variable** es un símbolo o letra que puede tomar diferentes valores, tal es el caso de la solubilidad y la presión. Cuando dos variables diferentes se relacionan entre sí por un fenómeno de causalidad (causa efecto), su representación matemática general es:

$$y = f(x)$$

Tal expresión se lee "y" es función de "x" y significa que para cada valor de "x" le corresponde, uno y sólo un valor a. Ante tal dependencia se dice que "x" es la variable independiente y "y" es la variable dependiente.

En el campo de la investigación se adopta esa relación funcional. Así, cuando el valor que admite una cierta variable no depende de ninguna condición, recibe el nombre de **independiente** y puede entonces adquirir diferentes valores. En cambio cuando la variable depende del valor o valores admitidos por la independiente, recibe el nombre de variable **dependiente**.

En términos prácticos, en un experimento la variable independiente es la que controla el investigador sea, asignándole ciertos valores o la mantiene constante. La variable dependiente, es la variable de respuesta, es la que mide el experimentador y le corresponde un valor a cada variación de la independiente. Las variables deben ser susceptibles de medirse u observarse y además ser unívocas, es decir, tener un significado único.

En el caso de la solubilidad, ésta depende de la temperatura. La variable independiente será la temperatura, ya que a cada valor de temperatura le corresponde determinada solubilidad, en consecuencia ésta es la variable dependiente. Por ejemplo la solubilidad (S)



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	75/237

del nitrato de potasio a diferentes temperaturas, se representa en forma de una tabla horizontal:

T°C	10	20	30	40	50	60	70	80
S (g/100 g H ₂ O)	58	64	69	74	79	84	88	94

Cuando en un experimento se tienen una serie de datos, para poder hacer la **representación gráfica**, la primera tarea es ordenarlos y tabularlos, sea en forma horizontal, como los datos anteriores, o en forma vertical o columnas, como se muestra a continuación con la solubilidad del nitrato de potasio.

Temp (°C)	S(g/100 g H ₂ O)
20	32.0
30	46.5
40	64.0
50	110.0

Nótese que se da el par ordenado T, S en el cual la variable independiente es la temperatura (T) y la variable dependiente es la solubilidad (S).

Para representar los datos mediante una tabulación y/o el ordenamiento en fila, se recomienda lo siguiente:

A cada conjunto de datos se le deberá numerar progresivamente y asignarle un título breve que de una idea clara de lo que representa.

Se escribe primero la variable independiente y luego la dependiente, con sus respectivas unidades y símbolo. Lo anterior sirve para representar los pares ordenados (x, y) en una gráfica.

El valor numérico de las variables ha de disponerse en forma tal que se ordenen, según convenga, y se distingan perfectamente las cifras enteras de los decimales. Asimismo se pueden emplear potencias de 10 si los números son muy pequeños o muy grandes.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	76/237

Por ejemplo, si se tienen los valores 0,00231 se puede representar como 2.3×10^{-3} .

Cuando se representan valores promedio, se deberá indicar tal hecho. Igualmente si se redondean cifras.

Con la tabulación de los datos se pueden observar los valores de las dos variables, lo que facilitará la elección de la escala, toda vez que para representar los datos en una gráfica, la elección de la escala es una tarea importante. Por tal motivo es conveniente ampliar un poco el tema sobre los tipos de escala.

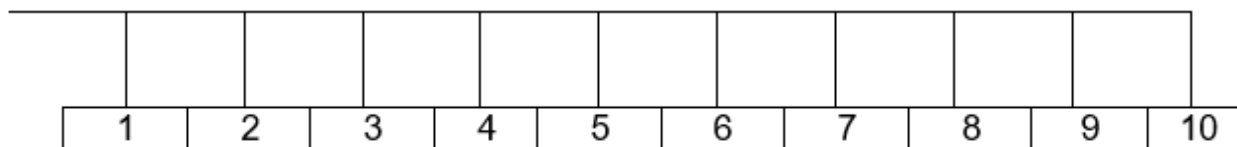
Una escala, es la división en segmentos (de acuerdo a la unidad de medida de que se trate) trazados en los ejes de las variables dependientes e independiente. Esa división en segmentos representa la graduación de la escala. Se tienen diferentes tipos de escala, como la lineal y la no lineal. El empleo de una u otra depende de los valores de las variables para su representación gráfica.

Se dice que una escala es lineal, cuando su graduación es la misma. Esto significa que la división de los segmentos es igual. Cuando se requiere este tipo de escala, es costumbre usar el papel llamado milimétrico. En este papel cada hoja tiene divisiones de un milímetro.

En la escala lineal se tiene la ventaja de que los intervalos de los valores de las variables, se puede ajustar en función de los valores de las variables.

Una escala no lineal, es aquella cuyos intervalos no son iguales entre sí, es decir entre división y división el espacio es diferente. Tal es el caso de las escalas logarítmica y exponencial.

La escala logarítmica, presenta espacios no uniformes porque están en proporción a los logaritmos de los números, como se puede apreciar a continuación:





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	77/237

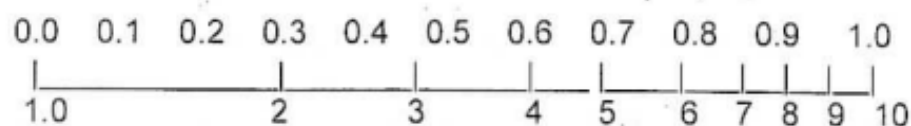
En una escala logarítmica no se representan los valores de las variables, sino el logaritmo de cada valor. La escala logarítmica se imprime en hojas que pueden ser de dos tipos: semi logarítmica o semi log y logarítmica o log-log.

La escala semi log se caracteriza por tener una escala logarítmica y una escala lineal.

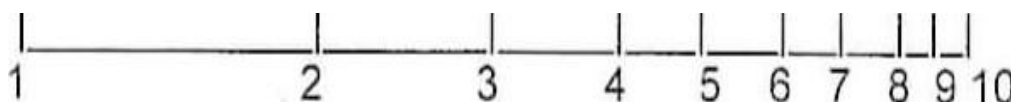
En cambio la logarítmica (log-log) tiene las dos escalas en logaritmos. Además el papel semilog o log-log se vende en modalidades de un ciclo, dos o más ciclos. Esto significa que cada ciclo puede representar valores del 1 al 10, de 10 a 100, de 100 a 1000, etcétera. Igualmente pueden representar submúltiplos, por ejemplo 0.1 a 1.0 o de 0.01 a 0.1, etcétera.

La escala logarítmica se construye obteniendo los logaritmos de los números naturales del 1 al 10 y representando los logaritmos en una escala lineal graduada de 0.0 a 1.0

Número	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Logaritmo	0.0	0.3	0.47	0.60	0.69	0.77	0.84	0.90	0.95	1.0



Finalmente la representación de la escala logarítmica es la siguiente:



Se comprende que si se obtienen los logaritmos de los números 10 a 100 ó del 100 al 1000, etc., los intervalos de la escala se hacen cíclicos. De aquí que el papel con escala logarítmica o semi logarítmica pueda tener uno o varios ciclos.

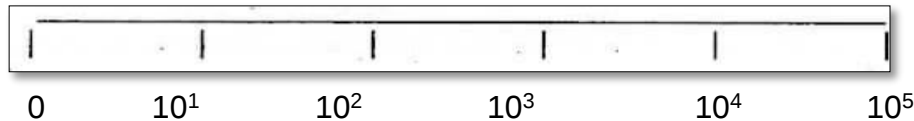
La escala exponencial es no lineal, aunque los intervalos o espacios aparentemente son iguales, ya que cada división corresponde a un exponente en orden progresivo, es decir 10^1 , 10^2 , 10^3 , etc. Lo anterior significa que los intervalos, representan cantidades muy diferentes



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	78/237



La escala exponencial se puede trazar en papel milimétrico y a cada división asignarle un exponente en orden progresivo, según lo aconseje el conjunto de datos experimentales. El par ordenado se localiza según los valores de las variables.

Conociendo las diferentes escalas y una vez elaboradas las tablas, se está en condiciones de representar en una gráfica los datos experimentales. Es importante mencionar que actualmente se dispone de paquetes para trazar gráficas empleando una computadora. Sin embargo, es conveniente saber hacerlo sin esa herramienta. A continuación se indican algunas recomendaciones para trazar gráficas.

- Para trazar la gráfica, se puede emplear diferente tipo de papel, como el llamado milimétrico, el semi log o el log-log o algún otro tipo de los que se venden impresos.
- La variable dependiente se sitúa en el eje de las ordenadas (eje de las Y) y la independiente en el eje de las abscisas (eje de las X).
- En cada uno de los ejes, se escribe el nombre o símbolo de la variable y sus respectivas unidades.
- Elegir la escala más adecuada para los dos ejes, a fin de que cualquier par (x,y) se pueda representar.
- Los intervalos de las escalas pueden ser diferentes.
- Cuando se tienen valores muy pequeños o muy grandes, se puede emplear la notación científica. Esto es potencias de 10. Por ejemplo: $0.0056 = 5.6 \times 10^{-3}$.
- Procurar que la gráfica ocupe la mayor parte de la hoja o que su tamaño permita distinguir los puntos (pares ordenados x,y).
- Al localizar los pares ordenados o puntos en el plano cartesiano, se pueden encerrar en un círculo pequeño para que se puedan distinguir.
- Al trazar la tendencia de la gráfica, la línea debe pasar tan cerca de los puntos localizados como sea posible; pero sin unir punto por punto.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	79/237

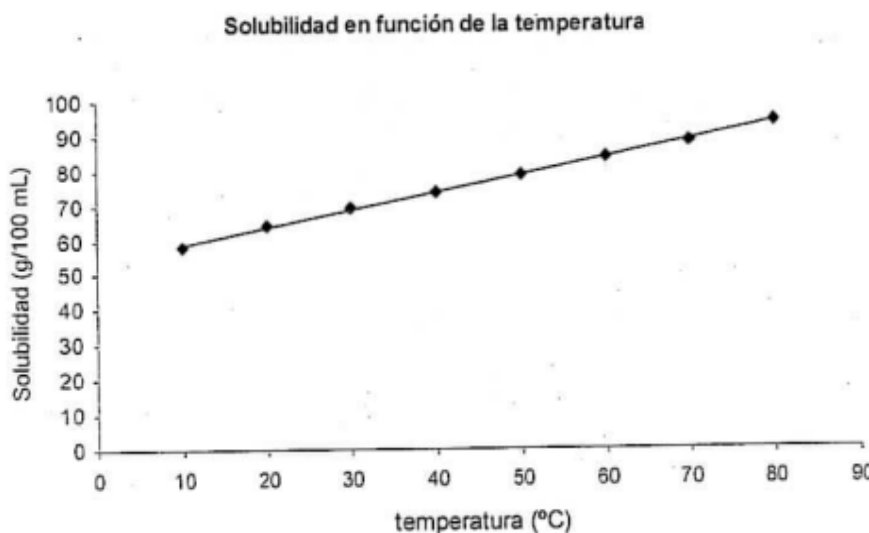
j) Para trazar la tendencia de la gráfica, se pueden emplear las llamadas plantillas o curvígrafo.

k) Al trazar la gráfica restringirse al conjunto de los puntos, nunca fuera de ellos. Para comprender mejor lo antes expuesto, a continuación se presentarán una serie de ejemplos.

1.- Trazar la gráfica de la solubilidad de KBr según los datos siguientes:

	10	20	30	40	50	60	70	80
S /100 ml	58	64	69	74	79	84	88	94

La representación gráfica es en una escala lineal pero no son iguales porque se ajustan a los datos, la variable dependiente es S y la independiente T.

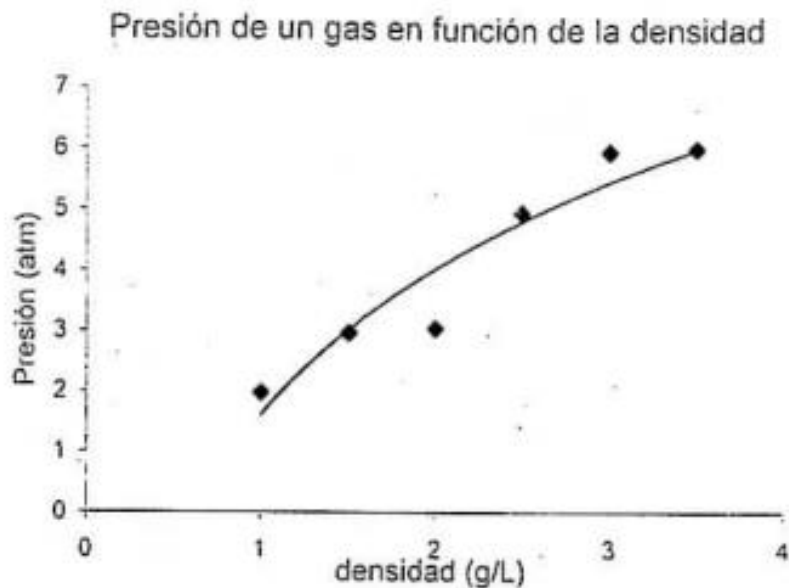


2.- La presión (P) de un cierto gas en función de la densidad (d) es la siguiente:

d (g/L)	1.98	2.97	3.05	4.95	5.94	6.0
P (atm)	1.00	1.50	2.00	2.50	3.00	3.50



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	80/237



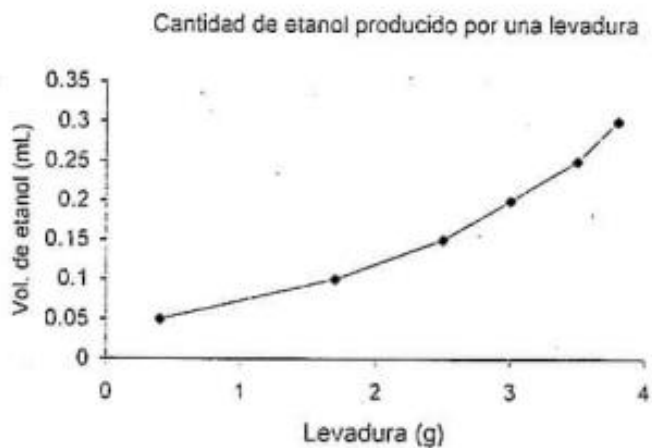
3.- Representar en una gráfica el volumen de etanol producido según una cierta cantidad de una levadura X.

Levadura X	0.05	0.10	0.15	0.20	0.25	0.30
Vol. Etanol (mL)	0.4	1.7	2.5	3.0	3.5	3.8

Cantidad de etanol producido por una levadura

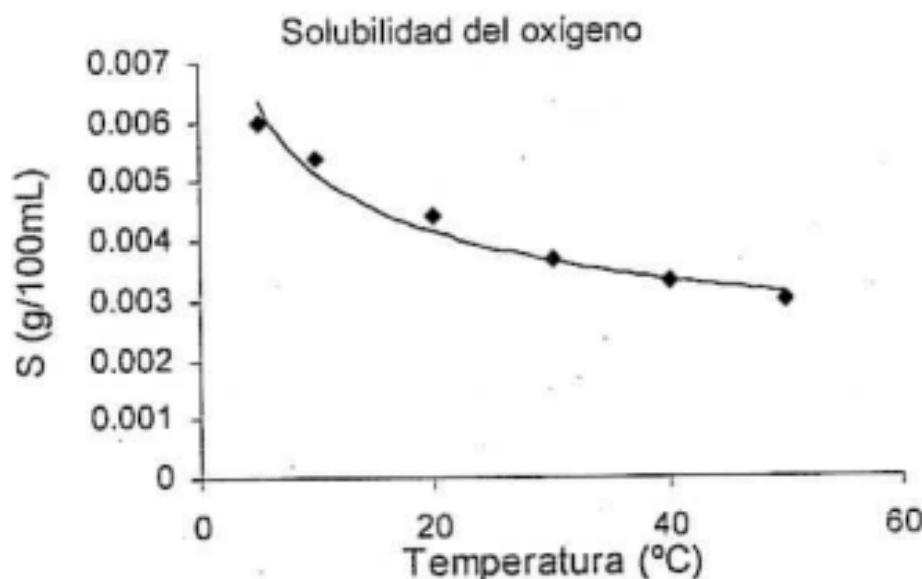


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	81/237



4.- Representar en una gráfica la solubilidad (S) del oxígeno a 1 atm en agua a diferentes temperaturas (T 0 C) según los siguientes datos:

Temp.	5	10	20	30	40	50
S /100 mL	0.0060	0.0054	0.0044	0.0037	0,0033	0,0030





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	82/237

A continuación se presenta un ejemplo en el que los datos de la variable independiente y dependiente son muy diversos, lo que dificulta la representación gráfica en una hoja de papel milimétrico por lo que se opta por otra escala.

5.- Representar en una gráfica el consumo de oxígeno para varios mamíferos según su masa corporal.

Manífero	Masa cor oral	Consumo de o mm / h
Ratón	25	1580
Rata	225	872
Cone•o	2 200	466
perro	11 ,700	318
Hombre	70 000	202
Caballo	700,000	106
Elefante	38.000,000	67

En el caso de la escala log-log y con base a los datos, se aprecia que se requiere una hoja de seis ciclos por tres. Para la masa corporal se tiene lo siguiente:

Ciclo	Intervalo	Número (s) a graficar
10	10 a 100	25
20	100 a 1000	225
30	1000 a 10,000	2,200
40	10,000 a 100,000	11 ,800 y 75,000
50	100,000 a 1,000,000	700,000
60	1,000,000 a 10.000,000	



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	83/237

Para el consumo de oxígeno, los ciclos serán tres:

Ciclo	Intervalo	Número (s) a graficar
1º	10 a 100	67
2º	100 a 1000	106, 202, 318, 466 y 872
3º	1000 a 10,000	1,580

Con base en los ciclos, se procede a graficar en el papel log-log de 6x3 ciclos.

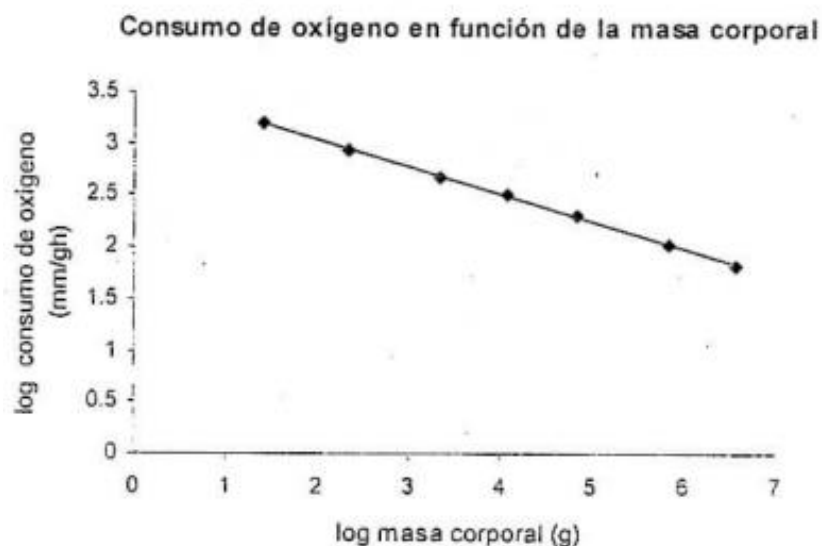
En caso de que no se disponga de papel log-log, se procede a obtener los logaritmos de los valores de ambas variables y se traza la gráfica en escala lineal.

log de masa corporal (g)	log de consumo de oxígeno (mm/g-h)
1.3979	3.1986
2.3521	2.9405
3.3424	2.6683
4.0681	2.5024
4.8450	2.3053
5.8450	2.0253
6.5790	1.8260



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	84/237

Con los logaritmos anteriores de las variables, se traza la gráfica.



En el caso de escala exponencial, para la masa corporal son de 10^1 a 10^7 en intervalos iguales cada uno y dividido en 10 partes cada uno. Para el consumo de oxígeno de 10^1 a 10^4 . Lo anterior se presenta en la siguiente tabla de valores:

Masa corporal	Intervalo	Consumo de O ₂	Intervalo
25	10^1 - 10^2	1580	10^3 - 10^4
225	10^2 - 10^3	872,466,318,202 y 106	10^2 - 10^3
2200	10^3 - 10^4	67	10^1 - 10^2
11,700 y 75,000	10^4 - 10^5		
700,000	10^5 - 10^6		
3,800,000	10^6 - 10^7		

En la representación en escala lineal, pero exponencial, cada intervalo, aunque linealmente es igual, numéricamente no lo es toda vez que el exponente asegura eso.

Todos los ejemplos anteriores sirvieron para ilustrar la representación gráfica, pero es necesario aclarar que para ello se empleó el programa de Excel de una computadora.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	85/237

Sin embargo cuando se carece de esa herramienta, que es útil pero no indispensable, es necesario tener presente las recomendaciones para trazar gráficas manualmente. Ahora bien, después que los datos experimentales de un fenómeno se han representado en una gráfica empírica, se puede establecer la relación matemática entre las variables, llamada ecuación empírica. El problema es saber en primer lugar cuál es la mejor línea (recta o curva) que representa al conjunto de datos en la gráfica y en segundo lugar cuál es la ecuación que relaciona a las variables. El primer problema se resuelve empleando el análisis de regresión y el segundo con el análisis de correlación. Ambos análisis son técnicas estadísticas,

El análisis de regresión, permite determinar la forma probable de relación entre las variables, asociándoles una ecuación, siempre y cuando se trate de un fenómeno de causalidad. Esto es que una variable dependa de la otra y en el trabajo experimental se controle la variable independiente. El análisis de regresión se puede aplicar a relaciones lineales y no lineales (curvas). Puede ser lineal simple, si se trata de dos variables, o lineal múltiple si son tres o más variables.

En el presente fascículo, se estudiará concretamente el análisis de regresión lineal simple, por estar más relacionado con el trabajo experimental de dos variables. Para establecer la probable relación entre las variables y asociarle una ecuación, en este caso de la recta, es usual auxiliarse de una gráfica (empírica) o diagrama de dispersión, que muestre la tendencia general de los puntos (pares ordenados X, Y) en el plano cartesiano, pero no se traza la recta. Esto se deja para cuando se tenga la ecuación empírica.

Para **ajustar la línea recta** al conjunto de puntos en la gráfica se emplea el llamado **método de mínimos cuadrados** por ser el más exacto, dentro de otros métodos. El método consiste en ajustar la recta que cumpla con la condición de que la suma de las desviaciones de cada valor experimental de Y, de su correspondiente valor de predicción, sea mínima (revisar el apéndice para mayor comprensión del método).

El ajuste consiste en determinar las constantes de la ecuación de la recta que se le asocia a la gráfica. Esto es determinar los valores de la pendiente (m) y la ordenada al origen (b),

Según el método de mínimos cuadrados, las ecuaciones para calcular los parámetros "m" y "b", son las siguientes:

$$m = \frac{(n\sum xy) - (\sum x \sum y)}{(n\sum x^2) - (\sum x)^2}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	86/237

$$b = \frac{(\sum y \sum x^2) - (\sum x \sum xy)}{(n \sum x^2) - (\sum x)^2}$$

Los símbolos de las sumatorias significan:

EX sumar progresivamente los valores de X (la variable independiente) elevar al cuadrado los valores de X y luego sumar los cuadrados.

(EX)² elevar al cuadrado la sumatoria de X

EXY multiplicar los valores de X por Y y luego sumarlos

EY sumar progresivamente los valores de Y

EY² elevar al cuadrado los valores de Y, y luego sumarlos

(EY)² elevar al cuadrado la sumatoria de Y

EXEY multiplicar los valores de la sumatoria de X por la sumatoria de Y

Para saber cómo se llega a estas fórmulas, consultar el apéndice o un libro de estadística.

Actualmente las calculadoras escolares y las computadoras, tienen programado el método de mínimos cuadrados, lo que facilita el ajuste a una recta y calcular "m" y "b". Sin embargo es importante aprender a realizar los cálculos, empleando las fórmulas, anteriores para lo cual se ilustrará con un ejemplo resuelto. La calculadora y la computadora solamente se emplearán para corroborar los resultados.

Una vez que se conocen los valores de m y b, se escribe la ecuación empírica que mejor se ajusta al diagrama de dispersión. Con base en la ecuación, se calculan dos valores para Y, al sustituir dos valores de X. Ambos puntos (pares X, Y), se localizan en el diagrama de dispersión y entonces se traza la recta. El hecho de regresar a la gráfica para trazar la mejor recta es lo que se llama regresión.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	87/237

Cuando el diagrama de dispersión no es una recta, sino una curva, también se puede establecer la ecuación, pero primero se debe transformar a una recta, para entonces hacer el ajuste, como se expondrá más adelante.

Una vez que se tiene la ecuación empírica, para saber que tanto están relacionadas las variables, se recurre al análisis de correlación.

El análisis de correlación proporciona un indicador cuantitativo que da una medida del grado de relación entre las variables, es llamado coeficiente de correlación (r). Los valores " r " se encuentran entre 0 y 1 y tiene el signo de la pendiente. El coeficiente de correlación también se puede expresar en por ciento. Cuando $r = 1$, describe una correlación perfecta, lo cual significa que todos los datos experimentales están sobre la línea recta. Pero si el valor de $r = 0$, significa que no hay correlación lineal entre X , Y . Si r es (+) la relación es directa (pendiente positiva), es decir, si aumenta X , también Y . Si r es (-), la relación es inversa (pendiente negativa), o sea, si aumenta X , disminuye Y .

El valor del coeficiente de correlación es una estimación de que tanto hay una dependencia entre las variables. La interpretación del coeficiente de correlación se hace por medio de su cuadrado, es decir r^2 , el cual se llama coeficiente de determinación. Este indica el porcentaje de la variación de X que está asociada con la variación de Y . Por ejemplo si el valor de r^2 es de 0.9998 ó 99.98 %, sugiere que el 99.98 % de la variación de X está asociada o es explicada por la variación de Y . En pocas palabras que existe un alto porcentaje de probabilidad de que Y dependa de X .

Cuando r^2 es 1, significa que X está asociada con Y perfectamente y que existe una relación de causalidad entre ambas variables. En el caso de que $r^2 = 0$, significa que no hay una relación de causalidad entre ambas variables.

El coeficiente de correlación y de determinación se puede calcular empleando las siguientes fórmulas:

$$r = \sqrt{m \cdot m'} \Rightarrow r^2 = (m)(m')$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	88/237

$$m' = \frac{n \sum XY - \sum X \sum Y}{n \sum Y^2 - (\sum Y)^2}$$

Para entender mejor los análisis de regresión y correlación, se aplicarán en el siguiente ejemplo.

1.- Determinar la ecuación empírica que se ajusta a los datos de la solubilidad del bromuro de potasio en función de la temperatura.

Temperatura	10	20	30	40	50	60	70	80
Solubilidad S (g/100 mL)	58	64	69	74	79	84	88	94

Se traza la gráfica en papel milimétrico para corroborar que es una recta, se procede a calcular los valores de la pendiente "m" y la ordenada al origen "b". Es recomendable tabular los valores de la siguiente forma:

$\sum X$	$\sum X^2$	$(\sum X)^2$	$\sum XY$	$\sum Y$	$\sum Y^2$	$(\sum Y)^2$	n
360	20,400	129,600	29,560	610	47,574	372,100	8

Ahora se sustituyen los respectivos valores:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	89/237

$$m = \frac{(8 \times 29560) - (360 \times 610)}{(8 \times 20400) - 129600}$$

$$m = 0.5023$$

$$b = \frac{(610 \times 20400) - (360 \times 29560)}{(8 \times 20400) - (129600)}$$

$$b = 53.642$$

Con los valores de los parámetros, se escribe finalmente la ecuación empírica:

$$S = 0.5023T + 53.642$$

Empleando una calculadora que tenga regresión lineal (siglas en inglés RL) o la computadora se puede primero calcular el coeficiente de correlación "r" y luego elevarlo al cuadrado, para obtener el coeficiente de determinación:

En el ejemplo anterior: $n = 8$

$$EXY = 29,560 \text{ y } m = 0.5023$$

$$m' = \frac{(8 \times 29560) - (360 \times 610)}{8(47574) - (372100)}$$

$$m' = 1.9877532$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	90/237

El valor de r^2 y r será:

$$r^2 = (0.5023) (1.9986094) = 0.9986094$$

$$r^2 = 0.9986094 \quad (99.86\%)$$

$$r = 0.9993044 \quad (99.93\%)$$

Este valor significa que se tiene una probabilidad del 99.86 % de que la variación de la solubilidad sea explicada por la variación de la temperatura. O en otras palabras que Solubilidad depende de la Temperatura y gráficamente la relación entre las variables S y T, es lineal. Para familiarizarse con el ajuste a una recta por el método de mínimos cuadrados, es necesario realizar muchos ejercicios. Resolver los siguientes casos.

1.- Determinar la ecuación empírica que rige al voltaje (V) en función de la temperatura (T), de acuerdo a los siguientes datos.

T (°C)	25.0	50.0	75.0	100	125	150	175	200
V (mv)	0.23	1.20	2.24	3.32	4.34	5.35	6.33	7.31

$$v = 24.574T + 19.4859 \quad 12 = 0.9998 \quad (99.98\%)$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	91/237

2.- Determinar la ecuación empírica que relaciona la masa (m) con el alargamiento (L) que sufre un resorte, según los datos siguientes:

m (g)	1	2	3	4	5	6	7
L (cm)	7	9	11	13	15	18	22

$$L = 2.3928 m + 4 \quad r^2 = 0.9792 \quad (97.92\%)$$

Una gran aplicación de las gráficas empíricas en el campo del análisis químico, es en las llamadas **curvas de calibración o curva estándar**, que se emplean para predecir la concentración de algún compuesto por interpolación, en una gráfica empírica lineal o empleando la ecuación empírica.

Muchos métodos analíticos (análisis instrumental) se basan en medir un parámetro físico (como la absorbancia, fluorescencia, turbidez, etc.) que es directamente proporcional a la concentración de un compuesto en una muestra. Para tal efecto, se preparan una serie de disoluciones estándar o patrón de concentración conocida (contienen el compuesto cuya concentración se va a determinar), se mide la respuesta del instrumento (espectrofotómetro, por ejemplo) para cada una de las muestras preparadas (disolución estándar). Con los datos de concentración y absorbancia, se traza una gráfica que es lineal. Por ser una gráfica empírica, es de esperarse que no todos los puntos de la gráfica caigan sobre la línea recta, debido a los errores aleatorios al realizar la medición,

Ejemplo.

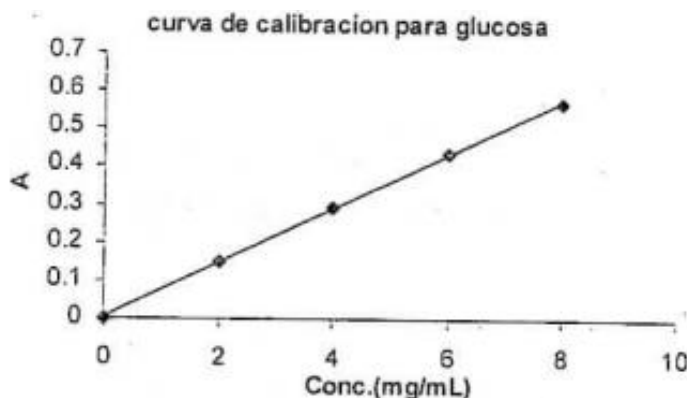
Para determinar la concentración de glucosa por espectrofotometría en una muestra, se preparó una curva de calibración con los siguientes datos:

C (mg glucosa/mL)	0	2	4	6	8
Absorbancia	0.002	0.150	0.294	0.434	0.570



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	92/237

Con estos datos se traza la gráfica empírica en escala lineal (papel milimétrico), que debe ser una recta:



Para ajustar los datos a una línea recta, se calcula m y b , por el método de mínimos cuadrados, obteniéndose lo siguiente:

$$m = 0.071 \quad b = 6 \times 10^{-3}$$

La ecuación empírica es:

$$C = 0.071A + 0.006$$

Con esta ecuación empírica o con la gráfica empírica, se puede conocer tal concentración de glucosa una muestra, En el primer caso se sustituye la absorbancia y en el segundo se interpola con el valor de la absorbancia.

AJUSTE A UNA RECTA DE RELACIONES NO LINEALES

Cuando en una gráfica empírica, se observa que la tendencia general de los puntos (pares ordenados de las variables) no corresponde a una línea recta, sino a una curva o relación no lineal, se pueden ajustar los datos experimentales de la curva a una línea recta, de manera semejante como se hizo con la línea recta. El análisis de regresión y correlación se efectúa en la relación lineal.

Las relaciones no lineales que se pueden presentar son muy variadas; pero en esta obra solamente se estudiarán las de tipo: potencial, exponencial y logarítmica



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	93/237

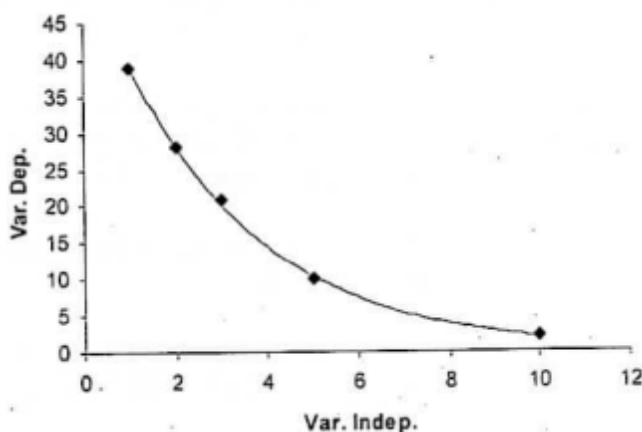
RELACION POTENCIAL

Una relación entre variables de tipo potencial, es aquella que se rige por la ecuación general: $Y =$

Para $b \neq 0$, b representa la ordenada al origen y m , la pendiente (puede ser positiva o negativa)

La representación gráfica de una relación potencia en escala lineal es la siguiente:

Relación potencial



Es oportuno mencionar que las gráficas potenciales, son un caso particular de las llamadas curvas polinominales, cuya expresión matemática es:

$$y = a + bx + cx^2 + dx^3 + \dots + nx^p$$

Se puede observar que el enésimo término, se identifica con el término nx^p de la ecuación particular de una curva potencial. Para ajustar la curva a una recta, primero se tiene que **linealizar o representar mediante una línea recta**, al graficar los logaritmos de las variables (x,y) . Lo cual se puede lograr de dos formas. La primera consiste en obtener los logaritmos de los valores de las variables x , y , y después trazar la gráfica en escalas lineales.

La segunda forma es trazar la gráfica en una escala no lineal del tipo log-log, cuyas escalas son logarítmicas.

La representación lineal de una curva potencial es posible porque en ambos casos se hace un cambio de variable. Así en las escalas lineales, se sustituye el logaritmo de los valores de ambas variables y en el otro caso se grafica directamente el logaritmo de las variables en las escalas logarítmicas.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	94/237

La ecuación empírica que se obtiene en ambas gráficas lineales es la siguiente:

$$\text{Log } Y = m \log X + 10g b$$

Esta ecuación es el resultado de sacar logaritmos a la ecuación general:

$$Y = bX^m$$

$$\text{Log } (Y) = \log (b X^m)$$

Aplicando la ley de los logaritmos, se obtiene la ecuación lineal:

$$\text{Log } Y = \log b + m \log X \quad \text{Log } Y = \log b + m \log X$$

Los valores de m y b , se calculan por el método de mínimos cuadrados. Para confirmar que se trata de una relación potencial, se calcula r y F . Si los valores son muy cercanos a 10 a 100%, no hay duda que se trata de una ecuación potencial.

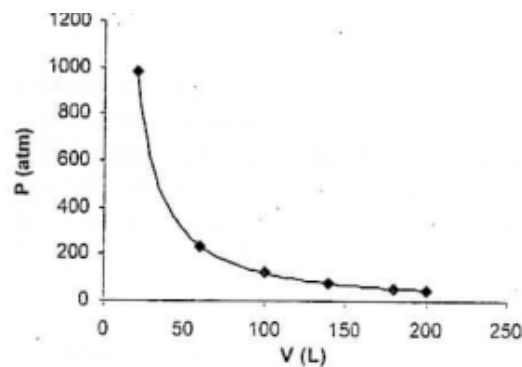
Para calcular r y r^2 , se emplean las mismas fórmulas que para el caso de una línea recta, se debe tener presente el cambio de variable X , por $\log X$ y Y por, $\log Y$. Para ilustrar lo anterior ajústese a una recta el siguiente fenómeno.

Determinar la ecuación empírica para los siguientes valores de presión (P) y volumen (V) a temperatura constante de un cierto gas.

V(L)	20	60	100	140	180	200
P atm	980	236	121	77	56	49

La representación gráfica en escala lineal es la siguiente:

Relación entre el volumen y la presión





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	95/237

Como se sabe que la curva es potencial, se traza directamente la gráfica en escala log-log de dos ciclos por dos ciclos. Para la presión en el primer ciclo se grafican los datos del 1 al 100. En el segundo ciclo de 100 a 1000. Los datos del volumen se localizan en el primer ciclo del 10 a 100 y en el segundo ciclo del 100 al 1000. Con ello se lineariza.

El hecho de que la gráfica sea lineal, significa que efectivamente se trata de una relación potencial. La ecuación empírica se obtiene calculando m, b por el método de mínimos cuadrados. Recuerdese que se sustituye X por log X y Y por log Y. Para comprobar que es una relación potencial, se calcula r y r^2 . En el presente ejemplo los valores calculados son:

$$m = -1.3036 \quad \log b = 4.688400095 \quad \Rightarrow \quad b = 48797.27669$$

$$r = 0.999987 \quad (99.99\%) \quad r^2 = 0.999975 \quad (99.997\%)$$

Las ecuaciones empíricas son:

$$\text{Ajustada a una recta:} \quad \log P = -1.3036 \log V + 4.6884$$

$$\text{Función potencial:} \quad P = (48797.27) V^{-1.30}$$

Ejercicio.

Determinar la ecuación empírica (lineal y de la curva) que rige al siguiente conjunto de datos, empleando la regresión y correlación.

x	0.015	0.13	1	8	80	400
Y	0.5	1	2	4	9	15

$$\text{Ajustada a una línea: } Y = 0.3042 \log X + 0.3360 \quad r = 0.9999 \quad 0.9998$$

$$\text{No lineal o función potencial: } Y = 2.01 X^{0.3421}$$

RELACION EXPONENCIAL

Una relación entre variables de tipo exponencial, se caracteriza por tener como base un logaritmo (base e o base 10), como exponentes la pendiente (m) y la variable independiente X. Puede tener por tanto cualquiera de las siguientes ecuaciones generales:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	96/237

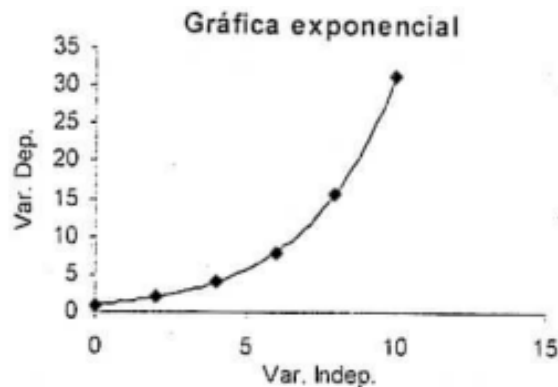
$$Y = be^{mx}$$

para $b > 0$ y $b \neq 1$

$$Y = b10^{mx}$$

para $b > 0$ y $b \neq 1$

b , es la ordenada al origen que corresponde al punto $(0,y)$; m la pendiente (puede ser positiva o negativa). La gráfica de una relación exponencial es la siguiente:



Las curvas exponenciales aunque se parecen a las potenciales, se distinguen de éstas, porque se pueden **transformar a una línea recta** al graficar $\log Y$ con X en papel milimétrico, o empleando papel semilog, ($\log Y$ y X en escala lineal).

La justificación de la transformación a una línea recta, tiene su base en el cambio de variable de Y por $\log Y$. Esto se aprecia mejor si a la función exponencial ($Y = b10^{mx}$), se le aplican logaritmos y sus leyes:

$$\log Y = \log (b10^{mx})$$

$$\log Y = \log b + \log (10^{mx})$$

$$\log Y = \log b + mx \log 10$$

como $\log 10 = 1$ entonces se tiene:

$$\log Y = \log b + mx$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	97/237

Esta ecuación ajustada a una línea recta, es semejante a la ecuación $Y = mx + b$.

Para escribir la ecuación empírica, se calcula m y b , empleando el método de mínimos cuadrados, considerando que el cambio de variable es Y por $\log Y$. Para comprobar que efectivamente corresponde a una función exponencial, se calcula r^2 .

Ejemplo. Representar en una gráfica la variación de la constante de equilibrio (K_{eq}) en función de la temperatura para la reacción entre el H_2 y el I_2 de acuerdo a los siguientes datos:

Temp T ($^{\circ}C$)	340	360	380	400	420	440	460
K_{eq}	70.8	66	61.9	57.7	53.7	50.5	46.8

Como se sabe que los datos obedecen a una relación exponencial, ésta se lineariza en papel semi log, haciendo el cambio de la variable Y por $\log Y$, y X en escala lineal. Ahora se calculan r y r^2 empleando las fórmulas correspondientes:

$$r = 0.999799 \quad \text{ó} \quad 99.976\% \quad r^2 = 0.9996 \quad \text{ó} \quad 99.96\%$$

Los valores del coeficiente de correlación y determinación, sugieren que se trata de una relación exponencial. Para escribir su ecuación empírica ajustada a una recta, se calcula la pendiente y ordenada al origen, ya sea empleando las fórmulas, con la calculadora o la computadora. Los valores respectivos son:

$$m = -0.0014885 \text{ y } \log b = 2.3562677 \quad b = 227.12644$$

Ecuación empírica ajustada a una recta: $K_{eq} = -0.0014885 T + 2.3562677$

La ecuación de la curva es: $K_{eq} = (227.12) 10^{-0.0014 T}$

Ejercicio:

Determinar la ecuación empírica (ajustada a una línea y de la curva) del siguiente conjunto de datos, empleando la regresión y la correlación.

x	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Y	70	44	27.9	17.6	11.1	7	4.4	2.8	1.8	1.1	0.7

Ecuación empírica ajustada a una línea: $\log Y = -0.199 X + 1.8446$

Ecuación de la curva: $Y = (69.93) 10^{-0.199 X}$ $r = -0.99998$ $F = 0.99997$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I

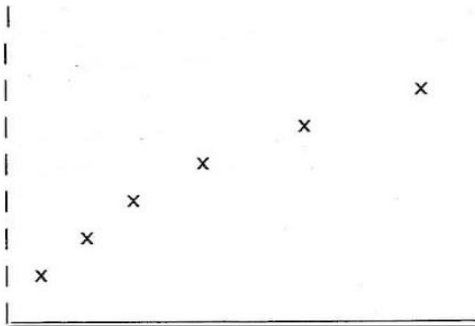


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	98/237

RELACIÓN LOGARÍTMICA

La función logarítmica es la inversa de la exponencial. Su ecuación general es: $Y = \log X$

El perfil de la gráfica es la siguiente:



La curva se puede transformar a línea recta graficando en escala lineal Y , y $\log X$, en papel milimétrico o papel semilog en X , como se aprecia a continuación:

Cuando la curva se ajusta a una recta, su ecuación general es: $Y = m \log X + b$

Ejemplo.

La afinidad de la hemoglobina (saturación, S , de oxígeno en por ciento) por el oxígeno (presión, P_i del oxígeno) a pH 7.6 en el mono Rhesus (Macaca mulatta) a 23 c c es la siguiente:

P (02)	5	10	20	30	40	50	60
% s (02)	41	54	67	75	82	86	89

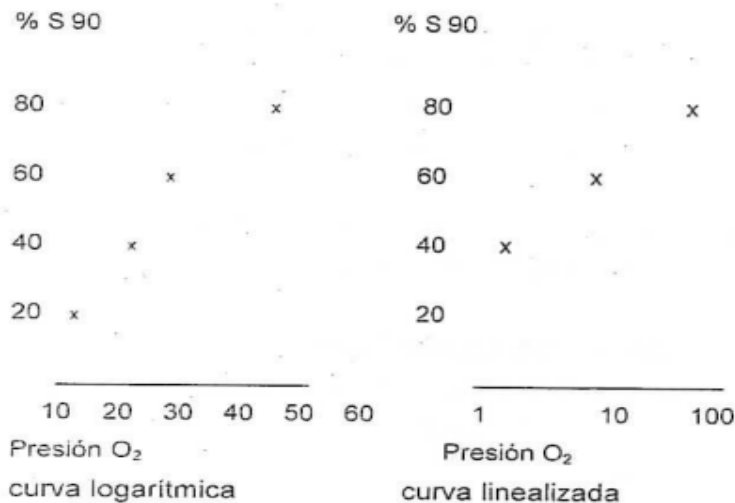
Puesto que los datos tienen un comportamiento logarítmico, la gráfica en escala lineal y no lineal (semilog), presenta el siguiente perfil



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	99/237



Para escribir la ecuación empírica del conjunto de datos, se calcula m , b y r y r^2 . Si se emplean las fórmulas se obtiene lo siguiente

$\Sigma \log PO_2$	$\Sigma \% S$	$\Sigma \log PO_2 \% S$	$\Sigma \log PO_2$	$(\Sigma \log PO_2)^2$	$\Sigma (\% S)^2$	$(\Sigma \% S)_2$
9.55630	494	716.34647	13.97798	91.32286	36752	244036

$$m = \frac{7(716.34647) - (9.55630 \times 494)}{7(13.97798) - (91.32286)}$$

$$m = 45.013$$

$$b = \frac{(494 \times 13.97798) - (9.55630 \times 716.34647)}{7(13.97798) - (91.32286)}$$

$$b = 9.121631$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	100/237

Cálculo de r^2 :

$$m' = \frac{7(716.34647) - (9.55630 \times 494)}{7(36752) - (244036)}$$

$$m' = 0.02219632$$

$$r^2 = (m)(m') \Rightarrow r^2 = (45.013952)(0.02219632)$$

$$r^2 = 0.9991431 \text{ (99.91431\%)}$$

$$r^2 = 0.99957145 \text{ (99.957145\%)}$$

Estos valores sugieren que se tiene una alta probabilidad de que la ecuación empírica sea del tipo logarítmica:

$$\% S = 45.013 \log P + 9.1216311$$

Ejercicio.

Determinar la ecuación empírica para el siguiente conjunto de datos:

X	10	20	30	40	50	60	70	80
Y	1.0	1.30	1.48	1.60	1.70	1.78	1.85	1.90

Ecuación ajustada a una recta:

$$Y = -0.04114 \log X + 1.03122$$

$$1^2 = 0.9969 \text{ (99.69\%)}$$

La regresión y correlación se puede emplear para tres o más variables por lo que se sugiere consultar un libro de estadística para profundizar en el tema.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	101/237

EJERCICIOS

Para cada uno de los datos, trazar la gráfica, establecer el tipo de gráfica que representa (lineal, potencial, etc.), linealizarla si es el caso, calcular m , b , r , r^2 y escribir su ecuación empírica tanto en forma lineal como de la curva, en caso que sea.

1.- La velocidad de reacción entre el K103 y el NaHSO₃ en medio ácido, depende de la concentración molar (C) del yodato de potasio, de acuerdo a los siguientes datos:

Tiempo (seg)	55	39	29	22	20
KClO ₃	0.001	0.002	0.003	0.004	0.005

2. La variación de pK_w (pK_w = -log K_w) en función de la temperatura (T) es:

T (°C)	0	10	20	30	40	50	60
pK _w	14.9	14.5	14.1	13.8	13.5	13.2	13.0

3.- La solubilidad (S) del NaCl depende de la temperatura, según los datos siguientes:

T (°C)	0	10	20	30	40	50
S (g/100 g 1-120)	35,7	35.86	36.0	36.3	36,6	37.0

4.- La solubilidad (S) del nitrato de plata depende de la temperatura (T) según los siguientes datos:

T (°C)	0	10	20	30	40
S (g/100g HO)	122	170	220	300	376

5.- El carbonato de litio tiene una solubilidad (S) que es inversa al aumento de la temperatura (T):

T (°C)	0	10	20	30	40	50
S (g/100 g 1-120)	1.54		1,33	1.25	1.17	1,08



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	102/237

6.- El tiempo (t) que tarda en descomponerse el peróxido de hidrógeno está en función de su concentración molar (C) , de acuerdo a los siguientes datos:

t (min)	5	10	15	20	30	80
c (M)	17.6	13.8	10.5	8.28	4.95	0.4

7.- La presión de vapor (PO) del agua se modifica al variar la temperatura (T) según los siguientes datos:

T (°C)	5	10	20	40	50	60	70	80
P ^o (torr)	6.54	9.21	17.5	31.8	92.5	149.4	233.7	355.1

8.- Los siguientes datos muestran una comparación entre el peso húmedo (Ph) y el peso seco (Ps) de unos ciertos hongos. El peso húmedo es el peso total del hongo, incluyendo el agua. El peso seco es el peso del material sólido de los hongos:

Ph (g)	9	20	30	38	50	70	80
Ps (g)	0,851	1,6	2,2	2.8	3.6	5.0	5.5

- a) cuál sería el peso seco aproximado de un hongo cuyo peso húmedo es 40 g.
b) Cuál sería el peso húmedo de un hongo cuyo peso seco es 2.1 g.
c) Qué tan confiable sería extrapolar para conocer cuál sería el peso seco para un hongo de 90g

9.- La solubilidad (S) en g/100 g de agua del NaCl y KCl respecto a la temperatura (T) es la siguiente:

T (°C)	0	20	40	60	80	100
S (NaCl)	35.7	35.8	36.3	37.06	37.4	39.8
S (KCl)	27,6	34	40	45.5	51	56,7

- a) A qué temperaturas tienen ambas sales la misma solubilidad.
b) Qué cantidad de KCl se disolverá en 400 g de agua a 50 °C



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	103/237

Para el siguiente conjunto de datos, ajustarlos a una recta y trazar la curva de calibración, determinar su ecuación empírica, calcular r y P . Calcular la concentración analíticamente (empleando la ecuación empírica) y por interpolación (empleando la gráfica) para los valores que se dan.

10.- Se obtuvieron los valores de absorbancia (A), para una serie de estándares del ion cinc (II) a diferentes concentraciones, C (ppm), determinados por absorción atómica.

Zn + (ppm)	0.50	1.00	1.50	2.00	2.50
Absorbancia (A)	0.130	0.200	0.350	0.350	0.490

Si $A = 0.250$ cuánto vale C

11.- Se preparan una serie de estándares de fluoresceína de concentración conocida, C (pg/mL), para determinar la intensidad de fluorescencia (IF), obteniendo los siguientes resultados:

C (pg/mL)	0	2	4	6	8	10	12
IF	2.4	5.0	9.0	12.6	17.3	21.0	24.7

Si $IF = 3 \Rightarrow$ cuánto vale C .



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	104/237

7. BIBLIOGRAFIA

1. Allard R. Sistema Internacional de medidas. Limusa. México. 1965.
2. Baird D. C. Experimentación. Una introducción a la teoría de mediciones y al diseño de experimentos. ? Ed. Prentice Hall Hispanoamericana. México. 1991.
3. Baker W. J. J. y Allen E.G. Biología e investigación científica. Fondo Educativo Interamericano. U.S.A. 1970.
4. Chou Ya-Lun. Análisis estadístico. ? Ed. Interamericana. México. 1977.
5. Day R. A. Jr. y Underwood A. L. Química analítica cuantitativa. 5a Ed. Prentice Hall Hispanoamericana. México. 1994.
6. D'Hainaut L. Cálculo de incertidumbres en las medidas. Trillas. México. 1978.
7. García T.G. Generalidades sobre las medidas. Limusa. Noriega editores. México. 1996.
8. Harris D. C. Análisis químico cuantitativo. Grupo editorial Iberoamérica. México. 1992.
9. Lehman H. Ch. Geometría analítica. Limusa. México. 1985.
10. Márques Dos Santos Ma. J. Probabilidad y estadística para ciencias químico biológicas. e Ed. UNAM. México. 1988.
11. Miller C.J. y Miller N.J. Estadística para química analítica. ? Ed. Addison-Wesley Iberoamericana. USA. 1988.
12. Plutchik R. Investigación experimental. Harla. México. 1975.
13. Skoog D. A., West M. D. Y Holler J. F. Química analítica. Ed. McGraw-Hill. México. 1995.
14. Squires G. L. Física práctica. McGraw-Hill. México. 1972.
15. Steen H. F. y Ballou. Geometría analítica. Publicación cultural. México. 1980.
16. The Open University. Errores y exactitud. McGraw-Hill. Colombia. 1974.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	105/237

8. APÉNDICE DE LA UNIDAD 2

MÉTODO DE LOS MÍNIMOS CUADRADOS

Prof. I. B. Q. ALFREDO REYNA PINEDA

- En este método como en los demás se pretende encontrar una ecuación del tipo $Y = mk + b$
 • ("Y." quiere decir "Y" calculada que no es necesariamente igual a la "Y" experimental).

Lo deseable es que las que se puedan calcular de la ecuación obtenida, tengan diferencias o desviaciones mínimas respecto a las "Y" experimentales; como tenemos varios puntos, lo que debe ser mínimo es la suma de las desviaciones; pero además debemos elevar al cuadrado cada una de las desviaciones para obtener siempre valores positivos; expresando matemáticamente esto, tenemos:

$$\Sigma d^2 = \Sigma (Y - Y_c)^2 = \text{mínimo} \quad \Sigma d^2 = \text{mínimo}$$

Y_c = calculada; Y = observada o experimental

Como $Y_c = mx + b$, se obtiene:

$$(Y - Y_c)^2 = \Sigma (mx + b - Y)^2$$

Como deseamos que sea mínimo debemos derivar en forma parcial ya que tenemos dos variables que son, "m" y "b" (son variables porque pueden tener diferentes valores).

Derivando primero respecto a m:

$$\begin{aligned} \frac{d}{dm} \Sigma (Y - Y_c)^2 &= \frac{2d}{dm} \Sigma (mx + b - Y)^2 = \\ &= 2 \Sigma (mx + b - Y) \left(\frac{d}{dm} mx + \frac{d}{dm} b - \frac{dY}{dm} \right) \end{aligned}$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	106/237

$$= 2\Sigma(mx + b - Y)(x)$$

$$= 2\Sigma(mx^2 + bx - xY)$$

- Para encontrar el mínimo hay que igualar la primera derivada con cero:

$$0 = 2\Sigma(mx^2 + bx - xY)$$

Para mayor información de este método dirigirse a Robert de Livie, When. Why, and How to use Weighted Least Square, Journal of Chemical Education Vol. 63, No. 1, p. 10 a 15, January, 1986

$$0 = 2\Sigma(mx^2 + bx - xY)$$

$$0 = m\Sigma x^2 + b\Sigma x - \Sigma xY$$

$$\Sigma xy = m\Sigma x^2 + b\Sigma x \quad Ec. 1$$

Ahora derivando respecto de b:

$$d\Sigma \frac{(Y - Y)^2}{db} = \frac{d}{db} (mx + b - Y)^2 =$$

$$= \Sigma 2(mx + b - Y) \left(\frac{d}{db} mx + \frac{db}{db} b - \frac{dY}{db} \right)$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	107/237

$$= 2\Sigma(mx + b - Y)(1)$$

$$= 2\Sigma(mx + bx - Y)$$

Para encontrar el mínimo hay que igualar la primera derivada con cero

$$0 = 2\Sigma(mx + b - Y)$$

$$\frac{0}{2} = \Sigma mx + \Sigma b - \Sigma Y$$

$$0 = m\Sigma x + nb - \Sigma Y$$

$$\Sigma y = m\Sigma x + nb \quad Ec.$$

En conjunto las ecuaciones 1 y 2 son conocidas como ecuaciones normales y resolviéndolas en forma simultánea podemos despejar los coeficientes de regresión m y b:

$$m = \frac{n\Sigma xy - \Sigma x\Sigma y}{n\Sigma x^2 - (\Sigma x)^2}$$

$$b = \frac{\Sigma y \Sigma x^2 - \Sigma x\Sigma xy}{n\Sigma x^2 - (\Sigma x)^2}$$

Para ejemplificar considérese el siguiente conjunto de datos:

X	Y	XY	X
2.2	4.0	8.8	4.84
4.4	5.5	25.52	19.56
6.6	6.7	44.22	45.56



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	108/237

8.8	8.2	72.16	77.44
11.0	9.6	105.6	121.0
53.0	35.8	254.1	266.2

$$(\Sigma x)^2 = 1089$$

n (número de datos)= 5

$$m = \frac{5(254.1) - (33)(33.8)}{5(266.2) - (1089)}$$

$$m = 0.6409$$

$$b = \frac{(33.8)(266.2) - (.33)(254.1)}{5(266.2) - (1089)}$$

$$b = 2.53$$

La ecuación es $y = 0.6409x + 2.53$

Una vez resuelto el problema más sencillo, que es el del comportamiento rectilíneo se resolverán situaciones más complicadas ¿qué pasa cuando en lugar de una línea recta, al graficar los datos, se obtiene una línea curva? pues no existe gran dificultad, ya que algunas líneas curvas (que son representativas de la gran mayoría de los fenómenos naturales) pueden transformarse a líneas rectas. Algunos de los métodos más usados para esto, es graficar en papel semilogarítmico o logarítmico considerando la siguiente secuencia:

a) Se gráfica "X" vs "Y" en papel milimétrico, si se obtiene una línea recta la ecuación que describe la relación es $Y = mx + b$. Los coeficientes de la ecuación ("m" y se de terminan por las ecuaciones ya mencionadas.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	109/237

b) Si se obtiene una línea recta al graficar "x" vs "log y" (en papel semilogarítmico)! La ecuación que describe la relación es: $\log y = \log b + mx$. Se calculan los coeficientes mediante las siguientes formulas:

$$m = \frac{n(\sum \log y) - (\sum x)(\sum \log y)}{n(\sum x^2) - (\sum x)^2}$$

$$\log b = \frac{(\sum \log y)(\sum x^2) - (\sum x)(\sum \log y)}{n(\sum x^2) - (\sum x)^2}$$

Una vez obtenida la ecuación: $\log y = \log b + mx$ se transforma mediante antilogaritmos

$$Y = b \cdot 10^{mx} \quad \text{tipo exponencial}$$

c) Si se obtiene una línea recta al graficar "log x" vs "log y" la ecuación que describe la relación es $y = n \log x + b$. Los coeficientes de la ecuación se calculan mediante las siguientes fórmulas:

$$m = \frac{n(\sum y \log x) - (\sum \log x)(\sum y)}{n(\sum \log x^2) - (\sum \log x)^2}$$

$$b = \frac{(\sum y)[\sum (\log x^2)] - (\sum \log x)(\sum y \log x)}{n(\sum \log x^2) - (\sum \log x)^2}$$

Obtenida la ecuación $y = m \log x + b$ conocida como tipo logarítmico o de saturación, no puede simplificarse más y queda como tal.

d) Si se obtiene una recta al graficar en papel logarítmico: log x vs log y, la ecuación que describe la relación es: $\log y = m \cdot \log x + \log b$. Los coeficientes de la ecuación pueden encontrarse mediante las siguientes formulas:

$$m = \frac{n(\sum \log x \log y) - (\sum \log x)(\sum \log y)}{n[(\sum \log x^2)] - (\sum \log x)^2}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	110/237

$$\log b = \frac{\Sigma(\log y)[(\log x^2)] - (\Sigma \log x)(\Sigma \log x \log y)}{n[(\Sigma \log x^2)] - (\Sigma \log x)^2}$$

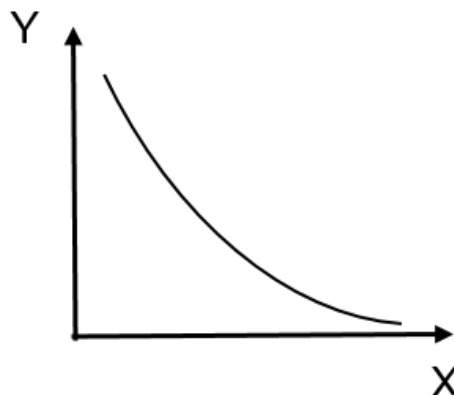
Una vez obtenida la ecuación $\log y = m \cdot \log x + \log b$. Se transforma mediante antilogaritmos en:

$$Y = b \times m \text{ conocida como tipo potencial}$$

OTROS TIPOS DE CURVAS

Existen otros tipos de curvas que se presentan frecuentemente en estudios experimentales:

I.) Función inversa.- Esta función se presenta cuando tenemos una gráfica como la 1:



Gráfica No. 1

Como en los casos anteriores, la obtención de la ecuación empírica se simplifica si logramos convertir la gráfica a línea recta este caso es fácil si en lugar de graficar "x" vs "y" graficamos $1/x$ (inverso de x) vs. "y".

Ejemplo: Sean los datos:

X	2.5	5	10	20
Y	2	1	0.5	0.25



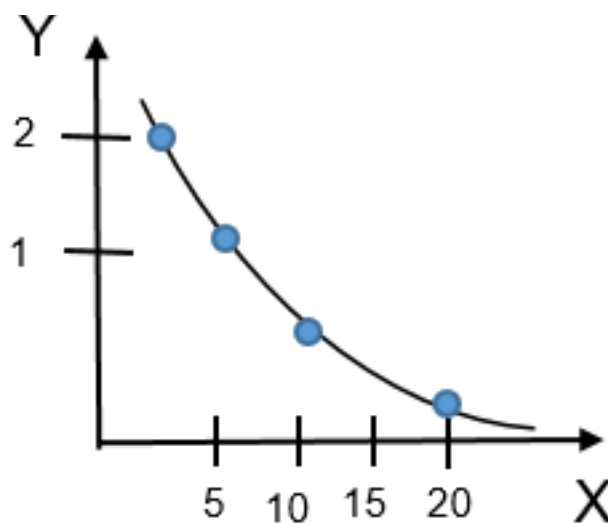
SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	111/237

Al graficar obtenemos:



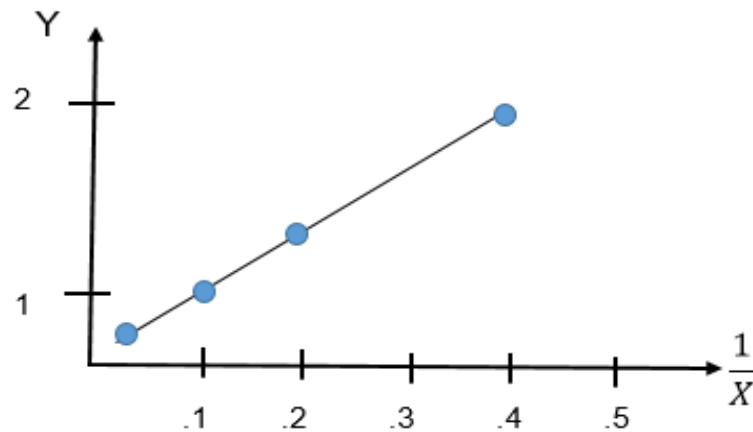
Gráfica 2

Si ahora graficamos $1/x$ vs y :

$1/x$	0.4	0.2	0.1	0.05
y	2	1	0.5	0.25



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	112/237



Gráfica 3

Aplicando el método de mínimos cuadrados obtenemos:

$$Y = 5(1/x)$$

II). Funciones cuadráticas o cúbicas. Este tipo de funciones -surge cuando tenemos gráficas de líneas ligeramente curvas; aunque las funciones pueden tener un grado mayor al 2° ó 3 ero. , generalmente no se presentan.

Analicemos esta situación con un ejemplo; a continuación se presentan los datos de solubilidad del nitrato de potasio en agua (g KNO_3 / 100 g agua):

T (temperatura) °C. S (solubilidad) g/ 100g H_2O

10	13.3
10	20.9
20	31.6
30	45.8
40	63.9
50	85.5
60	110.0
70	138.0
80	160.0
90	202.0
100	246.0

Si graficamos estos datos obtenemos la gráfica 4.

Es definitivo que dicha gráfica no es una línea recta y aunque trazaremos la gráfica en papel logarítmico o semilogarítmico no se obtendría la línea recta. Pero ¿qué pasa si se gráfica t vs $\sqrt{S}$? los datos serían:

Este documento es de carácter informativo y no tiene validez impreso o electrónico, solo tendrá validez como copia controlada emitida por el Departamento de Certificación Académica. Para tener certeza sobre el estado de revisión de este documento se debe consultar al Comité del Sistema de Gestión de la Calidad.

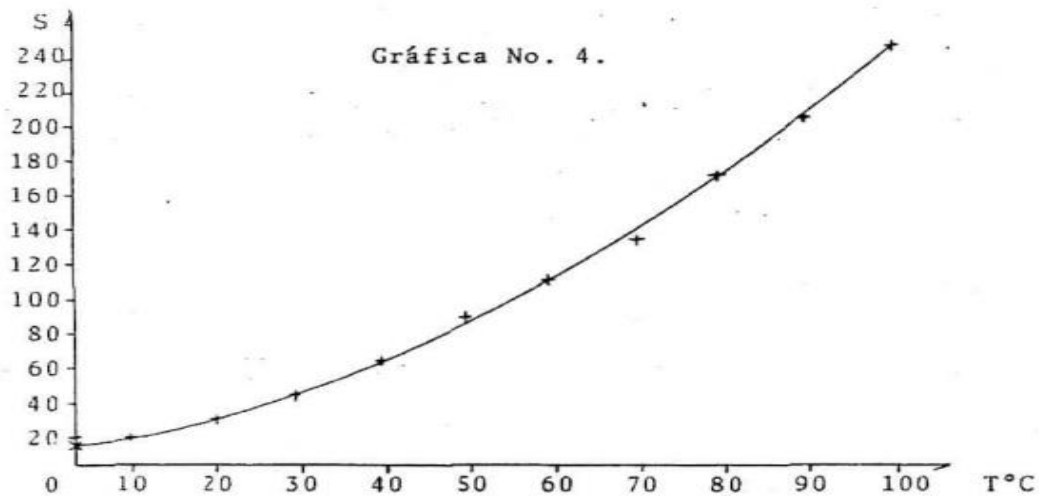


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	113/237

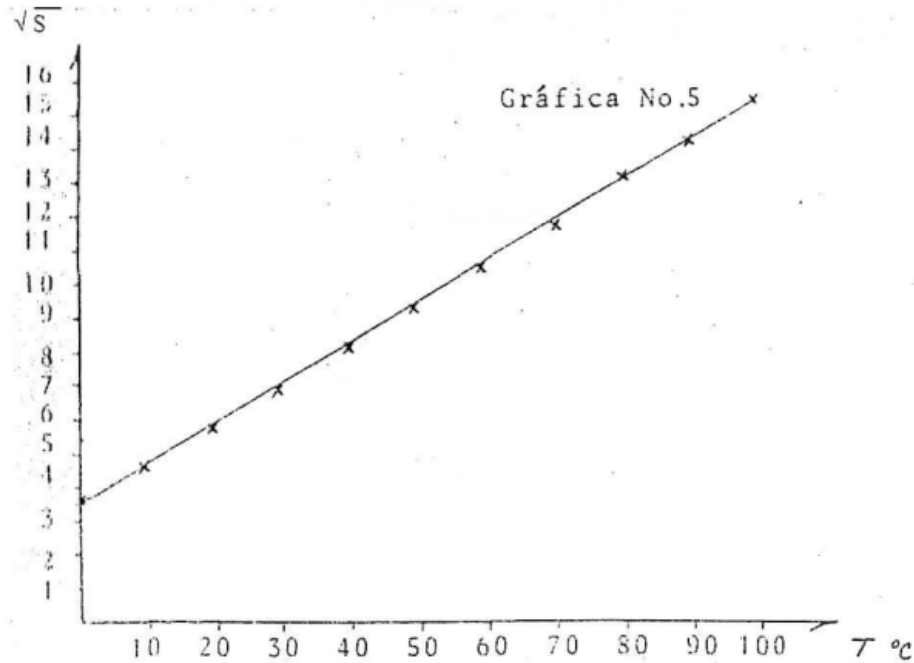


T	$\sqrt{s}$
0	3.6469
10	4.5717
20	5.6214
30	6.7676
40	7.9937
50	9.2466
60	10.4881
70	11.7473
80	13.0000
90	14.2127
100	15.6844

Si ahora se grafican estos nuevos datos, se obtiene la gráfica lineal No. 5:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	114/237



Tal como se muestra en la gráfica, parece razonable que el comportamiento es rectilíneo, y por el método de mínimos cuadrados en encontrarse, los coeficientes de la ecuación.

$$\Sigma T = 550$$

$$\Sigma \sqrt{S} = 102.9804 \text{ IT}$$

$$\Sigma \sqrt{S} = 6482.4310 \text{ I}$$

$$\Sigma T^2 = 38.500 \text{ n}$$

$$n=11$$

$$(\Sigma T)^2 = 302\,500$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	115/237

$$m = \frac{11(6482.4310) - (550)(102.9804)}{11(38500) - 302500} = 0.1212$$

$$b = \frac{(102.9804)(38500) - (550)(6482.4310).3009}{11(38500) - 302500}$$

Con lo que la ecuación queda:

$$\sqrt{S} = 0.1212 T + 3.3009$$

La cual, resolviendo para S, queda como una función cúbica:

$$S = (0.1212 T + 3.3009)^2$$

$$S = 0.0147 T^2 + 0.08001 T + 10.8959$$

$$Y = a_3 x^2 + a_2 x + a$$

Ahora, hablando francamente, los datos de solubilidad de nitrato de potasio pueden explicarse aún mejor con una ecuación poquito -más complicada, que sería la cúbica, esto es la función de T vs S; el desarrollo para encontrarla es el mismo que para la ecuación cuadrática; solo diremos que la función es: $S = 0.0391 T + 2.3984$

$$3\sqrt{S} = 0.0391 T + 2.3984$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	116/237

la cuál, resolviendo para S, queda.

$$S = (0.0391 T + 2.3984)^3$$

que es una función cúbica.

Solo para fines de comparación se construye la siguiente tabla.

T	Sobseada	S calculada con función cuadrática	S calculada con función cúbica
0	13.3	10.9	13.8
10	20.9	20.4	21.7
20	31.6	32.8	32.2
30	45.8	48.1	45.6
40	63.9	66.4	62.2
50	85.5	87.6	82.5
60	110.0	111.8	106.8
70	138	138.9	135.4
80	169	169	168.8
90	202	201.9	207.2
100	246	237.9	251

Es claro que la función cúbica ofrece una mejor explicación sobre los datos observados; aunque como se veía, la función cuadrática ya era razonablemente buena y para fines de laboratorio satisface los objetivos que se siguen.

Como se ha visto hasta ahora, podemos encontrar la ecuación empírica entre dos variables siempre y cuando logremos una línea, recta al graficar los datos y mientras que hagamos cosas válidas matemáticamente podemos hacer cualquier cosa, por ejemplo graficar.

$${}^4\sqrt{Y} \text{ Vs } "x", \text{ "1/Y" vs "x", "y" vs "}"^5\sqrt{x}$$

O cualquier cosa que se nos ocurra.

Es necesario señalar que hay curvas que no es posible hacerlas rectas, pero aun así es posible encontrar la función que las describe, esto no se discute aquí pues queda fuera del objetivo de esta colaboración.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	117/237

9.EXPERIMENTOS

APLICACIÓN PRÁCTICA DE ALGUNOS PARÁMETROS ESTADÍSTICOS A LA VOLUMETRÍA

INTRODUCCIÓN

Uno de los métodos analíticos ampliamente usados por los ingenieros químicos, biólogos, químicos, farmacéuticos, etc., es el método volumétrico, el cual consiste en verter progresivamente el volumen necesario de una disolución de concentración conocida, para reaccionar completamente con la sustancia que se determina.

Una valoración es un proceso en el cual se mide cuantitativamente la capacidad de una sustancia para combinarse con un reactivo. El reactivo de composición exactamente conocida utilizado en una valoración es llamado una disolución patrón, y para preparar este tipo de disoluciones se usa un compuesto químico-altamente purificado llamado patrón primario. El proceso mediante el cual es determinada la concentración de una disolución patrón por valoración de un patrón primario es llamado una normalización.

La finalidad de cada valoración es la adición de disolución patrón en cantidad tal que sea químicamente equivalente a la sustancia con la cual reacciona. Esta equivalencia es observada mediante un cambio físico y para detectar este cambio, se adiciona a la reacción un compuesto químico que exhibe un cambio de color y tales sustancias reciben el nombre de indicadores.

Dada la importancia que tiene el proceso de normalización y ya que está sujeto a un grado de incertidumbre es necesario alcanzar una precisión alta, al efectuar dicho proceso. La aplicación de los métodos estadísticos puede ayudar a estimar el límite probable de la precisión inherente a este proceso, o puede suministrar una estimación de la precisión, basada en los datos experimentales que se han recogido.

VALORACIÓN ACIDO-BASE

El siguiente ejercicio práctico pretende que el alumno;

- 1.- Valore un ácido con una base, dependiendo de las características del ácido.
- 2.- Calcule la exactitud y precisión de la valoración.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	118/237

ACTIVIDADES.

1 - De acuerdo al ácido y sus características, realizar una revisión bibliográfica en libros de análisis químico cuantitativo o de Química Analítica para saber:

- a) Con qué base debe valorarse
- b) Qué indicador emplear
- c) Cómo realizar la titulación

2.- Efectuar los cálculos para preparar una solución del ácido de concentración fijada.

3.- Establecer lógicamente la cantidad de base que se empleará, así como la forma de pesarla y preparar la disolución.

4.- Indagar las propiedades físicas, químicas y tóxicas que permitan realizar la valoración con seguridad.

5.- Indagar cómo preparar el indicador para la valoración.

6.- Integrar los puntos anteriores en un plan de trabajo (proyecto) estructurado coherentemente, sobre todo en el procedimiento experimental.

7.- Realizar el trabajo de laboratorio prolijamente.

8.- Terminado este, elaborar el informe y entregárselo al profesor para que lo califique.

9.- Realizar una 'discusión en grupo para puntualizar los objetivos logrados o no.

Bibliografía. (Referencia sucinta)

H.A Flaschka y otros, Química Analítica Cuantitativa Vol. 1

Fischer y Peters, Compendio de Análisis Químico Cuantitativo.

Ayres, Análisis Químico Cuantitativo.

Skoog y West, Introducción a la Química Analítica. Dicki Química Analítica.

Responsable I. Q. Enrique Gil Flores

Protocolo Q. Jorge Rivas Montes



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	119/237

LEY DE ENFRIAMIENTO DE NEWTON

El presente experimento está dirigido para que el alumno:

Determine experimentalmente la ecuación empírica que relaciona la temperatura de enfriamiento de un volumen fijo de un líquido respecto al tiempo.

ACTIVIDADES

I.- Para realizar este experimento será necesario que el alumno:

I. Diseñe el experimento basándose en el método experimental y considerando:

- las propiedades físicas, químicas y tóxicas del líquido elegido y que se encuentre disponible en la coordinación de laboratorios (antes CERFyS)
- las medidas preventivas y de seguridad relacionadas con el manejo del líquido y calentamiento del mismo.
- los primeros auxilios relacionados con el inciso anterior.
- las fuentes de error.
- la confiabilidad de los resultados.
- el registro de los datos.
- la representación gráfica del fenómeno.
- el tratamiento estadístico de los datos.
- el empleo del método de mínimos cuadrados para determinar el valor de los parámetros m y b de la ecuación empírica y " r ".

2. Validar la ley (ecuación empírica).

3. Contrastar la ley establecida con la ley de enfriamiento de Newton.

4. Realizarán una discusión en grupo (alumnos y profesor) de una manera crítica.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	120/237

BIBLIOGRAFÍA (Bibliografía sucinta).

- 1.- E.D. Rainville y P.E. Bediente, Ecuaciones Diferenciales, pág. 44
- 2,- R. Resnick y D. Holliday, Fisica, Parte I, problemas 2,3 pág. 486

II Terminado el experimento, el alumno, elaborará el informe correspondiente y lo entregará al profesor para que sea calificado.

Responsables del experimento:
Prof. José Ponce Guerrero
Prof. Alfredo Reyna Pineda
Protocolo Jorge Rivas Montes



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	121/237

RAPIDEZ DE REACCIÓN

Determinar la ecuación empírica que relaciona la velocidad de reacción variando alguno de los parámetros que la afectan.

ACTIVIDADES

I. Consultar la actividad I del experimento de la Ley de enfriamiento de Newton a fin de iniciar la revisión bibliográfica.

II. Revisar en los libros de Química general, los factores que afectan a la velocidad de reacción.

III. Presentar un plan de trabajo en el que se especifiquen las variables que se van a trabajar en este experimento.

IV. Consultar las actividades II y III del experimento de la Ley de enfriamiento de Newton.

Bibliografía (referencia sucinta)

1 P. Ander y A.J. Sonnessa, Principios de Química.

2.- E.D. Rainville y P.E. Bediente, Ecuaciones Diferenciales, pág. 45

Responsables del experimento:
Prof. Enrique Gil Flores.
Prof. Jorge Rivas Montes



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	122/237

UNIDAD 3. ESTEQUIOMETRIA

Q. JORGE RIVAS MONTES
Q. F. B. GEÓRGINA ROSALES RIVERA
Q. PATRICIA FUENTES VELÁZQUEZ



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	123/237

CONTENIDO

1 Objetivos

2. Requisitos

3. Introducción

4. Estequiometría y reacciones

5. Consideraciones generales de los cálculos estequiométricos

5.1. Valencia y número de oxidación

5.2. Concepto de óxido reducción

5.3. Ajuste o balance de ecuaciones

5.3.1. Método del número de oxidación

5.3.2. Método del ión electrón

6. Cálculos químicos 0-estequiométricos

6.1. Empleando sustancias químicas puras

6.2. Empleando sustancias con cierto grado de pureza

6.3. Exceso de reactivo y reactivo limitante

6.4. Rendimiento teórico y real de una reacción (eficiencia de una reacción)

7. Disoluciones

7.1 Clasificación de disoluciones

7.2 Concentración de disoluciones

7.2.1 Unidades físicas

7.2.2 Unidades químicas

7.3 Disolución de disoluciones

8. Bibliografía

9. Experimentos



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	124/237

1. OBJETIVOS

EL ALUMNO:

1. Balanceará ecuaciones químicas por cualquiera de los métodos propuestos.
2. Interpretará el significado cualitativo y cuantitativo de una ecuación química balanceada.
3. Deducirá las relaciones masa/masa de las relaciones individuales en una ecuación química.
4. Realizará cálculos químicos que involucren:
 - 4.1. Reactivos químicamente puros
 - 4.2. Reactivos y productos con determinado grado de pureza.
 - 4.3. Exceso de reactivo y reactivo limitante en una reacción.
 - 4.4. Rendimiento o eficiencia de una reacción.
 - 4.5. Soluciones molares, normales, porcentuales, de relación numérica y dilución de disoluciones.
5. Realizará los experimentos propuestos en esta unidad.
6. Aplicará al realizar los experimentos:
 - 6.1. Los cálculos estequiométricos involucrados en cada experimento,
 - 6.2. Las técnicas de laboratorio que requiere cada uno de los experimentos.

2. REQUISITOS

Para que el aprendizaje sea más efectivo, es indispensable que el alumno domine los siguientes temas.

1. Escritura de símbolos químicos.
2. Estructura e interpretación de fórmulas químicas.
3. Valencia y estado de oxidación de los elementos.
4. Determinación de la valencia y estado de oxidación de un elemento en un compuesto dado.
5. Concepto de mol.
6. Predicción de los productos de una reacción, o formulación química.
7. Leyes ponderales de las reacciones químicas.
 - 7.1. Conservación de la materia.
 - 7.2. Proporciones equivalentes.
 - 7.3. Proporciones constantes.
 - 7.4. Volúmenes de combinación.
8. Uso de la balanza.
 - 8.1. Granataria.
 - 8.2. Analítica.
9. Método experimental, medición, errores y gráficas.

Este documento es de carácter informativo y no tiene validez impreso o electrónico, solo tendrá validez como copia controlada emitida por el Departamento de Certificación Académica. Para tener certeza sobre el estado de revisión de este documento se debe consultar al Comité del Sistema de Gestión de la Calidad.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	125/237

3. INTRODUCCIÓN

En la actualidad, la fabricación de productos químicos es uno de los más grandes esfuerzos realizados por los investigadores, pues la industria química es la base de cualquier sociedad ávida de progreso. Hoy en' día, dependemos de un elevado porcentaje de las industrias del petróleo, de alimentos, de medicamentos, textil, etc., motivo por el cual es de gran importancia conocer los principios elementales de la estequiometría, ya que al efectuar una reacción química, sea esta sencilla o compleja, es de suma importancia que los productos formados a partir de cantidades fijas de reactivos se obtengan con el menor desperdicio posible. Para ello es necesario conocer las leyes ponderales, la ecuación que representa la reacción química y de ahí deducir las relaciones de masa y/o volumen entre los reactivos y productos individualmente.

Una de las reacciones de mayor importancia y utilidad en la estequiometria la constituyen las reacciones masa/masa, volumen/volumen de disoluciones de concentración conocida, es decir, las relaciones de los cambios de masa derivados de las relaciones molares establecidas en un proceso químico. Mediante este procedimiento se capacita al Q. F. B. para calcular las cantidades de reactivos necesarios para fabricar una cantidad determinada de una sustancia o principio activo nuevo. Facilita igualmente al Biólogo molecular un procedimiento cuantitativo para estudiar los procesos químicos que se emplean en los organismos vivos. También permite al I. Q. desarrollar procesos destinados a la economía de una operación industrial.

Es por ello que en el presente fascículo, los lineamientos generales que involucran los cálculos estequiométricos y para aplicarlos a situaciones reales, se realizarán experimentos que ilustren vivamente lo que es la estequiometria.

Se recuerda que en este fascículo no se trata el tema de manera exhaustiva pero si es un complemento a los temas estudiados en la asignatura de química I.

Jorge Rivas Montes



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	126/237

4. ESTEQUIOMETRÍA Y REACCIONES

La estequiometría, del griego *Stoicheion* (constituyente elemental) y *metrein* (medir), es la parte de la química que se ocupa del estudio de las relaciones entre los pesos de las sustancias, determinadas tanto por las ecuaciones como por las fórmulas que representan sus transformaciones.

El proceso que condujo al establecimiento de los principios o leyes fundamentales que rigen las combinaciones químicas, constituyen un claro ejemplo de la aplicación del método experimental, mediante la observación, medición, clasificación de hechos y verificación.

Los trabajos de Antonio Lavoisier son significativos pues gracias a ellos se derrumba totalmente la teoría del florigeno. Como consecuencia de lo anterior la química adquiere el carácter de ciencia y se inicia el estudio sistemático de la misma, con lo que se logran descubrir paulatinamente las leyes que rigen el comportamiento químico. A dichas leyes se les ha dado el calificativo de leyes ponderales por estar relacionadas al peso, o mejor dicho, a la masa de los componentes que intervienen en la reacción. Estas leyes son reproducibles, cualquiera donde sea el sitio de la Tierra donde se lleven a cabo las reacciones, ya que se refiere a la masa de los reactivos y productos y no al peso, el cual varía según el lugar donde se lleve la reacción.

Se puede preguntar si la estequiometría se apoya únicamente en las leyes ponderales; la respuesta es no, por lo siguiente: las reacciones químicas dependen esencialmente de cuatro factores relacionados entre sí:

1. Ley de la conservación de la energía.
2. La cantidad en que los reactivos son transformados a productos en el equilibrio químico.
3. La velocidad con que son convertidos los reactivos a productos.
4. El mecanismo o etapas por medio de las cuales los reactivos forman los productos.

Además, dentro de estos factores se encuentran la naturaleza de reactivos y productos, su concentración, la presión, temperatura, el pH, presencia de catalizadores y por último, la naturaleza física del medio en el que se realiza la reacción.

Debe tenerse en cuenta la ley de la conservación de la energía o primera ley de la termodinámica, por que abarca el calor de reacción, el calor suministrado a una reacción (reacciones endotérmicas), el calor desprendido (reacciones exotérmicas), el calor perdido y otros efectos de energía asociados a las reacciones químicas.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	127/237

Al realizar una reacción, no siempre la cantidad total de reactivos pasa a formar productos, lo cual significa que la reacción es incompleta a pesar de su estequiometría. Además también se debe tener presente que una reacción química en equilibrio es reversible; esto significa que los reactivos forman los productos y viceversa.

Como puede notarse, el punto anterior es importante para la estequiometría, porque en los cálculos estequiométricos se considera invariablemente que todos los reactivos se agotan para transformarse en productos.

El apoyo que da a la estequiometría la velocidad de reacción, radica en el hecho de que hay reacciones que tardan mucho tiempo en realizarse, y otras que son demasiado rápidas. Esto tiene repercusiones tanto temporales como económicas, sobre todo en la industria.

Por último, el mecanismo de la reacción tiene que ver con la estequiometría por que ocasionalmente la eficiencia o rendimiento de una reacción es bajo debido a productos secundarios que se pueden formar en el transcurso de la misma. De aquí la importancia de tomar en cuenta los caminos o etapas probables por las que puede pasar una determinada reacción.

Así, de todo lo expuesto anteriormente, se puede concluir que la estequiometría química se apoya no solo en las leyes ponderales, sino que también toma mucho en cuenta todos aquellos factores que pueden afectar a las reacciones químicas.

Sin embargo en el trabajo que se desarrollará en el laboratorio de Ciencia Básica (para diferenciarlo de la industria) se consideran principalmente las leyes ponderales, en cambio, a la ley de la conservación de la energía.

A la velocidad de las reacciones químicas y a los mecanismos de reacción, no se les dará mayor importancia porque se trabajará con reacciones en los que esos factores no intervienen de una manera determinante, por lo que para efectos prácticos no se toman en cuenta, pero debe quedar claro que son factores presentes y latentes en toda reacción química. El equilibrio químico, se empela en ocasiones muy contadas, o bien, se produce de alguna manera para que el equilibrio químico este totalmente desplazado hacia la formación de productos, evitando con ello complicaciones en los cálculos.

En la industria los sistemas de flujo exigen el uso de las velocidades de reacción y consideraciones detalladas de las pérdidas de calor, pureza de las sustancias, condiciones de equilibrio, efectos de los catalizadores y reacciones secundarias. Se hacen balances de materia y energía, donde cada balance dará por resultado una ecuación y debe haber tantas ecuaciones independientes como incógnitas hay en el proceso.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	128/237

5. CONSIDERACIONES GENERALES PARA LOS CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Como para poder realizar correctamente cualquier cálculo estequiométrico, es indispensable conocer la reacción y la ecuación química balanceada, antes de entrar de lleno a ese tema, se hará una sucinta revisión de la diferencia de la diferencia entre valencia y número de oxidación y las convenciones para asignar el número de oxidación a un elemento de un compuesto dado, sea este inorgánico u orgánico. También se revisarán los conceptos de oxidación, reducción, sustancia oxidante y reductora, se estudiarán los diferentes métodos para balancear ecuaciones químicas, enfatizando los métodos por el cambio en el número de oxidación y el ión electrón. Se verán los cálculos estequiométricos y por último las soluciones y la forma de expresar su concentración.

5.1 VALENCIA Y NÚMERO DE OXIDACIÓN

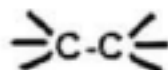
Es importante revisar sucintamente ambos conceptos por la importancia que tienen en el balanceo de las ecuaciones químicas por el método del número de oxidación.

Frecuentemente se emplean los dos conceptos de una forma indistinta, sin embargo, el término valencia designa el poder de combinación que tienen los elementos para formar compuestos y en cambio, el número de oxidación indica el número de electrones cedidos o atraídos por un átomo en una reacción química; de esta forma al ceder electrones el número de oxidación aumenta y por ende el átomo adquiere carácter positivo, en cambio al aceptar electrones dicho número de oxidación disminuye y en muchos casos el átomo que sufre el cambio, adquiere carácter negativo. De aquí, que en ocasiones se relacione al número de oxidación con el de carga aparente de un átomo en un compuesto dado. A continuación se exponen las convenciones que se siguen para determinar o asignar el número de oxidación de un elemento sólo, o de un elemento en un determinado compuesto.

CONVENCIONES PARA ASIGNAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN

1. El número de oxidación de los elementos en su estado natural (Li, Na, B, Mg, Fe, Cu, etc.) es cero.

2. El número de oxidación entre dos átomos iguales es cero (Cl_2 , O_2 , H_2 , etc.)



3. El oxígeno en sus compuestos tiene un número de oxidación igual a 2-, excepto en los peróxidos (H_2O_2 , Na_2O_2 , etc.), donde es 1-.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	129/237

4. Al hidrógeno en sus compuestos se le asigna un número de oxidación de 1+, a excepto de los hidruros (LiH, NaH, BeH₂, etc.), donde es 1-.

5. Incompuestos binarios, el elemento más electronegativo tiene un número de oxidación igual a su valencia precedida por un signo menos y un signo más, para el elemento electropositivo.

Compuesto	Elemento	No. de oxidación
NaF	F	1-
FeCl ₃	Fe	3+

6. Para iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga de éste.

Ion	No. de oxidación
Br ⁻	1-
S ²⁻	2-
Al ³⁺	3+
Mn ²⁺	2+

7. El número de oxidación de un ion poli atómico es igual a la carga de este. Se obtiene sumando algebraicamente los números de oxidación de los elementos que lo forman.

Ion	Suma algebraica	No. de oxidación
OH ⁻	0(-2)+H(+1)=-1	1-
SO ₄ ²⁻	S(+6)+O[4(-2)]=-2	2-
HPO ₄ ²⁻	H(+1)+P(+5)+O[4(-2)]=-2	2-

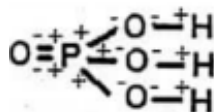
8. Para moléculas con más de dos átomos se considera la electronegatividad relativa entre ellos y la suma algebraica del elemento deseado. Para visualizar esto se usan las fórmulas desarrolladas.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	130/237

Ejemplo 1

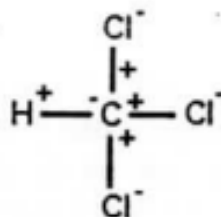
¿Cuál es el número de oxidación del P en el H_3PO_4 ?



El oxígeno es más electronegativo que el fósforo, por eso aparecerá éste como electropositivo; como el fósforo está unido directamente con el oxígeno, el número de oxidación es 5+.

Ejemplo 2

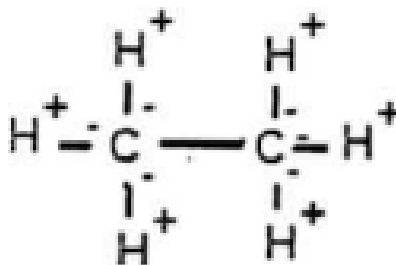
¿Cuál es el número de oxidación del el C en el cloroformo? HCCl_3 .



En la fórmula desarrollada se puede observar que el carbono respecto al cloro es el elemento electropositivo y en referencia al hidrógeno es electronegativo, por lo que sumando las cargas que aparecen en el C se obtiene el número de oxidación $+3+(-1)=2-$.

Ejemplo 3

¿Cuál es el número de oxidación del carbono en el etano? C_2H_6



En esta fórmula se puede observar que el carbono es electronegativo en comparación al hidrógeno. Además entre C y C (por ser átomos iguales) su número de oxidación es cero.

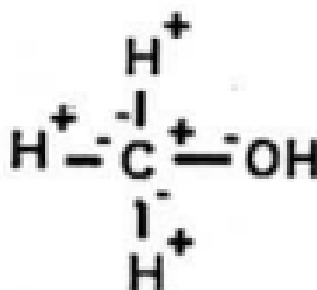


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	131/237

Ahora, como únicamente aparecen átomos de hidrógeno, se tiene que el número de oxidación del átomo de carbono es de 3-.

Ejemplo 4

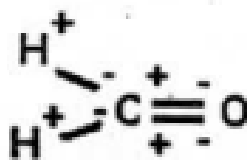
¿Cuál es el número de oxidación del C en el metanol? $\text{H}_3\text{C-OH}$



En este caso el átomo de carbono es electropositivo respecto al oxígeno (por ser este más electronegativo), por ello aparece con una carga positiva el carbón; en cambio, en relación al hidrógeno por lo que sumando las cargas que aparecen sobre el átomo de carbono, se obtiene su número de oxidación: $(+1)+3(-1)=-2$.

Ejemplo 5

¿Cuál es el número de oxidación del carbono en el formaldehído? H_2CO



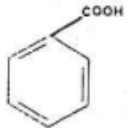
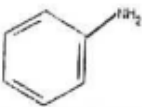
Este es un caso en el que el número de oxidación del C es cero. Se observa en la fórmula desarrollada que por un lado el carbono tiene dos cargas positivas, por ser el oxígeno electronegativo; pero por otro, posee dos cargas negativas en virtud de ser electronegativo en comparación al hidrógeno. Sumando estas cargas, se obtiene el número de oxidación:

$$+2 + (-2) = 0$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	132/237

EJERCICIO. Completar la siguiente tabla.

	Compuesto	Átomo	No. de oxidación
1	$K_2Cr_2O_7$	K, Cr y O	
2	Cr_2O_3	Cr y O	
3	NO	N y O	
4	NH_3	N e H	
5	Na_2O_2	Na y O	
6	PH_3		
7	AsH_3		
8		C, O e H	
9		C, H y N	
10	H_3C-CH_2-NO	C, N y O	
11	H_3C-CH_2-Cl	C y Cl	
12	$H_2C=CH-OH$	C, O e H	

5.2 CONCEPTO DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

La oxidación y reducción es un fenómeno que se da simultáneamente, es decir, en el momento en que un ion o elemento cede electrones, estos son aceptados instantáneamente por otro elemento o ion.

Cuando un elemento o ion cede electrones, se dice entonces que se oxida y cuando los acepta que se reduce. Tomando como base lo anterior y el número de oxidación (anteriormente estudiado) se infieren los términos enlistados en el cuadro siguiente:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I

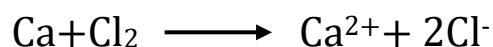


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	133/237

TERMINO	VARIACIÓN EN EL NÚMERO DE OXIDACIÓN	CAMBIO ELECTRÓNICO
Oxidación	Aumenta	Cede (o pierde) electrones
Reducción	Disminuye	Acepta (o gana) electrones
Agente oxidante	Disminuye	Acepta (o gana) electrones
Agente reductor	Aumenta	Cede (o pierde) electrones
Sustancia oxidante	Aumenta	Cede (o pierde) electrones
Sustancia reductora	Disminuye	Acepta (o gana) electrones

Para ilustrar el cuadro anterior, sean los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1



Como puede observarse en la reacción óxido-reducción, al principio el número de oxidación del calcio es cero; pero al reaccionar pierde los electrones, por lo que se dice que se oxidó, es un agente reductor y una sustancia oxidada. En cambio el cloro pasa de un estado de oxidación de cero a 1- al ganar por cada átomo un electrón, de ahí que se haya reducido, sea un agente oxidante y una sustancia reducida.

Ejemplo 2





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	134/237

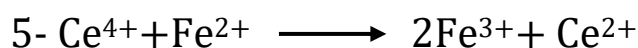
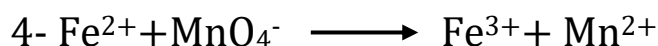
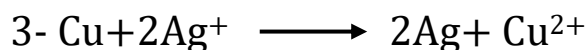
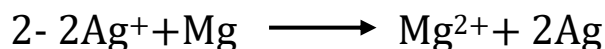
En esta reacción el ion cobre (II) al ganar dos electrones pasa a un estado de oxidación de cero reduciéndose, por ende, será un agente oxidante y una sustancia reducida. En el caso del Zinc, al ceder dos electrones (que gana el cobre) sufre un cambio en su número de oxidación de cero a +2 por lo que se oxida, actúa como agente reductor y es una sustancia oxidada.

Ejemplo 3:



En este caso, cada ion de hierro (III) gana un electrón por lo que se reduce, actúa como agente oxidante y es una sustancia reducida. En tanto que el estaño al ganar dos electrones pasa de 2+ a 4+ oxidándose, esto le imparte el carácter de agente reductor y de sustancia oxidada.

Ejercicio.- En las siguientes ecuaciones indicar y justificar ¿qué elemento se oxida y qué elemento o ion se reduce, cuál es el agente oxidante, cuál el reductor; cuál la sustancia reducida y cuál la oxidada?, auxíliese del cuadro de términos estudiado anteriormente.



5.3 AJUSTE O BALANCE DE ECUACIONES

Se dice que una ecuación química está ajustada o balanceada cuando el número de átomos o iones es igual a ambos miembros de la ecuación. Para balancear cualquier ecuación química existen dos métodos:

- a) El matemático
- b) El químico



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	135/237

Dentro del primero se tiene el de aproximaciones sucesivas (también llamado de tanteo o de simple inspección) y el algebraico. Ambos métodos presentan la desventaja de que no se sabe si hay pérdida o ganancia de electrones, lo que no está muy acorde con la materia de química, pues no tratan esos métodos con especies químicas ion únicamente con números. En cambio en el segundo (el químico), existen dos posibilidades de ajustar una ecuación ya sea por el método del número de oxidación o bien, por el de ion electrón (que es el número químico por excelencia). Ambos métodos echan mano del cambio electrónico que sufren las especies químicas para poder balancearlas.

5.3.1. MÉTODO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

El método se emplea principalmente para balancear ecuaciones químicas moleculares. Se basa en el hecho de que el número de electrones ganados es igual al número de electrones perdidos. Se determina el cambio en el número de oxidación en los agentes oxidantes y reductores que intervienen en la reacción química.

Los pasos que se siguen para balancear una ecuación química por este método son:

- Asignar el número de oxidación a todos los átomos de ambos miembros de la ecuación.
- Localizar cuál átomo o átomos se oxidan o reducen, inspeccionando la variación que tengan en el número de oxidación.
- Escribir las semi-reacciones de oxidación y reducción, indicando claramente quién se oxida y quién se reduce.
- Balancear las semi-reacciones de oxidación y reducción (no olvidar que el número de electrones ganados es igual al número de electrones perdidos). Esto se puede lograr fácilmente multiplicando las semi-reacciones de reducción por el cociente numérico de los electrones ganados y la de oxidación por el coeficiente numérico de los electrones perdidos.
- Sumar algebraicamente las dos semi-reacciones anteriores. Con esta operación se obtienen los coeficientes de los elementos que se oxidan y se reducen. Dichos coeficientes se colocarán en ambos miembros de la ecuación justamente en los elementos oxidados y reducidos.
- Los átomos que no sufrieron variaciones en su número de oxidación se balancean por tanteo.

Como la mejor forma de aprender es haciendo las cosas a continuación se aplicarán los pasos para balancear algunas ecuaciones químicas por este método.

Ejemplo 1.

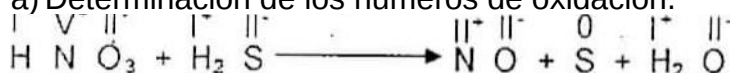
Balancear por el método del número de oxidación la ecuación:





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	136/237

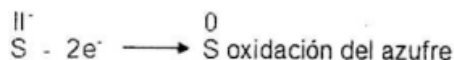
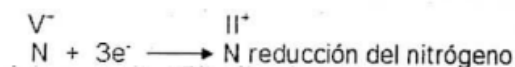
a) Determinación de los números de oxidación.



b) Localizar los átomos que sufren variación en el número de oxidación.

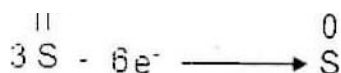
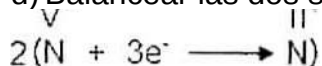
Puede observarse que los únicos átomos que varían su número de oxidación son el nitrógeno y azufre. Por un lado el nitrógeno disminuye su número de oxidación en tres unidades, resultando entonces el elemento reducido. Por otro lado simultáneamente el azufre aumenta su número de oxidación en dos unidades por lo que se oxida.

c) Escribir las semi-reacciones.

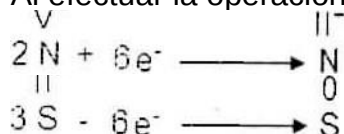


El signo más que antecede a los $3e^-$, significa que el átomo gana y el signo menos que el átomo pierde $2e^-$.

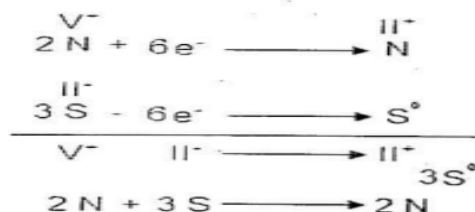
d) Balancear las dos semi-reacciones.



Al efectuar la operación se obtiene el mismo número de electrones ganados y perdidos.



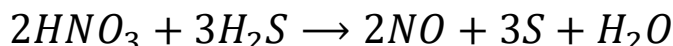
e) La suma algebraica de los coeficientes de los átomos oxidados y reducidos en la ecuación química.



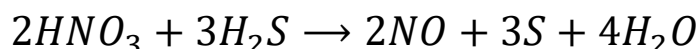


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	137/237

f) Se colocan los coeficientes resultantes en la ecuación original y se balancea totalmente:



Nótese que únicamente falta ajustar los átomos de hidrógeno y oxígeno de la molécula de agua, lo cual se consigue por tanteo:



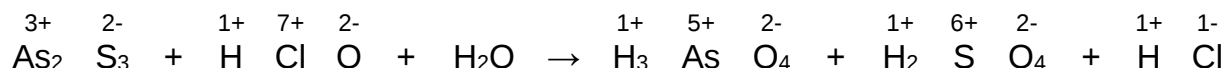
Ejemplo 2

Balancear la ecuación química:



Solución.

Siguiendo la secuencia indicada al iniciar el tema se puede balancear teniendo cuidado al determinar quién se oxida y quien se reduce:



Se puede observar que hay tres elementos que sufren variación en el número de oxidación. Arsénico de 3+ a 5+, azufre de 2- a 6+ y el cloro de 7+ a 1-,



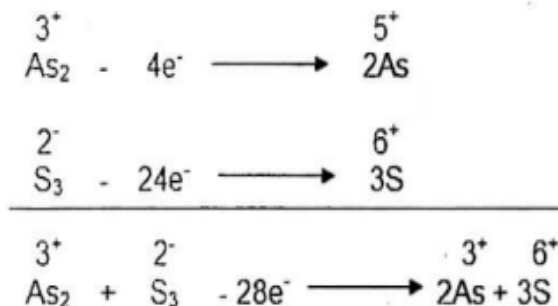
En este caso hay dos elementos que se oxidan: el arsénico y el azufre, en tanto que únicamente se reduce el cloro.

Algo importante que se debe notar es que por cada átomo de arsénico que se oxida se necesitan dos electrones, pero como en la ecuación se ven dos arsénicos entonces se necesitaran un total de cuatro electrones. En el caso del azufre, este necesita perder ocho

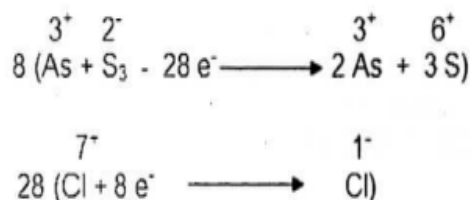


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	138/237

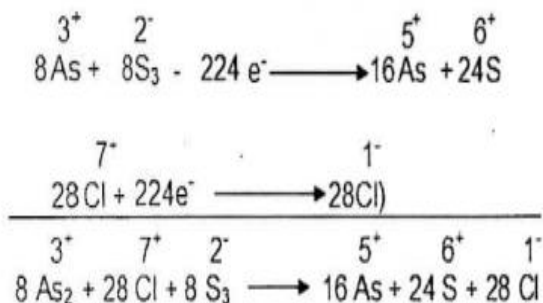
electrones por átomo para que se oxide pero como son tres, el total de electrones debe ser de 24. Sumando ambas semi-reacciones de oxidación se tiene:



El número de electrones ganados debe ser igual al de electrones perdidos:



Efectuada la operación de multiplicación se obtiene el número de electrones ganados y perdidos igualados, y al realizar la suma algebraica se obtienen los coeficientes de los elementos que se oxidan y se reducen:





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	139/237

Simplificando sacando cuarta a los coeficientes:



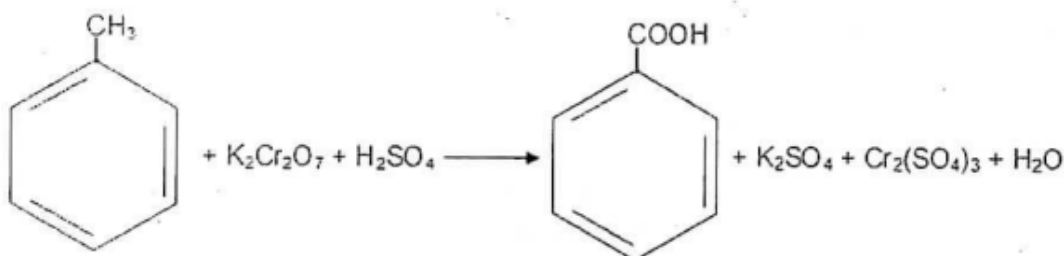
Agrupando la ecuación completa y balanceando los demás átomos se tiene finalmente la ecuación molecular balanceada:



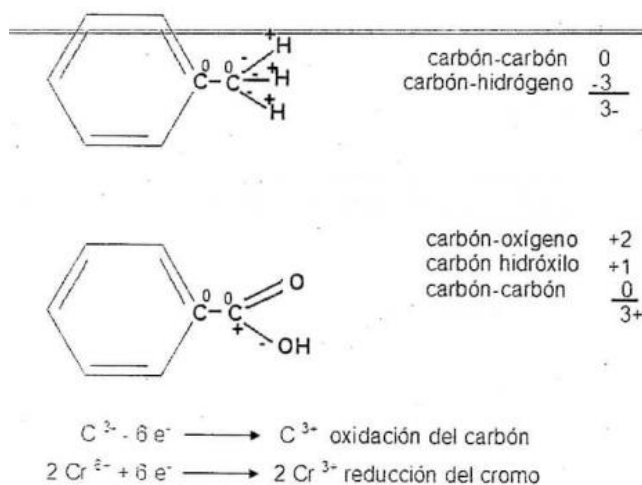
En química orgánica también se realizan reacciones de óxido reducción por lo que es importante ver algunos ejemplos.

Ejemplo 3.

Balancear la siguiente ecuación de oxidación del tolueno a ácido benzoico.



Como en los casos anteriores se determinan los números de oxidación de los átomos que intervienen en el proceso de óxido-reducción:



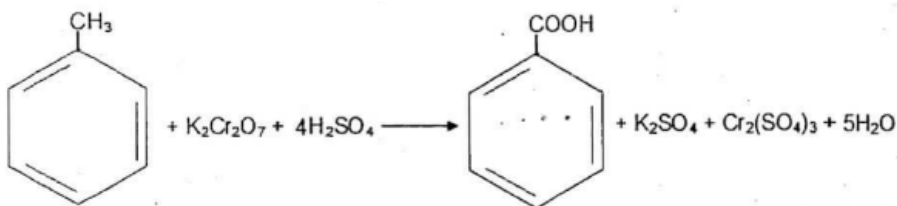


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	140/237

Sumando las dos semi-reacciones



Agrupando los átomos y balanceando los demás elementos se obtiene la ecuación balanceada:

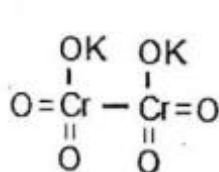


Ejemplo 4.

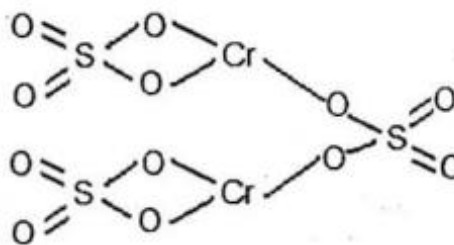
Balancear la reacción que se realiza entre el ácido oxálico y el dicromato de potasio en medio ácido (H_2SO_4)



El número de oxidación del cromo en el dicromato es de 6+ y de 3+ en el sulfato según se aprecia en las fórmulas desarrolladas a y h.

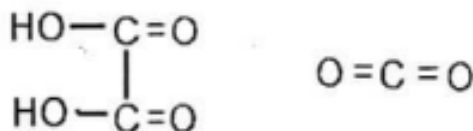


(a)



(b)

En el caso del ácido oxálico el número de oxidación del carbono es 3+ y de 4+ en el dióxido de carbono, de acuerdo a las fórmulas desarrolladas:



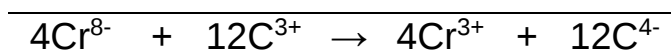
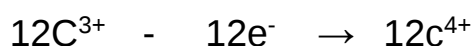


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	141/237

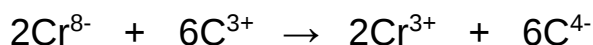
Las dos semi-reacciones en este caso son:



Multiplicando por los coeficientes de los electrones cada semi-reacción en forma cruzada y sumando se obtiene la siguiente ecuación:



Simplificando:

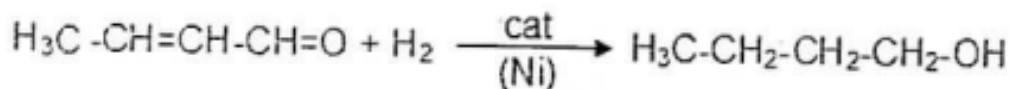


Agrupando los átomos, de acuerdo a la ecuación original y balanceando los demás elementos, se obtiene finalmente la ecuación molecular balanceada:



Ejemplo 5

Balancear la reacción que se realiza entre el hidrógeno y el 2-buten- aldehído, catalizado por Ni.

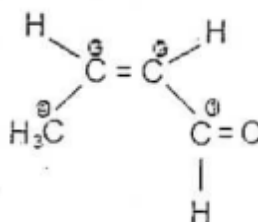




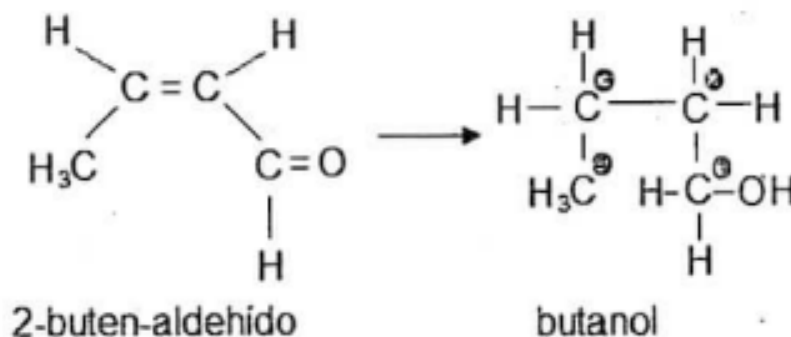
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	142/237

Este ejemplo es totalmente didáctico porque se nota claramente que el C puede tener diferentes estados de oxidación en un mismo compuesto, también se demuestra la reducción que sufren tres átomos dentro de la misma molécula.

Por cuestiones de nomenclatura, se enumeran los átomos de carbono de derecha a izquierda (como se observa en la fórmula desarrollada).



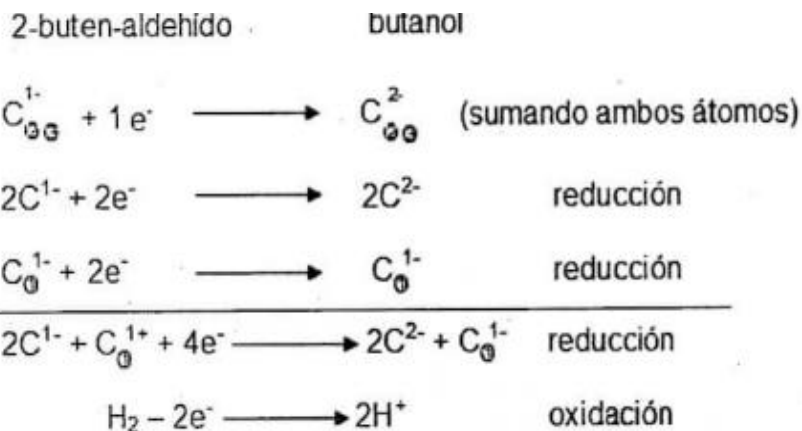
De la ecuación original se observa que los átomos de carbono 1, 2, 3, son los que sufren un cambio al pasar el 2-buten-aldehído al respectivo butanol. A ellos se les determina su número de oxidación, tanto- en el 2-buten-aldehído como en el butanol.



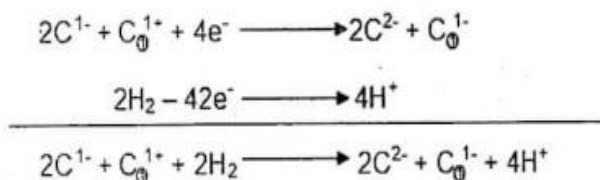
Los carbonos 2 y 3 tienen el mismo número de oxidación, o sea, 1-, en el 2-butenalaldehído y de 1+ el carbón 1, como se puede observar en la fórmula desarrollada. En cambio en el butanol, los carbonos 2 y 3, lo tienen de 2- y el carbón 1 de menos uno. Es decir:



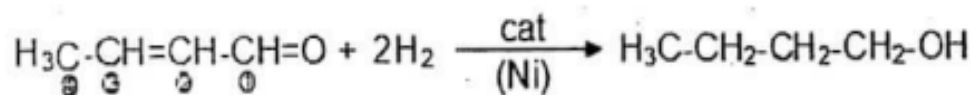
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	143/237



Para que el número de electrones ganados sea igual al de los perdidos, se intercambian los coeficientes de los electrones de la reducción y oxidación, se efectúa la multiplicación y la suma de las dos semi-reacciones:



En esta semi-reacción redox, aparecen los coeficientes de los átomos que modifican su estado de oxidación, pero se debe tener cuidado al interpretar (el coeficiente) para no cometer errores. Así en el caso del hidrógeno que aparecen cuatro iones (4H^+), son los que se unirán a los carbonos 1, 2 y 3 y el restante al oxígeno, quedando finalmente la ecuación:



Ejercicio 6

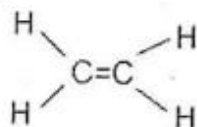
Balancear la ecuación química entre el eteno y el permanganato de potasio en medio acuoso:



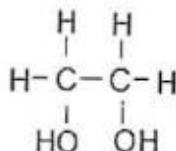


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	144/237

El número de oxidación del carbono en el eteno es de 2- según se observa en la fórmula desarrollada y de 1- en el glicol:



eteno



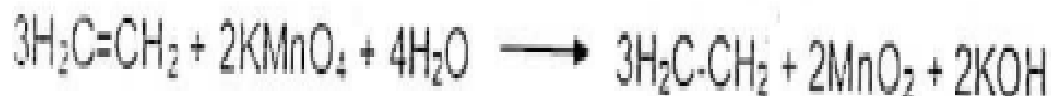
glicol



Multiplicando la semi-reacción de oxidación por 3 y la reducción por 2 y sumándolos, se obtiene la ecuación con los coeficientes redox.



Agrupando los átomos se obtiene la ecuación química con los coeficientes redox lo demás se hace por tanteo





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	146/237

5.3.2. MÉTODO DEL ION ELECTRÓN

El método del ion electrón se emplea para ecuaciones iónicas, aunque se puede aplicar a ecuaciones moleculares. Presenta varias ventajas en relación con el método del número de oxidación, dentro de estas se encuentran:

- Enfatizar la naturaleza iónica de la reacción.
- No necesita determinar previamente el número de oxidación de los elementos.
- Ayuda a completar, conociendo el medio de la reacción, las ecuaciones químicas.

Las etapas que se siguen para balancear una reacción por este método son muy sencillas y a continuación se exponen brevemente:

- Verificar que la reacción esté correctamente escrita.
- Las especies químicas se escriben en la forma que existen, ya sea como moléculas o como especies iónicas nunca como elementos a menos que existan como tales.
- Escribir las semi-reacciones de oxidación y reducción.
 - Balancee el número de átomos de cada elemento en cada ecuación parcial. En soluciones ácidas o neutras, para balancear el oxígeno y el hidrógeno se añaden H_2O y H^+ . Los átomos de oxígeno se balancean primero. Por cada exceso de oxígeno en un lado de la ecuación, se añade un H_2O del otro lado y entonces, se usan H^+ para balancear el hidrógeno. Note que no se usan H_2O y O_2 para balancear átomos de hidrógeno y oxígeno, a menos que sean participantes en la reacción.
Si la solución es alcalina para balancear el hidrógeno añada H^+ ; sin embargo ya que la solución es básica, estos H^+ deben eliminarse reaccionando con un número igual de $+\text{OH}$ para formar H_2O . La ecuación $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$ se suma a la semi-reacción que se esté balanceando para eliminar los H^+ .
 - Balancear las cargas en ambos miembros de las dos semi-reacciones por adición o sustracción de electrones.
 - Como el número de electrones ganados debe ser igual al número de electrones cedidos, los coeficientes de los electrones en las dos semi-reacciones, se multiplican en forma cruzada.
 - Sumar las dos semi-reacciones.
 - Escribir la ecuación molecular completa introduciendo los iones que no intervienen en la reacción.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	147/237

Para ilustrar este método químico por excelencia se resolverán algunos problemas típicos de óxido reducción.

Ejemplo 1

Balancear y escribir la ecuación molecular, empleando el método del ión electrón en medio ácido.

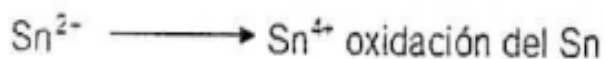
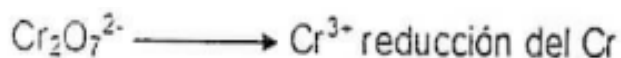


a) La reacción está escrita correctamente.

b) Su expresión iónica es:



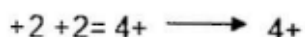
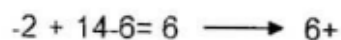
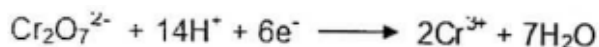
c) las dos semi-reacciones son:



d) los átomos de oxígeno se pueden balancear introduciendo moléculas de agua y los hidrógenos con protones:



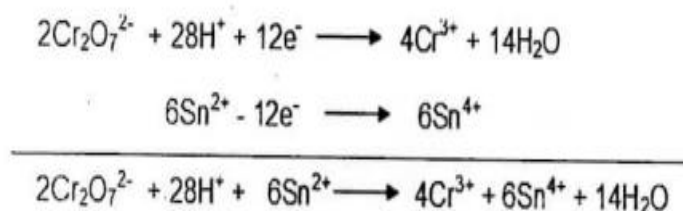
e) para balancear las cargas se toma en cuenta que el electrón posee una carga negativa ($1e^- = -1$):



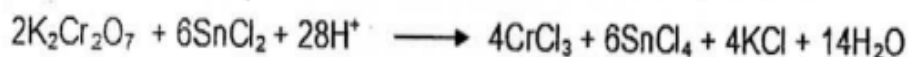


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	148/237

f) la semi-reacción de reducción se multiplica por el coeficiente 2 y la de oxidación por el 6, con ello se logra igualar el número de electrones perdidos y ganados y sumando ambas semi-reacciones se tiene:



h) la ecuación molecular se escribe teniendo en cuenta la reacción inicial y considerando los iones que no se oxidaron ni redujeron:



Nótese que en el primer miembro de la ecuación hay 12Cl^- y 28H^+ en tanto que en el segundo hay 40Cl^- y 14H_2 (28H^+), por lo que faltan 28Cl^- , que tendrán que provenir necesariamente del ácido y en este caso deberá ser el HCl, con lo cual al simplificar la reacción queda completa y balanceada, además es evidente que el medio de reacción es ácido:



Ejemplo 2

Balancear por el método del ión-electrón la siguiente reacción en el medio ácido:



A continuación, en forma resumida se balancea esta ecuación:

a) la reacción es correcta.

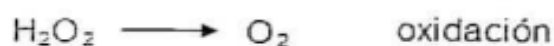
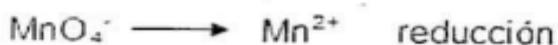
b)





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	149/237

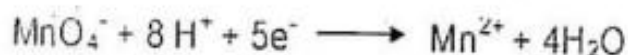
c)



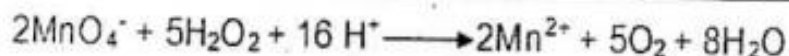
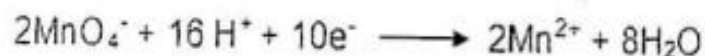
d)



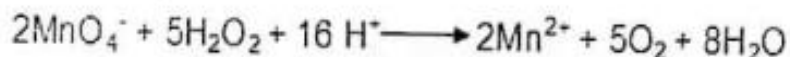
e)



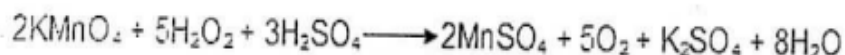
f)



g)



Para escribir la ecuación molecular supóngase que el ácido es el sulfúrico y el permanganato es el de potasio, con lo que se obtiene:



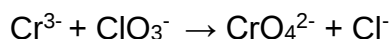
Los anteriores ejemplos de reacciones Redox, fueron en medio ácido tal como lo atestigua la presencia de los protones (H^+). En el siguiente ejemplo, se introducirá una ligera modificación por efectuarse la reacción en un medio básico.



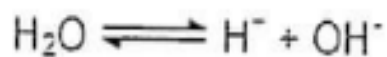
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	150/237

Ejemplo 1

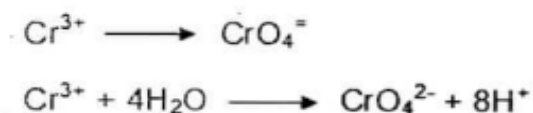
Balancear la siguiente ecuación química en medio básico.



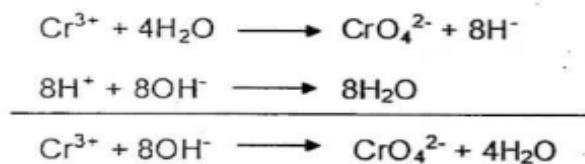
Primero se balancean los átomos en las dos semi-reacciones, introduciendo agua para balancear los oxígenos. Puesto que el medio es básico se deben eliminar los protones, para ello se suma la siguiente ecuación:



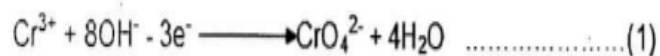
De tal manera que los protones se cancelan.
En la semi-reacción de oxidación se balancean los átomos:



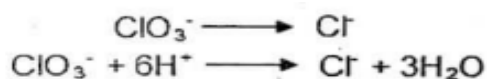
Para eliminar los H^+ se hace lo siguiente:



Ahora se balancean las cargas:



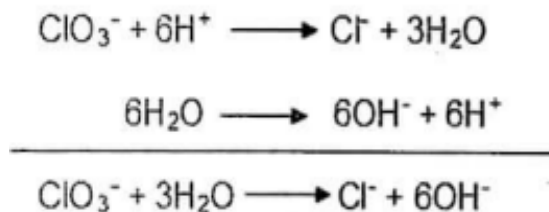
De manera análoga se procede para la semi-reacción:



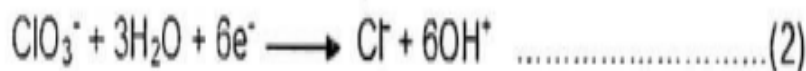


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	151/237

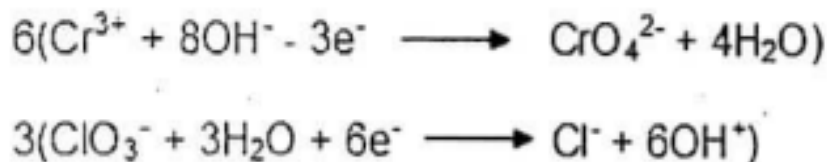
Para eliminar los protones se procede así:



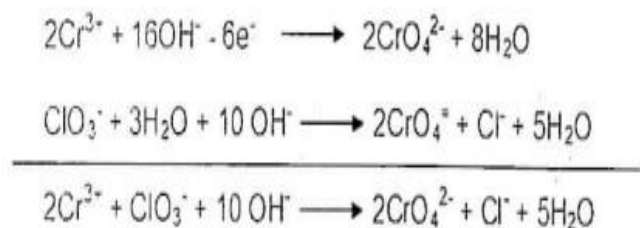
Se procede a balancear las cargas:



La ecuación (1) se multiplica por el coeficiente de los electrones de la ecuación (2) y esta por el coeficiente de los electrones de la ecuación (1), logrando con ello igualar el número de electrones ganados y perdidos:



Efectuando la multiplicación y sumando algebraicamente se tiene la ecuación iónica balanceada:





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	152/237

Ejemplo 2

Predecir los productos y balancear la siguiente ecuación química en medio básico:



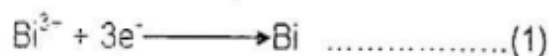
La ecuación iónica es:



Con base en ella se escriben las semi-reacciones
Semi-reacción de reducción:



Como los átomos están balanceados, se procede a balancear las cargas:



la semi-reacción de oxidación es:



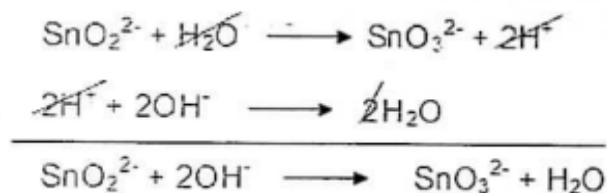
Se balancean los átomos, el oxígeno con H_2O y los hidrógenos con H^+ :



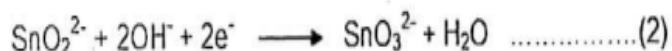


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	153/237

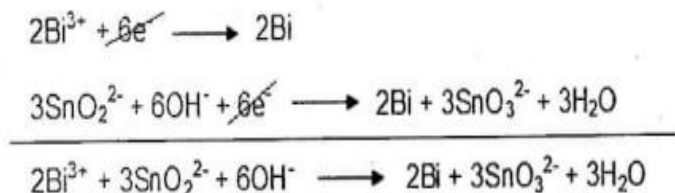
Ahora se eliminan los protones para que el medio sea básico:



Se continúa balanceando las cargas:



La ecuación (1) se multiplica por 2 y la (2) por tres y se suman algebraicamente para obtener la ecuación iónica balanceada:



De esta ecuación iónica se pasa a la molecular suponiendo que la base sea sosa (NaOH):



Como son 6 CIS deberán aparecer esos mismos como producto y como son 12 Na, pero ya hay 6 en el estannato de sodio, quedan 6 que formará el producto que falta, obteniéndose la ecuación molecular completa y balanceada:



Ejemplo 3

Balancear la siguiente reacción en medio neutro:



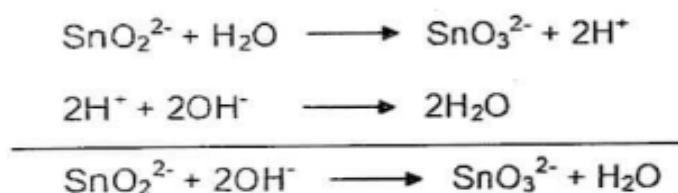


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	154/237

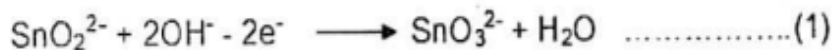
La ecuación iónica es:



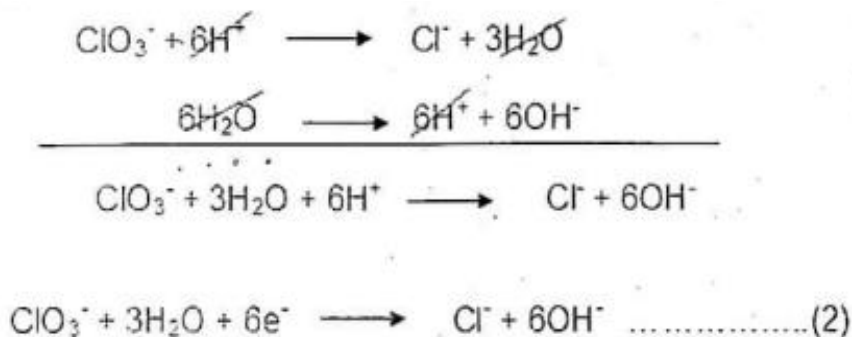
En la semi-reacción de oxidación se balancean átomos y eliminan:



Balanceo de cargas:



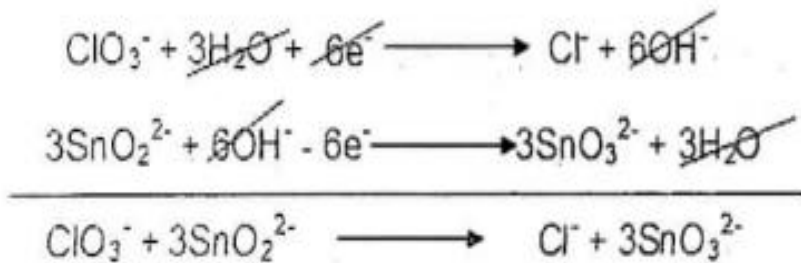
Semi-reacción de reducción:



La ecuación (1) por 6 y la (2) por 2 con lo que se logra que el número de electrones sea igual. Como ambos números (el 6 y el 2) tienen mitad, se trabajará con ella, es decir, 3 Y 1.



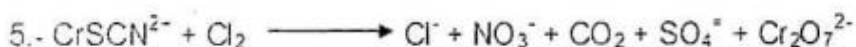
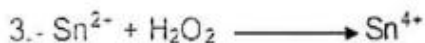
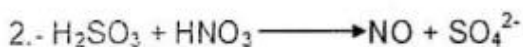
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	155/237



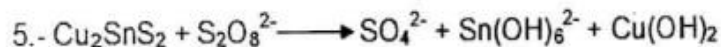
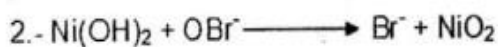
De esta ecuación iónica se pasa a la molecular:



Balancear por el método del ión-electrón las siguientes reacciones en medio ácido.



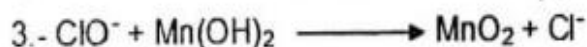
Balancear por el método del ión-electrón las siguientes reacciones en medio básico.





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	156/237

Balancear por el método del ión-electrón las siguientes reacciones en medio neutro.



6. CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

La importancia de la estequiometría estriba en que al comprender la relación entre las cantidades de los reactivos y productos, es posible:

a) Predecir la cantidad de los reactivos necesarios para producir una cierta cantidad de productos.

b) Interpretar los resultados de un análisis químico.

c) Seleccionar el método más idóneo y económico para llevar a cabo una reacción química a escala comercial, si es preciso

d) Determinar dentro de un conjunto de reactivos, cual se encuentra en exceso o cuál limita la reacción; porque en algunos casos se pueden originar diferentes productos en el seno de la reacción, dependiendo de las cantidades empleadas.

Al realizar los cálculos estequiométricos, se deben tener presentes los siguientes conceptos:

a) Masa atómica.

b) Mol.

c) Ley de A. Lavoisier.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	157/237

La masa atómica por que da el medio para expresar los pesos de los elementos que forman un compuesto. El concepto de mol, porque permite expresiones de cantidades (g, Kg, etc.) que dependen del número de átomos o moléculas más bien que de sus pesos.

Y por último, la ley de conservación de la masa, cuya expresión estequiométrica indica que "la suma de las cantidades de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las cantidades de las sustancias resultantes". Como puede observarse, de hecho esta ley hace un balance de masas.

6.1. CALCULOS CON SUSTANCIAS QUIMICAMENTE PURAS (Q. P)

Los cálculos estequiométricos bajo este rubro, se refieren a las sustancias que son 100% puras y se emplean principalmente en laboratorios dedicados a la enseñanza, a la investigación y al control de calidad de productos comerciales.

En términos generales, para realizar cálculos con reactivos Q. P. es sencillo y consta de los siguientes pasos:

- 1 Escribir correctamente la ecuación química.
2. Balancear la ecuación química.
3. Extraer información de la ecuación balanceada. Este punto implica conocer las bases, leyes o hechos en que se funda el tema del problema dado. Y sobre todo interpretar las relaciones estequiométricas de la ecuación.
4. Efectuar el cálculo pedido.

En ese rubro, una vez comprendido lo que se pide en el problema, se plantea este y el hecho de plantearlo implica ya haber elegido el camino más seguro para su solución. Se debe tener presente que existen problemas que solamente tienen una forma de resolverse; pero que en cambio existen otros que pueden resolverse por diferentes caminos.

Al resolver el problema es muy frecuente cometer errores de tipo aritmético, por lo cual en ocasiones se recomienda redondear cifras; pero hacer esto conduce a errores sistemáticos que se deben eliminar. En esta unidad se harán los cálculos empleando una precisión de centésimos.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	158/237

A continuación se exponen una serie de ejemplos que ilustran problemas con materias primas Q.p.

Ejemplo 1

¿Qué cantidad de sulfuro férrico en gramos, se obtendrá al reaccionar 5 g de hierro con azufre? Ambas son Q. P. Siguiendo la secuencia propuesta se tiene:

1 Escritura correcta de la ecuación química



2.- Balanceo de la ecuación

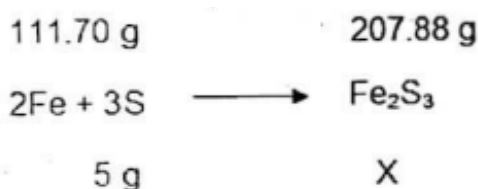


3.- Extracción de la información.

La ecuación química balanceada indica que cuando reaccionan dos moles de Fe con tres moles de S, se formará un mol de sulfuro ferroso. La relación molar es 2:3:1.

4.- Realización del cálculo.

Es recomendable que se escriba la masa molecular arriba de los elementos o compuestos que intervienen únicamente en el cálculo. Debajo de los mismos se escriben las cantidades que se dan en el enunciado del problema.



Al hacer esto, automáticamente se observa la relación que resuelve el problema:

$$\begin{aligned} \text{cantidad de Fe}_2\text{S}_3 &= \frac{5 \text{ g} \times 207.88 \text{ g}}{111.70 \text{ g}} \\ \text{Cantidad de Fe}_2\text{S}_3 &= 9.06 \text{ g} \end{aligned}$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	159/237

Ejercicio. Calcular.

¿Qué cantidad de FeS_3 se formará con 3 g de azufre?

¿Por qué se forman cantidades diferentes de FeS_3 ? Discutirlo en términos de la estequiometría de la reacción.

¿Qué cantidad de azufre se necesita para producir los 9.0g de FeS_3 ?

Ejemplo 2

Se desean preparar 60 Kg de cloruro de plata ¿qué cantidades de ácido clorhídrico y de Nitrato de plata se requieren?

Supóngase que el nitrato de plata es Q. P.

Escritura de la ecuación química



La ecuación esta balanceada. Expresa que la relación molar es 1:1

Cálculo del HCl



$$\text{cantidad de HCl} = \frac{36.45 \text{ Kg} \times 60 \text{ Kg}}{143.32 \text{ Kg}}$$

$$\text{Cantidad de HCl} = 15.25 \text{ Kg}$$

Cálculo del AgNO_3

$$\text{cantidad de AgNO}_3 = \frac{169.84 \text{ Kg} \times 60 \text{ Kg}}{143.32 \text{ Kg}}$$

$$\text{Cantidad de AgNO}_3 = 70.75 \text{ Kg}$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	160/237

Aplicando la ley de A. Lavoisier se puede calcular la cantidad de HNO_3 :

$$\begin{aligned}X_1 + X_2 &= 60\text{Kg} + X_3 \\X_3 &= (X_1 + X_2) - 60\text{Kg} \\X_3 &= (15.25 + 70.75) - 60\text{Kg} = 26\text{Kg} \\X_3 &= 26\text{Kg de HNO}_3\end{aligned}$$

Ejercicio.

Verificar mediante el cálculo estequiométrico que esa cantidad es correcta.

Ejemplo 3

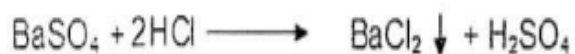
El siguiente problema, es un caso típico de laboratorio en el que se usan sustancias Q. P. y un ácido que por su naturaleza no puede ser Q. P. (el asesor explicará esto).

Se hacen reaccionar 8 g de sulfato de bario con ácido de 35.39% en peso. ¿Qué cantidad de HCl se necesita para que reaccione con esos 8 g de sulfato de bario?

1.- Escritura correcta de la ecuación:



2.- Balanceo de la ecuación



3.- Extracción de información

La relación molar de reactivos es 1:2, en tanto que la de los productos es 1:1



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	161/237

4.- Cálculo del HCl:



Primero se calcula la cantidad de HCl puro (100% o Q. P.)

$$\text{cantidad de HCl puro} = \frac{8 \text{ g} \times 72.90 \text{ g}}{233.36 \text{ g}}$$

$$\text{Cantidad de HCl puro} = 2.49 \text{ g}$$

Ahora se tiene en cuenta su % de pureza.

Como el dato es 35.39%, significa que de 100 partes (gramos, Kg, toneladas, libras, etc.), únicamente 35.39 son de ácido y lo demás es agua (en este caso). Por tal motivo al hacer esta corrección por pureza la cantidad de ácido será mayor en relación a la encontrada inicialmente.

Si de 100 partes, únicamente 35.39 son de HCl
X partes corresponderán a 2.49 g de HCl
X = 7.03 g de HCl.

Como el HCl es una solución acuosa y el dato está en gramos, estos se pasan a volumen con la densidad:

$$d = \frac{M}{V}$$

$$V = \frac{M}{d}$$

$$\text{Volumen de HCl} = \frac{7.03 \text{ g}}{1.18 \text{ g/ml}}$$

$$\text{Volumen de HCl} = 5.96 \text{ ml al } 35.39\%$$

Ejercicio.

Calcúlese la cantidad de ácido sulfúrico que se forma ($d=1.355\text{g/ml}$ y 45.35%) con esa cantidad de HCl y aplicando la ley de A. Lavoisier, la cantidad de BaCl_2 obtenida en toneladas.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	162/237

6.2. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON SUSTANCIA DE UN CIERTO GRADO DE PUREZA

En problemas industriales se parte de sustancias que tienen un cierto grado de pureza y con ellos se obtienen los productos deseados, por esto, es importante comprender problemas que no son Q. P., es decir, contienen impurezas, que son determinadas por métodos de análisis químico cualitativo y cuantitativo, y de acuerdo con éstos se calculan las cantidades de las reacciones de obtención.

Ejemplo 1

Se desea obtener ácido sulfhídrico haciendo reaccionar, 1-12 con una muestra de azufre reaccionará con 600 g de hidrógeno.

La reacción química balanceada es



Primero se calcula la cantidad de azufre puro que reaccionará con los 600 g de hidrógeno, El razonamiento que se sigue es sencillo:

1 mol de S reaccionará con un mol (biatómica) de hidrógeno, que expresado en gramos es, 32 g de S reaccionan con 2 g de H₂ entonces con 600 g de H₂ cuanto S se necesitará

$$\text{S} = \frac{32 \times 600}{2} = \frac{19200}{2} = 9600 \text{ g}$$

Se necesitan 9600 g de S puro para que reaccione con 600 g de 1-12 pero como el S tiene un 40% de pureza, se hace el cálculo para averiguar la cantidad buscada.

El 40% de pureza significa que de 100 partes (g, Kg, toneladas, libras, etc.) solo 40 es S y el resto impurezas. Con base a esto se puede establecer la siguiente relación:

Si 40 partes están dentro de 100
Los 9600 g corresponderán a Xg

$$\text{Xg} = \frac{9600 \times 100}{40} = \frac{960000}{40} = 24,000 \text{ g}$$

Es decir 24,000 g de S al 40% de pureza

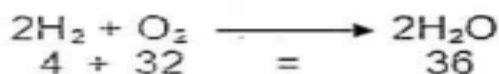


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	163/237

Ejemplo 2

Se hace reaccionar hidrógeno de 70% de pureza con oxígeno de 90% de pureza para producir 300 g de agua, ¿qué cantidad de hidrógeno y oxígeno se requieren para producir esa cantidad de agua?

Primero se calculan las cantidades de hidrógeno y oxígeno puros y después considerando la pureza establecida.



Esto significa que dos moles (H_2) reaccionan con un mol (O_2), para producir 2 moles de agua (36 g). Ahora si:

4 g de H_2 reaccionan para producir 36 g. de agua
Cuanto reaccionará para producir 300 g de agua

$$X = \frac{300 \times 4}{36} = 33.3 \text{ g de hidrógeno puro}$$

De manera análoga se hace el cálculo para el oxígeno:
32 de O_2 reaccionan con H_2 para producir 36 g de agua

Cuanto de O_2 reaccionará con H_2 para formar 300 g de H_2O

$$X = \frac{32 \times 300}{36} = 266.6 \text{ g de oxígeno puro}$$

Con estos datos se calculan las cantidades de hidrógeno y oxígeno, considerando su grado de pureza.

Para el hidrógeno se tiene

De 100 partes, únicamente 70 son de H_2

Cuántos gramos corresponderán a 33.3 g de H_2 puro

$$X = \frac{100 \times 33.3}{70} = 47.5 \text{ g de } \text{H}_2 \text{ de 70\% de pureza.}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	164/237

Cálculo para el O_2

Cuántos gramos corresponderán a 266.6 g de O_2 puro

$$X = \frac{100 \times 266.6}{90} = 296.2 \text{ g de } O_2 \text{ al } 90\%$$

Nótese que las unidades son gramos, porque desde un principio se dio la cantidad de agua formada en gramos. Para comprobar esto, se puede hacer el análisis dimensional, sea el caso del H_2 .

De 100 g de H_2 , únicamente 70 g son H_2 puro
Xg de H_2 corresponderán a 33.3 g de H_2

$$X = \frac{100 \times 33.3}{70} = 47.6 \text{ g}$$

Ejemplo 3

Se hace reaccionar HNO_3 con 250 g de una aleación de plata y cobre que contiene 80% de plata, ¿qué cantidad de nitrato de plata pura se encuentra en los 250 g de aleación, considerando el 1% de pureza?

de 100 partes, 80 corresponden a Ag
de 250g, corresponderán X g de Ag

$$X = \frac{250 \times 80}{100} = 200 \text{ g de Ag}$$

Ahora, aunque reacciona toda la aleación con el HNO_3 y se forman los nitratos de plata y cobre, lo único que interesa para el cálculo es la formación del nitrato de plata y por ello, se tomará en cuenta la siguiente reacción:

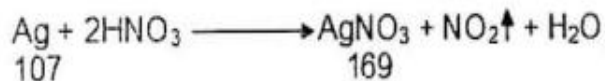


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	165/237



107 g de Ag producen 169 g de nitrato de plata

200 g de Ag (de la aleación) producirá X g de AgNO_3

$$X = \frac{200 \text{ g} \times 169 \text{ g}}{107 \text{ g}} = 315.8 \text{ g de } \text{AgNO}_3$$

Ejemplo 4

¿Qué por ciento de oro y cobre contiene una aleación de 20 Kilates?

En joyería las aleaciones de oro-cobre se estiman por su contenido en oro, llamándose oro de 24 Kilates (Kts) al oro 100% puro. Con base a esto se puede hacer el cálculo pedido.

% de Au

24 Kts corresponden al 100% de Au

20 Kts corresponderán a X%

$$X = \frac{20 \times 100}{24} = 83.3\% \text{ de oro}$$

% de Cu

83.3% de Au + %Cu = 100%

% de Cu = 100 - 83.3 = 16.7

Cu = 16.7%

Ejemplo 5

Se fundieron 200 g de oro con 300 g de cobre, ¿qué kilataje (Kts) resultará de la aleación formada?

Se tiene que al fundirse ambos metales se forma la aleación:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	166/237

200 g de Au + 300 g de Cu = 500 g de aleación
ahora se determina el % de Au en los 500 g.
si en 500 g de aleación hay 200 g de Au
en 1000 partes, habrá X de Au

$$X = \frac{100 \times 200 \text{ g}}{500 \text{ g}} = 40 \text{ partes de Au, o sea}$$

40% de Au en la aleación

Con estos datos se determina el kilataje:

en 100% hay 24 Kts

en 40% habrá X Kts

$$X = \frac{40 \times 24}{100} = 9.6 \text{ Kts}$$

La aleación resultante es de 9.6 Kts.

Ejemplo 6

Se desean preparar 5 Kg de ortofosfatotriamónico de 90% de pureza, haciendo reaccionar NH_3 con H_3PO_4 .

a) Qué volumen de ácido ortofosfórico se requiere, si está al 85% y su densidad es de 1,69 g/ml, y

b) Cuántos Kg de gas amoníaco se necesitan.

En primer lugar se escribe la ecuación química balanceada



Ahora, se determina la cantidad de sal pura que hay en los 5Kg de 90%, ya que el cálculo estequiométrico se realiza con sustancias Q. P.

de 100 partes el 90 corresponde a la sal pura



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	167/237

$$\text{Cantidad de sal pura} = \frac{5 \text{ Kg} \times 90 \text{ partes}}{100 \text{ partes}} = 4.5 \text{ Kg}$$

4.5 Kg de sal de fósforo pura

El mismo cálculo se puede hacer en forma abreviada de la siguiente manera:

$$5 \text{ Kg} \times 0.90 = 4.5 \text{ Kg de sal pura}$$

En esta operación el 0.90 representa al 90% expresado en forma decimal.

Con base en la estequiometría de la reacción se calcula la cantidad en Kg de ácido ortofosfórico que se necesitan para producir esos 4.5 Kg de sal pura.

Analizando la ecuación química balanceada se concluye que un mol de H_3PO_4 se requiere para producir un mol de sal de fósforo, que expresado en Kg es el peso fórmula del ácido y la sal:



Realizando el cálculo, se tiene:

149 kg son producidos por 98 kg de ácido fosfórico
4.5 kg serán producidos por cierta cantidad de ácido

$$\text{Cantidad de ácido} = \frac{4.5 \text{ Kg} \times 98 \text{ Kg}}{149 \text{ Kg}} = 2.95 \text{ Kg Q. P.}$$

Esta cantidad es Q. P., pero se aclara en el problema que el ácido es del 85% y por ello es menester determinar la cantidad que corresponde a ese porcentaje:

$$\frac{100 \times 2.95}{85} = 3.47$$

Como el ácido es líquido, este dato (en masa) se transforma a volumen, sabiendo que la densidad del ácido ortofosfórico es 1.69 g/ml.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	168/237

Nótese que $\text{g/ml} = \text{Kg/l}$

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

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

$$\text{volumen} = \frac{3.47 \text{ Kg}}{1.69 \text{ Kg/l}} = 2.05 \text{ litros}$$

Por tanto, la cantidad de ácido que se requiere para producir 4.5 Kg de sal es 2.05 litros.

Para la cantidad de gas amoníaco se calcula con base a la estequiometria de la reacción:

3 moles de NH_3 será producida por 4.5 Kg de sal.

$$\text{Cantidad de gas amonio} = \frac{4.5 \text{ Kg} \times 51 \text{ Kg}}{149 \text{ Kg}} = 1.54 \text{ Kg}$$

Entonces para producir 4.5 Kg Q. P. de sal de fósforo, se necesitan 2.05 litros de ácido ortofosfórico Q.P.y 1.54 Kg de gas amoniaco Q. P.

Se deja como ejercicio calcular la cantidad de gas amoniaco siguiendo la estequiometria de $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$ para comprobar el valor obtenido (1.54 Kg) por el método indicado anteriormente.

EJERCICIOS.

1. ¿Qué cantidad (en toneladas) de clorato de potasio de 60% de pureza, se necesita para obtener 5 toneladas de cloruro de potasio de 75% y que cantidad de oxígeno se obtiene, considerando que el 15% se pierde al recibirlo?



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	169/237

2. ¿Qué cantidad de un mineral de Zn (pureza en zinc del 70% debe hacerse reaccionar con H_2SO_4 diluido para obtener 100 g de hidrógeno?

3. Una muestra impura de cobre con una masa de 1.25 g se disolvió en ácido nítrico para dar $\text{Cu}(\text{OH})_2$, después a CuO , después a CuC_2 y finalmente a $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$

Suponiendo que no hubo pérdida de cobre en ningún paso, calcule el % de cobre puro en la muestra inicial, si el $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ puro y seco obtenido fue de 2.0 g.

6.3. REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO

Cuando en una reacción, los reactivos no se encuentran en la cantidad estequiométrica que fija la reacción por sí misma, alguno de los reactivos se agotará primero y el otro no. Al reactivo que se consume primero totalmente, se le llama reactivo limitante y al que sobra sin reaccionar, reactivo en exceso.

Recibe el nombre de reactivo limitante, porque la cantidad de productos que se han de formar, dependerá o estará limitada por el reactivo que se halla en menor proporción a la establecida por la estequiometría de la reacción.

Para conocer quién es el reactivo limitante y en exceso en una reacción, es necesario calcular con base en la estequiometría de la reacción, con cuál de los reactivos se producirá la menor cantidad de alguno de los productos y a partir de esos datos inferir el que limita la reacción y el que se halla en exceso.

Ejemplo 1

¿Qué cantidad de cromato de potasio en gramos, se obtendrá al hacer reaccionar 10 g de nitrato de plomo (II) con 5 g de cromato de potasio? Primero se escribe la reacción correctamente y a continuación se balancea para conocer cuál es la estequiometría de la reacción:



Como se puede observar de la reacción balanceada, la relación estequiométrica de los reactivos es 1:1 para producir una mol de cromato de plomo (II).

Ahora se calcula por separado la cantidad de cromato de plomo (II) que se formaría con cada uno de los reactivos:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	170/237

$$10 \text{ g de Pb(NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{331.2 \text{ g Pb(NO}_3)_2} = 0.030 \text{ moles Pb(NO}_3)_2$$

$$0.030 \text{ moles Pb(NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol de PbCrO}_4}{1 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2} = 0.030 \text{ moles de PbCrO}_4$$

$$5 \text{ g de K}_2\text{CrO}_4 \times \frac{1 \text{ mol de K}_2\text{CrO}_4}{194.2 \text{ g de K}_2\text{CrO}_4} = 0.026 \text{ moles de K}_2\text{CrO}_4$$

$$0.026 \text{ moles K}_2\text{CrO}_4 \times \frac{323.2 \text{ mol de PbCrO}_4}{1 \text{ mol de K}_2\text{CrO}_4} = 0.026 \text{ moles PbCrO}_4$$

De los cálculos anteriores se infiere que el cromato de potasio es el reactivo limitante por producir la menor cantidad de cromato de plomo (II). Consecuentemente el reactivo en exceso es el nitrato de plomo (II). Como se pide la cantidad de cromato de plomo (II) en gramos, simplemente se transforman las moles de producto en gramos:

$$0.026 \text{ moles PbCrO}_4 \times \frac{323.2 \text{ g PbCrO}_4}{1 \text{ mol PbCrO}_4} = 8.4032 \text{ g PbCrO}_4$$

Para completar el cálculo, se conocerá la cantidad de reactivo que sobra o sea, el reactivo en exceso:

Como la reacción molar entre los reactivos es 1:1, se tiene que:

$$0.026 \text{ moles K}_2\text{CrO}_4 \times \frac{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ mol de K}_2\text{CrO}_4} = 0.026 \text{ moles Pb(NO}_3)_2$$

Como se tienen 0.030 moles de Pb(NO₃)₂, la cantidad en exceso será de: 0.004 moles:

$$\begin{array}{r} 0.030 \text{ moles iniciales} \\ - 0.026 \text{ moles que reaccionan} \\ \hline 0.004 \text{ moles de Pb(NO}_3)_2 \text{ que no reaccionan} \end{array}$$

Si se quiere saber cuántos gramos son, basta pasar de moles a gramos en la forma usual:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	171/237

$$0.004 \text{ moles Pb(NO}_3)_2 \times \frac{331.2 \text{ g Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Pb(NO}_3)_2} = 1.3248 \text{ g Pb(NO}_3)_2$$

En el ejemplo anterior por el hecho de que la relación estequiométrica es 1:1, resulta que el cromato de potasio es el limitante, pero no sucede siempre, todo depende tanto de la estequiometría de la reacción como de las cantidades que van a reaccionar.

Ejemplo 2

¿Qué cantidad de cobre se obtienen cuando se hacen reaccionar 5 g de amoníaco con 10 g de óxido cúprico, si ambos son Q. P?

Para resolver este problema se trabajará con moles para visualizar más fácilmente la estequiometría.

Reacción balanceada:



Nótese ahora que la relación molar es 2:3, la que servirá de base para realizar el cálculo siguiente:

$$5 \text{ g de NH}_3 \times (1 \text{ mol de NH}_3 / 17 \text{ g NH}_3) = 0.291 \text{ moles NH}_3$$

$$0.291 \text{ moles NH}_3 \times (3 \text{ moles Cu} / 2 \text{ moles NH}_3) = 0.436 \text{ moles Cu}$$

$$10 \text{ g de CuO} \times (1 \text{ mol CuO} / 79.5 \text{ g CuO}) = 0.126 \text{ moles de CuO}$$

$$0.125 \text{ moles CuO} \times (3 \text{ moles Cu} / 3 \text{ moles CuO}) = 0.125 \text{ moles CuO}$$

El reactivo limitante es el óxido de cobre por producir la menor cantidad de cobre consecuentemente la cantidad que se producirá será de 0.125 moles.

Nótese como el reactivo que está en mayor cantidad es el que limita la reacción puesto que la relación estequiométrica entre los reactivos es de 2:3 y para el producto es de 3:2.y 3:3.

Ejemplo 3

¿Qué cantidad de ácido arsénico se obtiene al hacer reaccionar 6.3 g de ácido nítrico con 1.98 g de óxido de arsénico (III) y 1.8 g de agua?



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	172/237

La solución de este problema se basa en lo mismo que en los dos ejemplos anteriores.

Reacción balanceada:



Para facilitar los cálculos se trabajará con moles.

$$6.3 \text{ g HNO}_3 \times (1 \text{ mol HNO}_3 / 63 \text{ g HNO}_3) = 0.1 \text{ mol HNO}_3$$

$$1.98 \text{ g As}_2\text{O}_3 \times (1 \text{ mol de As}_2\text{O}_3 / 198 \text{ g As}_2\text{O}_3) = 0.01 \text{ mol As}_2\text{O}_3$$

$$1.8 \text{ g H}_2\text{O} \times (1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 0.1 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Ahora se calcula la cantidad de ácido arsénico que se forma individualmente con cada uno de los reactivos.

$$0.1 \text{ mol HNO}_3 \times (2 \text{ moles H}_3\text{AsO}_4 / 4 \text{ moles HNO}_3) = 0.05 \text{ mol H}_3\text{AsO}_4$$

$$0.01 \text{ mol As}_2\text{O}_3 \times (2 \text{ moles H}_3\text{AsO}_4 / 1 \text{ mol As}_2\text{O}_3) = 0.02 \text{ mol H}_3\text{AsO}_4$$

$$0.1 \text{ mol H}_2\text{O} \times (2 \text{ mol H}_3\text{AsO}_4 / 1 \text{ mol H}_2\text{O}) = 0.2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Comparando los datos anteriores se puede concluir que el reactivo limitante es el trióxido de arsénico por producir la cantidad más pequeña del ácido arsénico, esto es, de 0.02 moles, que expresada en gramos da:

$$0.02 \text{ moles de H}_3\text{AsO}_4 \times (142 \text{ g H}_3\text{AsO}_4 / 1 \text{ mol H}_3\text{AsO}_4) = 2.84 \text{ g de H}_3\text{AsO}_4$$

Para determinar la cantidad de reactivo que permanece sin reaccionar, solo se resta la cantidad inicial, a aquella que se consumió durante la reacción:

$$0.01 \text{ mol As}_2\text{O}_3 \times (4 \text{ mol HNO}_3 / 1 \text{ mol As}_2\text{O}_3) = 0.04 \text{ mol HNO}_3$$

$$0.1 \text{ mol} - 0.04 \text{ mol} = 0.06 \text{ mol HNO}_3 \text{ en exceso.}$$

$$0.01 \text{ mol As}_2\text{O}_3 \times (1 \text{ mol H}_2\text{O} / 1 \text{ mol As}_2\text{O}_3) = 0.01 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$0.2 \text{ mol H}_2\text{O} - 0.01 \text{ mol H}_2\text{O} = 0.19 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ en exceso.}$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	173/237

EJERCICIOS.

1. ¿Qué cantidad de sulfato de bario se obtiene cuando se hacen reaccionar 2 g de cloruro de bario con 4 g de sulfato de sodio? Supóngase que ambos reactivos son puros.
2. ¿Qué cantidad de cloruro de plata se obtiene, cuando se hacen reaccionar 100 g de nitrato de plata con 100 ml de ácido clorhídrico, cuya densidad es de 1? 18 g/ml y concentración de 35.39 % en peso?

NOTA: Cuando los reactivos no son 100% puros, se determina primero la cantidad efectiva de reactivo y después se procede como en los ejemplos anteriores para encontrar al limitante,

3. Se hacen reaccionar 10 ml de ácido sulfúrico (densidad 1.80 g/mol y pureza de 90% en peso) con 5 g de permanganato de potasio y 3 g de antimonio.

Determinar.

- a) Quién es el reactivo limitante.
- b) Cantidad y reactivos en exceso.
- c) Calcular la cantidad de trióxido de antimonio que se obtiene

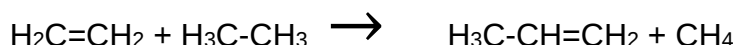
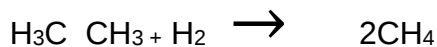
6.4. RENDIMIENTO O EFICIENCIA DE UNA REACCIÓN

El rendimiento o eficiencia de una reacción, esta referido a una reacción a la máxima cantidad de producto que se puede obtener en una reacción, bajo condiciones específicas de pH, temperatura, concentración, etc., independientemente de la reacción estequiométrica, esto es, se pueden reaccionar los reactivos en cantidades estequiométricas y no obtener un 100% de los productos, como se podría esperar teóricamente. Ello se debe a que para que se produjera el producto o productos en una reacción, esta debería ser única. Sin embargo, esto no ocurre así en todos los casos y se obtienen cantidades inferiores a los esperados teóricamente, Lo anterior puede ser ocasionado por aspectos técnicos en al trabajar las reacciones y también debido a que los reactivos suelen reaccionar en más de una forma. Además una vez formado un producto o productos, estos pueden reaccionar entre si o con los reactivos y formar otros productos. El resultado es que se obtiene una eficiencia inferior a la esperada, por las reacciones secundarias y colaterales, y por aspectos de equilibrio químico (reacciones reversibles) y por formación de productos cinéticos o de rápida formación y poca estabilidad y productos termodinámicos o de alta estabilidad. Lo anterior se presenta con frecuencia en reacciones orgánicas como en la obtención de etileno por deshidrogenación del etano:





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	174/237



Como puede observarse se obtienen diferentes productos, además del que se desea, por lo que difícilmente en la práctica el rendimiento o eficiencia de una reacción es del cien por ciento.

El único rendimiento que puede ser de un cien por ciento es el que se calcula teóricamente y en él se supone un comportamiento ideal, es decir, sin reacciones secundarias, ni problemas cinéticos o de equilibrio químico.

En la práctica, se trabaja con el rendimiento o eficiencia real de una reacción, el cual está referido al rendimiento que se obtiene experimentalmente y se calcula considerando la producción teórica y real; se expresa comúnmente en porcentaje.

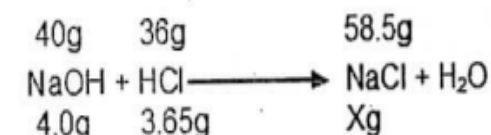
Ejemplo 1

Se hacen reaccionar 4.0 g de NaOH con 3.65 g de HCl. Si solo se obtienen 5.0 g de NaCl ¿cuál es el rendimiento real de la reacción expresada en %?

La reacción balanceada es:



Se calcula la cantidad en gramos de NaCl que debiera obtenerse a partir de esas masas de reactivos:



$$X = \frac{58.5 \times 4}{40} = 5.85\text{g de NaCl}$$

Esos 5.85 g representan el 100%, entonces 5 g serán Y%

$$Y = \frac{5 \times 100}{5.85} = 85.4\%$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	175/237

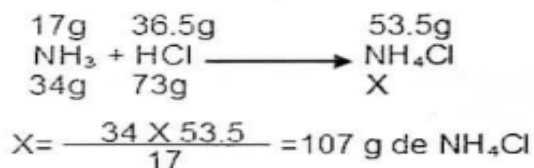
Ejemplo 2

Calcule la cantidad (en gramos) que se obtiene de NH_4Cl cuando se hacen reaccionar 34 g de NH_3 con 73g de HCl , si el rendimiento real de la reacción es del 60%.

Reacción balanceada:



La cantidad teórica (100%) de NH_4Cl se obtiene:



Los 107 g representan un rendimiento del 100%, entonces, un rendimiento del 60% será:

$$= \frac{60 \times 107}{100} = 64.2\text{g de } \text{NH}_4\text{Cl}$$

Ejercicio.

1. Se hacen reaccionar 107 g de NH_4Cl con 33.96 g de AgNO_3 . Se obtienen 20 g de AgCl . Calcule el rendimiento real expresado en %.

7. DISOLUCIONES

7.1. CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Una disolución es una mezcla homogénea, molecular o iónica, de dos o más sustancias, en una sola fase. Ya que las disoluciones son mezclas, sus propiedades dependen de las características y cantidades relativas de cada uno de sus constituyentes.

Aunque pueden encontrarse disoluciones con tres o más componentes, las más comunes son las binarias.

La sustancia disuelta y que generalmente se encuentra en menor proporción, se denomina soluto y la sustancia en la cual el soluto se disuelve, recibe el nombre de disolvente.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	176/237

Hay varios tipos de pares de soluto-disolvente:

- a) Líquido en líquido (alcohol en agua)
- b) Sólido en líquido (cloruro de sodio en agua)
- c) Gas en líquido (amoníaco en agua)
- d) Líquido en sólido (mercurio en zinc)
- e) Gas en sólido (hidrógeno en níquel)
- f) Sólido en sólido (bronce: zinc en cobre)
- g) Gas en gas (oxígeno en dióxido de carbono)

Los tres primeros tipos de disolución, son las de uso más común en el laboratorio y generalmente se considera que, en las disoluciones sólido en líquido y gas en líquido, el líquido es el disolvente.

En las disoluciones líquido en líquido, el grado en el que se disuelve uno en el otro, se conoce como miscibilidad. Así, podemos decir que el agua y el etanol tienen un alto grado de miscibilidad.

El grado de disolución de sólidos y gases en líquidos, varía con la naturaleza del soluto, del disolvente y con la temperatura del sistema.

Las disoluciones que contienen una cantidad relativamente pequeña de soluto son disoluciones diluidas, si contienen una cantidad de soluto relativamente grande se dice que están concentradas y si la cantidad de soluto es la máxima que se puede disolver a una temperatura dada, la disolución está saturada.

Las disoluciones también pueden clasificarse como moleculares, en las cuales el soluto no presenta disociación y como iónicas en las que las moléculas del soluto se disocian en el disolvente. Como ejemplo de disoluciones moleculares están: alcohol en agua, acetona en agua y en general, sustancias no electrólitos solubles en agua. Entre las disoluciones iónicas están los electrólitos solubles en agua, como el cloruro de potasio en agua.

Finalmente, las disoluciones pueden clasificarse como ideales y reales (a semejanza de los gases). Se consideran soluciones ideales aquellas en las cuales no existen interacciones entre las moléculas del soluto que puedan causar desviaciones en el comportamiento de las mismas. Por ejemplo, en el caso de una disolución líquido-líquido (alcohol en agua 1:99) el volumen de las muestras es igual a la suma de los volúmenes de los componentes de la misma.

En las disoluciones reales, por el contrario, las moléculas de soluto interaccionan (pueden formar puentes de hidrógeno, asociaciones que involucran dos o más moléculas) lo cual se traduce en desviaciones del comportamiento esperado.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	177/237

Por ejemplo, el volumen de una disolución de alcohol en agua 20:80 no es 100 ml. Como este ejemplo, hay varias soluciones líquido-líquido en las que el volumen es mayor o menor que la suma de los volúmenes de los componentes de la mezcla.

Todas las soluciones se comportan idealmente en el límite de la disolución infinita, resultando lógico, pues al existir pocas moléculas de soluto las interacciones desaparecen o por lo menos disminuyen suficiente para despreciarlas. En estos casos se caracteriza a las soluciones por su concentración, pero cuando la concentración rebasa los límites de la idealidad, se habla entonces de "actividades", concepto que se manejará en fisicoquímica.

En este curso de Ciencia Básica, se considerará que las soluciones con las que se va a trabajar son ideales. Los cálculos involucrados en el manejo de soluciones reales son más complejos y quedan fuera de los objetivos de este curso.

7.2. CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES

El término concentración de una disolución se refiere:

- a) La cantidad de soluto presente en un volumen dado de solución.
 $\text{Concentración} = \text{cantidad de soluto} / \text{volumen de solución}$

O bien:

- b) A la cantidad de soluto en un volumen dado de disolvente.

$\text{Concentración} = \text{cantidad de soluto} / \text{volumen de disolvente}$

Debido a que el volumen de una disolución cambia con la temperatura, en un trabajo preciso esta debe especificarse, cuando se emplean unidades de concentración.

La concentración de una disolución puede expresarse en unidades físicas o en unidades químicas. Las unidades químicas son las más importantes y se emplean cuando se necesita conocer el número de moles o de unidades reaccionantes en un volumen dado de disolución.

7.2.1. UNIDADES FÍSICAS

Las unidades físicas se establecen en términos de peso de soluto en un determinado peso o volumen de disolvente o de disolución. Las unidades más comunes son:

- a) Peso de soluto por unidad de volumen de disolución.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	178/237

Ejemplos:

- 15 g de K_2SO_4 /litro de disolución
- 20 g de $MgCl_2$ /500 ml de disolución

b) Peso de soluto por peso de disolvente

Ejemplos:

- 4.7 g de $AgNO_3$ /200 g de agua
- 50 g de KCl /1 Kg de agua

c) Porcentaje en peso. Esta unidad nos indica la cantidad en gramos de soluto en 100 g de disolución:

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

Por ejemplo una disolución al 5% en peso de cromato de potasio contiene 5 g de K_2CrO_4 en 95 g de disolvente, en este caso agua, para formar 100 g de disolución.

Para la preparación de estas disoluciones es muy común para efectos prácticos considerar que, ya que la densidad del agua es de 1 g/ml, 1 ml de agua equivale a un gramo de agua, aunque estrictamente, esto sólo es válido a una temperatura de 40 C.

Ejemplo 1

¿Cuántos gramos de KCl al 10% se requieren para tener 6.4 g de KCl ?

Una disolución al 10% de KCl contiene 10 g de KCl en 100 g de disolución entonces, para calcular cuántos gramos de disolución se requieren para contener 6.4 g de KCl .

10 g KCl ————— 100 g de disolución

6.4 g KCl ————— X

X= 64 g

O sea que, en 64 g de disolución de KCl al 10% están los 6.4 g de KCl que se necesitan.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	179/237

Ejemplo 2

¿Qué volumen de HCl concentrado (densidad 1.85 g/ml y concentración de 36% en peso) se requiere para tener 20 g de HCl puro?

De acuerdo a la densidad del HCl:

1 ml de disolución pesa 1.185 g

y como se encuentra al 36%, el peso de HCl puro en 1 ml es:

$$1.185 \text{ g/ml} \times \frac{36}{100} = 0.456 \text{ g/ml}$$

Entonces podemos establecer la siguiente reacción:

$$0.456 \text{ g} \quad \text{—————} \quad 1 \text{ ml}$$

$$20 \text{ g} \quad \text{—————} \quad X$$

$$X = 43.8 \text{ ml}$$

O sea que en 43.8 ml de solución de HCl al 36% (d: 1.185 g/ml) hay 20 g HCl puro.

d) Porcentaje en volumen: mililitros de soluto por 100 ml de solución. Esta unidad de concentración se emplea cuando se necesita preparar disoluciones líquido en líquido.

Por ejemplo, para preparar una disolución al 15% en volumen de alcohol metílico, se miden 15 ml de alcohol y se diluyen con agua hasta completar un volumen de 100 ml.

e) Porcentaje masa-volumen (m/v). Esta unidad es poco usual y expresa gramos de soluto en 100 ml de disolución. Por ejemplo, una solución al 5% m/v de dicromato de potasio, contiene 5 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en 100 ml de disolución.

Podemos hacer notar que esta unidad se expresa como la primera forma reindicar unidades físicas que vimos en el inciso a), sólo que en este caso, se usa únicamente para 100 ml de disolución.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	180/237

7.2.2. UNIDADES QUÍMICAS

Las unidades químicas más usuales para expresar concentraciones son: molaridad, molalidad, normalidad y formalidad.

a) Molaridad (M). La molaridad de una disolución es el número de moles de soluto que se encuentran disueltos en un litro de disolución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Así una disolución 0.5 M de cloruro de magnesio contiene 0.5 moles de la sal (MgCl_2).

La concentración del ión Mg^{++} en la solución es 0.5 M y la concentración del ión Cl^- es 1.0 M (0.5×2) ya que hay dos moles de ión Cl^- en cada mol de MgCl_2 .

La molaridad es una unidad muy conveniente para el trabajo de laboratorio, ya que las disoluciones acuosas de molaridad conocida pueden ser preparadas fácilmente, pasando la cantidad de soluto que corresponda a la concentración y completando el volumen de la disolución en un matraz aforado.

Ejemplo 1

Efectuar los cálculos necesarios para preparar 500 ml de una disolución de $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Para preparar esta solución hay que tomar en cuenta las siguientes consideraciones:

Para el manejo adecuado de la sal, es necesario investigar sus propiedades. El cloruro férrico hexahidratado es una sal deliquescente.

Las moléculas de esta sal tienen seis moléculas de agua de cristalización, por lo que es necesario incluir el peso de seis moléculas de H_2O en el peso molecular de la sal.

El peso molecular del $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ es 270 g/mol, del cual 108 g (6×18) son debidos al peso del agua.

Para saber cuánto debe pesarse para tener una concentración 0.5 M:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 270 \text{ g} \\ 0.5 \text{ mol} \text{ ——— } X \\ X = 135 \text{ g} \end{array}$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	181/237

Pero la molaridad está definida para 1 litro de disolución y nosotros queremos preparar solo 500 ml, entonces:

$$135 \text{ g} \text{ ————— } 1000 \text{ ml}$$

$$X \text{ ————— } 500 \text{ ml}$$

$$X = 67.5 \text{ g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

Si la sal fuera anhidra, los cálculos serían:
Peso molecular $\text{FeCl}_3 = 162 \text{ g/mol}$

$$162 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$X \text{ ————— } 0.5 \text{ mol}$$

$$X = 81 \text{ g}$$

$$81 \text{ g} \text{ ————— } 1000 \text{ ml}$$

$$X \text{ ————— } 500 \text{ ml}$$

$$X = 40.5 \text{ g FeCl}_3$$

Esto significa que en 67.5 g de la sal hexa-hidratada se encuentran contenidos los 40.5 g de la sal anhidra requerida en la solución y el resto (27 g) es agua de hidratación.

El cálculo de la molaridad es importante ya que, estequiométricamente, se puede calcular el volumen de una solución, de molaridad conocida, que se requiere para una reacción determinada.

Ejemplo 2

¿Qué volumen de H_2SO_4 1M se requiere para reaccionar con 10 g de Zn?

La reacción es:



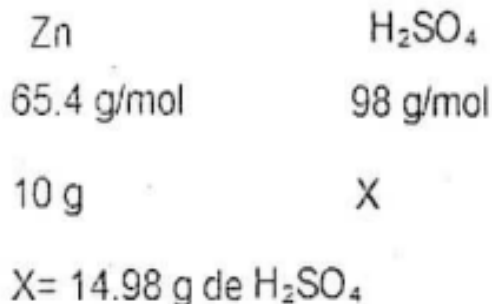
Peso molecular $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$

Peso atómico Zn = 65.4 g/mol

Como 1 mol de Zn reacciona con un mol de H_2SO_4 , podemos obtener los gramos de H_2SO_4 que se requieren para reaccionar con 10 g de Zn.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	182/237



Y el número de moles de H₂SO₄ es:

$$\text{moles de H}_2\text{SO}_4 = \frac{14.98 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0.152 \text{ moles}$$

Como se tiene una solución 1M de H₂SO₄ H₂SO₄ podemos calcular en que volumen de la solución 1M de H₂SO₄ H₂SO₄ se tienen 0.152 moles.

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{—————} & 1000 \text{ ml} \\ 0.152 \text{ mol} & \text{—————} & X \\ X = 152 \text{ ml} \end{array}$$

O sea, que 152 ml de H₂SO₄ H₂SO₄ 1M reaccionan estequiométricamente con 10 g de Zn.

b) Molalidad (m). La molalidad de una disolución se define como el número de moles de soluto que hay en 1000 g (1 Kg) de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{1000 \text{ g de disolvente}}$$

Una solución acuosa 2m de KCl contiene 2 moles de KCl en 1000 g de agua. La molalidad es una unidad útil en los cálculos que implican los puntos de congelación y de ebullición de las disoluciones, pero el hecho de que sea difícil pesar los disolventes líquidos, hace que la molalidad sea una unidad inconveniente para el trabajo de laboratorio.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	183/237

Ejemplo 1

Calcule la molalidad de una disolución que contiene 20 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) pesa 342 g; entonces, podemos calcular cuantas moles hay en 20 g de sacarosa.

$$342 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$20 \text{ g} \text{ ————— } X$$

$$X = 0.058 \text{ moles}$$

Ahora, si 0.058 moles están disueltos en 125 g de agua, ¿cuántas moles se disuelven en 1000 g?

$$0.058 \text{ ————— } 125 \text{ g}$$

$$X \text{ ————— } 1000 \text{ g}$$

$$X = 0.46 \text{ moles}$$

Por lo tanto, la concentración de la sacarosa es $m = 0.46$.

La molalidad de una disolución puede calcularse a partir de la Normalidad o de la Molaridad si se conoce la densidad de la disolución.

Ejemplo 2

Una disolución de HCl al 10% en peso tiene, a 20°C , una densidad de 1.102 g/cm^3 , o es lo mismo, 1 cm^3 de HCl pesa 1.102 g.

Si se convierte a unidades de g/l o g/1000 cm^3 se tiene:

$$1.102 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ cm}^3$$

$$X \text{ ————— } 1000 \text{ cm}^3$$

$$X = 1.102 \text{ g/l}$$

Si la solución está al 10%, significa que cada 100 g de solución hay 10 g de HCl puro entonces:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	184/237

En 1102 g de solución de HCl al 10%, hay 110.2 g de HCl puro y el resto, 991.8 g, es agua.

Ahora, en 1102 g de HCl ¿Cuántas moles hay? El peso molecular del HCl es de 36.5 g/mol, entonces.

$$\text{moles de HCl} = \frac{110.2 \text{ g}}{36.5 \text{ g/mol}} = 3.019$$

Esto significa que hay 3.019 moles de HCl puro en 991.8 g agua. Podemos obtener ahora el número de moles que hay en 1000 g de agua, esto es, la molaridad.

$$3.019 \text{ moles HCl} \text{ ————— } 991.7 \text{ g agua}$$

$$X \text{ ————— } 1000 \text{ g agua}$$

$$X = 3.04 \text{ m}$$

c) Normalidad (N). La normalidad de una solución se define como el número de peso equivalente-gramo de soluto que hay en 1 litro de disolución.

$$N = \frac{\text{peso equivalente gramo}}{1 \text{ litro solución}}$$

El peso equivalente (g-eq) de una sustancia es su peso expresado en gramos, dividido entre el número equivalente.

$$\text{peso equivalente (g-eq)} = \frac{\text{masa de sustancia (g/mol)}}{\text{no. equivalente (eq/mol)}}$$

El número equivalente es el número de moles H⁺ (o moles de electrones) que puede transferir o aceptar una sustancia.

El peso equivalente de una sustancia es el peso que consume (acepta) o transfiere (pierde) una mol de H⁺ (o una mol de electrones).



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	185/237

Ácidos o bases. De acuerdo a las definiciones anteriores, el número equivalente de un ácido es el número de H^+ que transfiere y su peso equivalente es el peso en gramos que transfiere un mol de H^+ .

Por ejemplo:

El HBr transfiere un mol de H^+ $\therefore$ número equivalente= 1

$$\text{peso equivalente} = \frac{\text{masa (peso molecular)}}{\text{número equivalente}} = \frac{89.9 \text{ g/mol}}{1 \text{ eq/mol}} = 89.9 \text{ g/eq}$$

Análogamente, el número equivalente de una base es el número de moles de OH^- que puede transferir y su peso equivalente es el peso en gramos que cede un mol de OH^- .

Así, el $Ca(OH)_2$ (Peso molecular= 74), acepta dos moles de H^+



o lo que es lo mismo, transfiere dos moles de OH^- .

Su número equivalente= 2

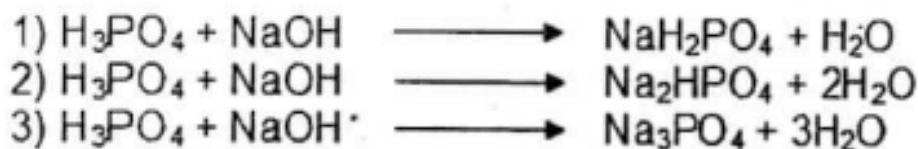
$$\text{peso equivalente} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{número equivalente}} = \frac{74 \text{ g/mol}}{2 \text{ eq/mol}} = 37 \text{ g/eq}$$

Los equivalentes deben definirse en términos de una reacción particular, ya que algunas sustancias experimentan más de un tipo de reacción.

Ejemplo.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	186/237



En la reacción (1), ya que un mol de H_3PO_4 transfiere un mol de H^+ , habrá un equivalente en un mol de H_3PO_4 ; en la reacción (2) hay dos equivalentes y en la reacción (3) hay tres equivalentes en un mol de H_3PO_4 , puesto que un mol de ácido transfiere respectivamente, 2 y 3 moles de H^+ . El peso molecular del H_3PO_4 es 98 g/mol; por tanto, sus pesos equivalentes son:

$$\text{reacción (1)} = \frac{98 \text{ g/mol}}{1 \text{ eq/mol}} = 98 \text{ g/eq}$$

$$\text{reacción (2)} = \frac{98 \text{ g/mol}}{2 \text{ eq/mol}} = 49 \text{ g/eq}$$

$$\text{reacción (3)} = \frac{98 \text{ g/mol}}{3 \text{ eq/mol}} = 32.67 \text{ g/eq}$$

En el caso del NaOH en las reacciones (1), (2) y (3) un mol de NaOH acepta un mol de H^+ y por tanto, su peso equivalente es:

$$\frac{40 \text{ g/mol}}{1 \text{ eq/mol}} = 40 \text{ g/eq}$$

Ejemplo 2

¿Cuál es el peso equivalente del ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$)?

De los cuatro hidrógenos que tiene el $\text{CH}_3\text{-COOH}$ solo uno puede ser transferido, el del grupo carboxilo (-COOH). Por tanto, si su peso molecular es 60 g/mol:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	187/237

$$\text{peso equivalente} = \frac{60 \text{ g/mol}}{1 \text{ eq/mol}} = 60 \text{ g/eq}$$

Ejemplo 3

¿Cuál es el peso equivalente del hidróxido de amonio (NH_4OH) es una base que contiene solo un mol de ión oxidrilo ($\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$) por tanto, su número equivalente es 1 eq/mol. Si su peso molecular es 35 g/mol:

$$\text{peso equivalente} = \frac{35 \text{ g/mol}}{1 \text{ eq/mol}} = 35 \text{ g/eq}$$

Sales. En el caso de las sales es necesario indicar si la normalidad es respecto al anión o al catión de la misma. En cualquier caso, será necesario basarse en el peso equivalente del elemento en cuestión y recordar que la normalidad es por definición el número de pesos equivalentes de soluto (en este caso del anión o catión) que se encuentran disueltos en un litro de disolución.

Lo anterior significa que en una disolución de normalidad conocida, puede tener diferente concentración el anión o catión y por ello es indispensable establecer en términos de quien se da la normalidad.

El peso equivalente de una sal es el peso molecular de la misma que contiene un peso equivalente de un ión dado. En muchos casos, el peso equivalente de un ión dado, En muchos casos, el peso equivalente del catión es igual al del anión en la sal.

El peso equivalente de un ión en una solución es igual al peso molecular del ión dividido por la valencia del ión, multiplicado por el número de iones que aparecen en la sal.

Ejemplo 1

Dada la sal de cloruro de estaño (IV) es estánico, determinar el peso equivalente del catión, del anión y de la sal.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	188/237

La fórmula del cloruro de estaño (IV) es SnCl_4 , en ella se ve que aparece un átomo de estaño y cuatro de cloro; además, la valencia del Sn es 4+ y aparece un solo átomo del catión; en cambio aparecen cuatro iones cloruro cuya valencia es 1-, Por lo tanto los equivalentes correspondientes serán:

$$\text{Peso equivalente del Sn en el SnCl}_4 = \frac{\text{peso molecular del Sn}}{\text{valencia del Sn}}$$

$$\text{Peso equivalente del Sn en el SnCl}_4 = \frac{118.6 \text{ g/mol}}{4 \text{ eq/mol}} = 29.672 \text{ g/eq}$$

$$\text{Peso equivalente del Sn en el SnCl}_4 = 29.672 \text{ g/eq}$$

$$\text{Peso equivalente del Cl en el SnCl}_4 = \frac{\text{peso molecular de 4 cloruros}}{4 \text{ cloruros por su valencia}}$$

$$\text{Peso equivalente del Cl en el SnCl}_4 = \frac{4 \times 35.5 \text{ g/mol}}{4 \times 1 \text{ eq/mol}} = 35.5 \text{ g/eq}$$

$$\text{Peso equivalente del Cl en el SnCl}_4 = 35.5 \text{ g/eq}$$

Para determinar el peso equivalente de la solución se puede proceder de dos formas:

Primera forma.

La suma de los pesos equivalentes de los iones da como resultado el peso equivalente de la solución.

$$\begin{array}{ccc} \text{Estaño} & \text{Cloro} & \text{Sal} \\ 29.672 \text{ g/eq} & 35.5 \text{ g/eq} & = \\ & & 65.172 \text{ g/eq} \end{array}$$

Segunda forma.

Tomando como referencia exclusivamente al catión.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	189/237

$$\text{Peso equivalente de la sal en el (SnCl}_4\text{)} = \frac{\text{peso molecular del SnCl}_4}{\text{valencia del catión}}$$

$$\text{Peso equivalente de la sal en el (SnCl}_4\text{)} = \frac{260.69 \text{ g/mol}}{4 \text{ eq/mol}} = 65.172 \text{ g/eq}$$

$$\text{Peso equivalente de la sal en el (SnCl}_4\text{)} = 65.172 \text{ g/eq}$$

Agentes oxidantes o reductores.

Cuando se requiere preparar una disolución en la que el soluto puede actuar como agente oxidante o reductor, es indispensable conocer previamente la reacción que se verificará, o sea, conocer los productos de reacción, sin los cuales no es posible determinar el cambio de valencia que sufre el ión.

El peso equivalente de un agente oxidante o reductor se encuentra dividiendo el peso molecular del compuesto por el cambio de valencia (o número de electrones transferidos) que ocurre cuando reacciona un mol de dicho agente.

El peso equivalente del agente oxidante es el peso que acepta un mol de electrones; el peso equivalente del agente reductor es el peso que pierde un mol de electrones.

Ejemplo 1

Obtenga el peso equivalente del permanganato de potasio en la siguiente reacción:



Para obtener el peso equivalente del KMnO_4 tomamos en cuenta la semi-reacción de reducción:



Donde la transferencia es de 5 electrones

Por tanto, el equivalente del KMnO_4 , si su peso molecular es de 158 g/mol, será:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	190/237

$$\frac{158 \text{ g/mol}}{5 \text{ eq/mol}} = 31.5 \text{ g/eq}$$

Ejemplo 2

¿Cuál es la normalidad de una solución de H₂SO₄ preparada disolviendo dos moles de H₂SO₄ en suficiente agua para hacer un litro de solución, si:

- a) Se va a neutralizar completamente con NaOH
- b) El H₂SO₄ en solución se va a reducir a H₂SO₄ p
- a) La reacción de neutralización con NaOH es:



entonces,

si un mol de H₂SO₄ produce dos moles de H⁺,
dos moles de H₂SO₄ producen cuatro moles de H⁺

o lo que es lo mismo cuatro eq H⁺ en un litro de solución;

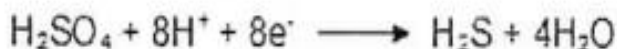
entonces,

$$N = \frac{4 \text{ eq}}{1 \text{ L}} = 4 \text{ N}$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	191/237

b) en la reacción



un mol de H_2SO_4 produce 8 moles e^-
por tanto, dos moles de H_2SO_4 producen 16 moles e^-
o sea, 16 eq electrones por litro de solución
entonces,

$$N = \frac{16 \text{ eq}}{1 \text{ L}} = 16 \text{ N}$$

Ejemplo 3

¿Cuál es el peso equivalente del dicromato de potasio cuando reacciona con cloruro estanoso en medio ácido?

La reacción que se verifica es la siguiente:



De ella se puede observar que el número de electrones ganados por el Cr es de tres, pero como son dos átomos, entonces serán seis electrones, por lo tanto el peso equivalente del ión dicromato en el dicromato de potasio es:

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{peso molecular del } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{\text{cambio de electrones}}$$

$$\text{Peso equivalente} = \frac{294.1 \text{ g/mol}}{6 \text{ eq/mol}} = 49.04 \text{ g/eq}$$

$$\text{Peso equivalente del } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 49.04 \text{ g/eq}$$

Una vez estudiado como se calcula el equivalente químico de diferentes sustancias electrolíticas, se procederá a efectuar cálculos para preparar disoluciones de diferentes sustancias y normalidades.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	192/237

Ejemplo 4

¿Qué cantidad de ácido sulfúrico cuya $d=1.70 \text{ g/ml}$ y $C= 77.17\%$ se requiere para preparar 300 mL de disolución 0.2N?

Primero se determina el peso equivalente:

$$\text{Peso equivalente del H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{peso molecular del H}_2\text{SO}_4}{\text{No. de hidrógenos reemplazables}}$$

$$\text{Peso equivalente del H}_2\text{SO}_4 = \frac{98 \text{ g/mol}}{2 \text{ eq/mol}} = 49 \text{ g/eq}$$

Por definición de normalidad se tiene por definición que una disolución 1N contiene un peso equivalente, por lo tanto:

1 peso equivalente de H_2SO_4 es igual a 49 g y esto equivale a 1N.

1 peso equivalente ——— 49 g ——— 1N

X ——— 0.2N

X= 9.8 g (o sea 0.2 equivalentes)

Ahora, si 9.8 g se encuentran disueltos en 1000 mL cuántos g estarán disueltos en 300 mL.

9.8 g ——— 1000 mL

X ——— 300 mL

X= 2.94 g de H_2SO_4 en 300 mL de 0.2N.

Como el ácido es líquido, será necesario pasar de masa a volumen, empleando para ello la fórmula de la densidad y sabiendo que la densidad del H_2SO_4 es de 1.8 g/mL.

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \therefore \text{volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}}$$

$$\text{volumen} = \frac{2.94 \text{ g}}{1.70 \text{ g/mL}} = 1.72 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 \text{ 0.2N en 300 mL de disolución}$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	193/237

Pero como el ácido no es puro, sino que esta al 77.17% será necesario hacer una corrección por pureza

1.72 mL provienen de un ácido que esta al 77.17%, ¿qué volumen será necesario si el ácido fuera al 100%?

$$\begin{array}{rcl} 1.72 \text{ mL} & \text{————} & 77.17\% \\ X & \text{————} & 100\% \\ X=2.22 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

Así pues, para preparar 300 mL 0.2N de una disolución se requieren 2.22 mL de H_2SO_4 (cuya densidad es de 1.70 g/mL y 77.17% de pureza).

¿Qué precaución se debe tener para preparar esta disolución?

Es oportuno aclarar que el cálculo presentado anteriormente es uno de los diferentes caminos que se pueden seguir para realizar dicho cálculo, más no es el único. También es importante hacer notar que para preparar disoluciones normales de ácidos el procedimiento es análogo y general.

Ejemplo 5

Calcular la cantidad de hidróxido de bario que se requiere para preparar 700 mL de disolución 0.3N.

Determinación del peso equivalente:

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{peso molecular de la base Ba(OH)}_2}{\text{No. de hidróxilos reemplazables}}$$

$$\text{Peso equivalente} = \frac{171.342}{2} = 85.67 \text{ g/eq}$$

$$\text{Peso equivalente del Ba(OH)}_2 = 85.67 \text{ g/eq}$$

Como se pide que la disolución sea 0.3N se establece la siguiente relación:

85.67 g de Ba(OH)_2 es 1N (por ser los 85.67 g correspondientes a 1 equivalente) como X cantidad de base será 0.3N



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	194/237

$$X = \frac{85.67 \text{ g} \times 0.3\text{N}}{0.1\text{N}} = 25.701 \text{ g de Ba(OH)}_2$$

Por otra parte se pide que sean únicamente 700 mL para lo cual se ejecuta la relación siguiente:

$$\begin{array}{ccc} 25.701 \text{ g} & \text{---} & 1000 \text{ mL} \\ X & \text{---} & 700 \text{ mL} \\ X = 17.99 \text{ g} \end{array}$$

Esto significa que para preparar 700 mL de disolución 0.3N es necesario pesar 17.99 g de Ba(OH)_2 y disolverlos con agua hasta completar un volumen de 700 mL.

Ejemplo 6

Preparar 1 litro de disolución 3N de sulfato de aluminio y calcular cual es la normalidad respecto al catión y respecto al anión.

El sulfato de aluminio tiene por formula $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ y su peso equivalente es:

$$\begin{aligned} \text{Peso equivalente del } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 &= \frac{\text{peso molecular de la sal}}{2 \times \text{valencia del catión}} \\ \text{Peso equivalente del } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 &= \frac{342}{2 \times 3} = 57 \text{ g} \end{aligned}$$

Lo anterior significa que el peso equivalente de la sal es igual a 57 g y además que ese peso corresponde a una disolución 1N, pero como se pide una solución 3N, bastará con multiplicar los 57 g por 3, obteniendo 171 g para preparar una disolución 3N.

Como se dice que se prepara 1 litro de disolución respecto al catión se procede de la forma como se explicó en la PÁGINA 37.

Peso equivalente del Al en el $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ =



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	195/237

Peso equivalente del Al en el $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{\text{Peso atómico del catión por el número de cationes en el compuesto}}{\text{No. de cationes por su valencia}}$

$$\text{Peso equivalente del Al en el } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{2 \times 27 \text{ g}}{2 \times 3} = \frac{54 \text{ g}}{6} = 9 \text{ g}$$

Los 9 g del Al en el $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ corresponden a un peso equivalente pero como la disolución es 3N, entonces se tendrán 27 g de aluminio ($171 \text{ g } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) $27/9 = 3$ equivalentes, lo cual da una normalidad de 3 en la disolución.

De forma análoga se determina la normalidad del anión

Peso equivalente del SO_4^{2-} en el $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{\text{Peso molecular del anión por el número de iones presentes en la mol}}{\text{No. de aniones X valencia}}$

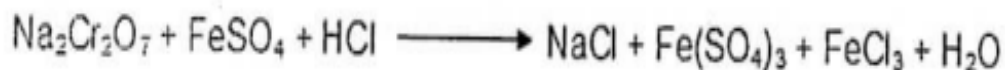
$$\text{Peso equivalente del } \text{SO}_4^{2-} \text{ en el } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{3 \times 96 \text{ g}}{3 \times 2} = \frac{288}{6} = 48 \text{ g}$$

Los 48 g del ión sulfato en el sulfato de aluminio corresponden a 1 peso equivalente; pero como la disolución es 3N, contiene 144 g de $\text{SO}_4^{2-} = (171 \text{ g de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$ o sea $144/48 = 3$ equivalentes, lo cual hace una solución 3N respecto al anión.

Ejemplo 7

Preparar 500 mL de disolución 0.5N de dicromato de sodio cuando reacciona en medio ácido con sulfato ferroso y así mismo 100 mL de disolución 0.02N del sulfato ferroso.

Para poder preparar ambas disoluciones es necesario escribir en primer término la ecuación:



Se puede observar que el cromo en la reacción se reduce de 6+ a 3+ y el fierro se oxida de 2+ a 3+. Con estos datos es posible determinar los equivalentes y por ende preparar las disoluciones.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	196/237

Para el caso del dicromato de sodio, el peso equivalente de la sal será:

$$\text{Peso equivalente de la sal} = \frac{\text{peso molecular de la sal (Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\text{)}}{\text{No. de electrones ganados}}$$

$$\text{Peso equivalente de la sal} = \frac{262 \text{ g}}{6} = 43.66 \text{ g}$$

$$\text{Peso equivalente de la sal} = 43.66 \text{ g/eq}$$

Con una disolución 1N contiene 1 peso equivalente y éste corresponde a 43.66 g, se puede establecer una relación para determinar la cantidad en gramos de la sal que se requiere para preparar los 500 mL de disolución 0.5N.

$$1\text{N} = 1 \text{ eq} = 43.66 \text{ g}$$

$$43.66 \text{ g} \text{ — } 1\text{N}$$

$$X \text{ — } 0.5\text{N}$$

$$X = 21.830 \text{ g de sal (Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\text{)}$$

Como únicamente se piden 500 mL, se tiene que:

$$21.830 \text{ g} \text{ — } 1000 \text{ mL (por definición de normalidad)}$$

$$X \text{ — } 500 \text{ mL}$$

$$X = 10.81 \text{ g de Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Con esa cantidad de $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ se preparan 500 mL de disolución 0.5N.

En el caso del sulfato ferroso, el peso equivalente será:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	197/237

$$\text{Peso equivalente de la sal} = \frac{\text{peso molecular de la sal (FeSO}_4\text{)}}{\text{No. de electrones ganados}}$$

$$\text{Peso equivalente de la sal} = \frac{151.86 \text{ g}}{1} = 151.86 \text{ g}$$

$$\text{Peso equivalente del FeSO}_4 = 151.86 \text{ g/eq}$$

Esta cantidad en gramos corresponde a 1 peso equivalente del sulfato ferroso y con base a esto se establece una relación para preparar los 100 ml de disolución 0.02N que se piden.

$$1\text{N} = 1 \text{ peso equivalente} = 151.86 \text{ g}$$

$$1\text{N} \text{ ————— } 151.86 \text{ g}$$

$$0.02\text{N} \text{ ————— } X$$

$$X = 3.0372 \text{ g de sulfato ferroso}$$

Con esta cantidad se prepara un litro, pero solamente se piden 100 mL, por lo tanto se puede establecer la siguiente relación:

$$3.0372 \text{ g} \text{ ————— } 1000 \text{ mL}$$

$$X \text{ ————— } 100 \text{ mL}$$

$$X = 0.30372 \text{ g de FeSO}_4$$

Disolviendo esa cantidad en un matraz volumétrico de 100 mL se hace el aforo con agua destilada hasta la marca y se tiene lista la disolución 0.02N.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	198/237

d) Formalidad (F).

La formalidad de una solución es el número de pesos de la formula gramo que hay en un litro de solución.

La formalidad es muy similar a la molaridad y su empleo evita la dificultad de asignar un peso molecular a algunas sustancias (tales como el NaCl) que no contiene moléculas verdaderas:

Para solutos que tienen pesos moleculares definidos la molaridad y la formalidad son las mismas. Así una solución 1M de $\text{CH}_3\text{-COOH}$ es igual a una solución 1F del mismo ácido, ya que su peso molecular es el mismo que el peso de su fórmula.

Para solutos que no tienen pesos moleculares verdaderos, como las sales, no es estrictamente correcto referirse a moles, si no que se usa el peso de la formula. Por ejemplo, el cloruro de sodio tiene la formula NaCl y una solución 1F contiene 58.5 g de cloruro de sodio (que es el peso de su fórmula) en un litro de disolución.

Es necesario hacer notar que el peso molecular del NaCl estrictamente hablando, no es 58.5 g/mol, ya que la molécula de cloruro de sodio no es verdadera, pues es una sal iónica y se encuentra disociada pero su fórmula empírica, que es la que se usa en estos casos, si es NaCl.

Sin embargo, la mayoría de los químicos evitan usar la formalidad como unidad de concentración, para que la notación sea uniforme, y emplea en su lugar la molaridad.

Ejemplo 1

¿Qué peso de sulfato de amonio se requiere para preparar 200 mL de una solución F/4?
¿Cuál es la molaridad de cada uno de sus iones?

Peso formula $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 132.1$

entonces

132.1 g ——— 1F

X ——— $\frac{1}{4}$ F

X= 33.02 g $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	199/237

Pero la formalidad se define para un litro y nosotros solo queremos 200 mL, entonces:

$$33.02 \text{ g} \text{ ————— } 1000 \text{ mL}$$

$$X \text{ ————— } 200 \text{ mL}$$

$$X = 13.21 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

NOTA: $1/4F = 0.25F$

b) El sulfato de amonio es una sal iónica y por tanto se encuentra disociada en disolución en sus iones:



Como hay dos moles de NH_4^+ en cada fórmula de sulfato de amonio, su molaridad es dos veces su formalidad o sea, $2 \times 0.25 = 0.5\text{M}$. La concentración molar del ión SO_4^{2-} es la misma que la formalidad, 0.25, ya que hay un mol de iones SO_4^{2-} en cada unidad fórmula del sulfato de amonio.

En el caso de sales iónicas, cuando se pide concentración molar (M) se debe, estrictamente hablando, indicar en referencia a que ión se pide, pues como vimos en el ejemplo anterior, es diferente con respecto al anión y con respecto al catión. Sin embargo, la mayoría de los autores, usa el término molaridad para compuestos no iónicos y para compuestos iónicos, sin distinción y para trabajo de laboratorio, la concentración de las soluciones se usa generalmente en molaridad y no en formalidad.

7.3. DILUCIÓN DE DISOLUCIONES

Las escalas volumétricas de concentración son aquellas en las cuales la concentración es expresada en términos de la cantidad de soluto en un volumen fijo de solución, como en la molaridad, normalidad, formalidad, g/L y g/100 mL. Cuando la concentración se expresa en una escala volumétrica, la cantidad de soluto contenida en un volumen dado de solución es igual al producto del volumen y la concentración. Así:

$$\text{Cantidad de soluto disuelto} = \text{volumen} \times \text{concentración}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	200/237

Cuando una solución se diluye, el volumen se incrementa y la concentración disminuye, pero la cantidad de soluto es constante. Por tanto, dos soluciones de diferentes concentraciones pero conteniendo la misma cantidad de soluto, se relacionan de la siguiente forma:

Cantidad de soluto disuelto (1) = cantidad de soluto disuelto (2)

Ó $\text{volumen}_1 \times \text{concentración}_1 = \text{volumen}_2 \times \text{concentración}_2$

Ejemplo 1

Calcule el volumen de agua que se debe añadir a 250 mL de una solución 1.25N para preparar una solución 0.5N

Si aplicamos la fórmula anterior

$$\begin{aligned} V_1 N_1 &= V_2 N_2 \\ V_1 &= 250 \text{ mL} \\ N_1 &= 1.25 \text{ N} \\ V_2 &= X \\ N_2 &= 0.5 \text{ N} \end{aligned}$$

Y sustituimos:

$$250 \text{ mL} \times 1.25 \text{ N} = V_2 \times 0.5 \text{ N}$$

$$V_2 = \frac{250 \text{ mL} \times 1.25 \text{ N}}{0.5 \text{ N}} = 625 \text{ mL}$$

Este volumen de 625 mL es el volumen total de la solución 0.5N, pero como se prepara diluyendo 250 mL de la solución 1.25N, para obtener la cantidad de agua que se debe agregar, se resta el nuevo volumen total, del volumen que ya se tenía:

$$625 \text{ mL} - 250 \text{ mL} = 375 \text{ mL}$$

Se deben agregar 375 mL de agua para diluir la disolución y obtener la concentración deseada.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	201/237

Ejemplo 2

¿Qué volumen de HCl 12N y HCl 3N deben mezclarse para dar un litro de disolución de HCl 6N?

Para preparar esta disolución, tomamos un volumen V que no conocemos, de una de las soluciones de ácido, en este caso del HCl 12N; entonces: la cantidad de soluto disuelto en este volumen de dicha solución será: $12 \times V$

(12N en un volumen V)

Para saber que cantidad de ácido vamos a tomar de la solución 3N, consideramos que se va a preparar 1 litro de solución 6N. Ya establecimos que de la solución 12N se tomará un volumen V entonces, debemos tomar $1-V$ mL de la solución 3N para completar el litro de disolución que deseamos obtener.

Por tanto, la cantidad de soluto disuelto tomado de la solución 3N es: $3(1-V)$

(3N en $1-L-V$)

Ahora bien, la cantidad de soluto que requerimos será la concentración deseada en el litro de disolución:

$$6 \times 1$$

(6N en 1L)

Finalmente, para preparar la disolución 6N, sumamos los volúmenes (por su concentración) de las disoluciones 12N y 3N y establecemos la siguiente ecuación:

$$12V + 3(1-V) = 6 \times 1$$

Resolviendo:

$$12V + 3 - 3V = 6$$

$$9V = 3$$

$$V = \frac{3}{9}; V = \frac{1}{3}$$

Si el volumen que vamos a tomar de la disolución 12N es $\frac{1}{3}$ de litro, entonces, la cantidad de solución 3N que se requiere es:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	202/237

$$1 - V = 1 - 1/3 = 2/3$$

Por tanto para preparar un litro de disolución 6N se requiere 1/3 de litro de solución 12N y 2/3 de L de solución 3N.

Ejemplo 3

¿Cuántos mL de solución de HCl al 25% ($d=1.127 \text{ g/mL}$) son necesarios para preparar 2 litros de solución de HCl al 5% ($d= 1.024 \text{ g/mL}$)?

Necesitamos preparar 2 litros de solución de HCl al 5% que pesa, según su densidad, 1.024 en cada mililitro de solución o lo que es lo mismo, 1 litro de solución pesa 1024 g.

Entonces, 2 litros de solución de HCl (al 5%) pesarán

$$2\text{L} \times \frac{1024 \text{ g}}{1\text{L}} = 2048 \text{ g}$$

Pero como la solución debe estar al 5% (5 g de HCl puro en 100 g de solución), los 2048 g de la solución son el 100%.

¿Cuántos gramos son HCl puro (5%)?

$$2048 \text{ g/2L} \text{ ————— } 100\%$$

$$X \text{ ————— } 5\%$$

$$X = 102.4 \text{ g/2L}$$

Lo que significa que necesitamos 102.4 g de HCl puro en 2 litros de solución.

Por otro lado, por el mismo procedimiento, podemos obtener los gramos de HCl puro que hay en 1 litro de solución de HCl al 25% cuya densidad es 1.127 g/mL.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	203/237

$$\begin{array}{l} 1.127 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mL} \\ X \text{ ————— } 1000 \text{ mL} \end{array}$$

$$X = 1127 \text{ g/L}$$

$$\begin{array}{l} 1127 \text{ g/L} \text{ ————— } 100\% \\ X \text{ ————— } 25\% \end{array}$$

$$X = 281.75 \text{ g/L}$$

Entonces nosotros tenemos una solución que tiene 281.75 g de HCl puro en 1 litro de solución y requerimos 102.4 g de HCl para preparar la solución al 5%. Entonces, para saber cuántos mililitros de la solución al 25% debemos tomar:

$$281.75 \text{ g} \text{ ————— } 1000 \text{ mL}$$

$$102.4 \text{ g} \text{ ————— } X$$

$$X = 362 \text{ mL}$$

Esto significa que debemos tomar 362 mL de solución de HCl al 25% y completar a 2 litros para obtener el volumen deseado de solución de HCl al 5%.

Ejemplo 4

1 litro de solución de HCl se preparó para hacerla 0.1N. Al titularla con Na_2CO_3 se encontró que era 0.1202 N, ¿Qué volumen de esta debe ser diluida a 1.0 litro para hacer una solución exactamente 0.1000 N?

UTILIZANDO LA FORMULA

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	204/237

Y sustituimos

$$V_1 \times 0.1202 = 1000 \times 0.1000$$

$$V_1 = \frac{1000 \times 0.1000}{0.1202} = 832 \text{ mL}$$

Se deben tomar 832 mL de solución 0.1202N de HCl y aforar a 1 L.

Ejemplo 5

Se tiene una solución de H₂SO₄ 10M y se quiere preparar a partir de ella, las siguientes diluciones:

a) 0.1M, 0.01M, 0.001M

b) 0.1N, 0.01N y 0.001N

a) En la solución 10M se tiene 10 moles/litro, por tanto, si de esta solución tomamos 10 mL, estamos tomando 0.1 mol y si aforamos estos 10 mL a 1.0 litro, ya tenemos la solución.

Si de esta solución 0.1M tomamos 100 mL y lo aforamos a 1000 mL tendremos una solución 0.01M (o lo que es lo mismo 10 mL aforados a 100 mL, si se requiere un menor volumen).

De la misma forma se procede para preparar la solución 0.001 M.

b) Una solución 10 M corresponde a una solución 20N de H₂SO₄, por lo tanto para preparar una solución 0.1 N, se toman 5 mL de la solución 20N y se afora a 1.0 L. Por medio de fórmulas:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

$$20 \times V_1 = 0.1 \times 1000$$

$$V_1 = \frac{1000 \times 0.1000}{20} = 5 \text{ mL}$$

De la solución 0.1N tomamos 100 mL y se afora a 1000 mL para tener la solución 0.01 N (ó 10 mL aforados a 100 mL). De la misma forma se procede para preparar la solución 0.001 N.

Para resolver este tipo de problemas no hay método o fórmula que nos indique una forma de resolución inmediata con solo aplicarlo. Más bien, debemos emplear razonamientos



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	205/237

especiales de acuerdo a lo que se pide en cada problema y esto solo se logra primero, entendiendo el problema y segundo, a base de un poco de ingenio y un poco de ejercitarse en resolución de problemas. Se dice que cuando un problema se entiende, ya se tiene el 70% de la resolución.

Dilución por relación de volúmenes.

Cuando se desea preparar soluciones en las que el volumen diluye con 1, 2, 3 o más volúmenes de disolvente, generalmente agua, se indica en la siguiente forma:

- Solución de HCl 1:3
- Solución de etanol-acetona 2:4
- Solución de H_2SO_4 1:1

Cuando se indican los dos componentes de la solución significa que la disolución es acuosa. El primer número indica las partes de soluto y el segundo, las partes de disolvente. Así en el primer ejemplo:

Solución de HCl 1:3

Se debe poner 1 parte de HCl concentrado y 3 partes de agua para dar un volumen total de 4 partes.

En la solución

Etanol-acetona 2:4

Habrán 2 partes de alcohol y cuatro partes de acetona, y en la solución de H_2SO_4 1:1 habrá 1 parte de H_2SO_4 concentrado y 1 parte de agua, para dar un volumen de 2 partes.

Ejemplo 1

¿Cuántos mililitros de H_3PO_4 se requieren para preparar 80 mL de una solución acuosa 1:4?



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	206/237

Se requiere 1 parte de H_3PO_4 y 4 partes de agua, lo que da un total de 5 partes. Entonces, si necesitamos 1 parte de H_3PO_4 en un total de 5 partes, ¿cuántos mL de H_3PO_4 necesitamos en un total de 80 mL?

$$1 \text{ ————— } 5$$

$$X \text{ ————— } 80 \text{ mL}$$

$$X = 16 \text{ mL}$$

Por tanto necesitamos 16 mL de H_3PO_4 y $(80-16) = 64$ mL de agua para preparar 80 mL de solución de H_3PO_4 1:4.

Podemos comprobar que la solución resultante es 1:4 si dividimos:

$$\frac{64}{16} = \frac{4}{1}$$

Algunos autores, sobre todo de Bioquímica, tratan este tipo de diluciones, tomando el primer número de la relación como partes del soluto, y el segundo, como volumen total. Así una solución de HCl 1:3 sería 1 parte de HCl en 3 partes de volumen total. Sin embargo, esto presenta una dificultad: ¿Cómo se prepara una solución 1:1?

En el laboratorio vamos a trabajar como se indicó en los primeros ejemplos pero es conveniente saber que otros autores manejan estas diluciones en forma diferente.

EJERCICIOS

1. ¿Qué normalidad tendría cada una de las siguientes soluciones?

- a) 6M de HCl
- b) 10M de H_2SO_4
- c) 0.5M de
- d) 2M de H_3PO_4



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	207/237

2. Indique la manera de preparar una solución al 2% en peso de HCl a partir de HCl al 36% en peso ($d=1.18$ g/cc).

3. Calcule el volumen de agua que debe agregarse a 300 mL de una solución 2.75M de HBr para preparar una solución 0.5M.

4. ¿Qué volumen de HBr 7 N y 2.5N se deben mezclar para dar 1 litro de disolución 4.0N de HBr?

5. Un experimento necesita 100 mL de H_2SO_4 al 20% ($d=1.14$ g/cc) ¿Cuánto ácido concentrado de 98% en peso ($d=1.84$ g/cc) debe diluirse con agua para preparar el volumen necesario para el experimento?

$$R=12.7 \text{ mL}$$

6. Indique la forma de preparar las siguientes soluciones a partir de una solución 6N de H_3PO_4

- a) 3N de H_3PO_4
- b) 0.1N de H_3PO_4
- c) 3M de H_3PO_4
- d) 0.1M de H_3PO_4

7. Determinar el volumen de HNO_3 diluido ($d=1.11$ g/cc, 19% de HNO_3 en peso) que puede prepararse diluyendo con agua 50 ml del ácido concentrado ($d=1.52$ g/cc, 69,8% de HNO_3 en peso), Calcular las molaridades del HNO_3 concentrado y diluido.

$$\text{Sol) } 235 \text{ mL} \\ M= 15.7 \text{ y } 3.35$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	208/237

8. BIBLIOGRAFÍA

1. S. W. Benson, Cálculos Químicos, Editorial Limusa, México, 1972.
2. W. G. Breck, R. U. C Brown y J. D McCowan, Química para Ciencia e Ingeniería, Compañía Editorial Continental, S. A. de C. V., México, 1987.
3. S. Brewer, Solución de Problemas de Química Analítica, Editorial Limusa, 1987.
4. C. R. Dillard y D. E. Goldberg, Química, Reacciones, Estructuras, Propiedades, Fondo Educativo Interamericano, S. A., 1977.
5. S. Fontana y Im. Norbis, Química General Universitaria, Fondo Educativo Interamericano, S. A., México, 1983.
6. E. Gil F y F. Vázquez G., Estequiometría, Grijalbo, 1985.
7. L. M. Guzmán A., E. Loyo A. y G. C. Rosales R., Balanceo de Ecuaciones, Material Didáctico, ENEP-Zaragoza.
8. R. Luna R., Química Básica Aplicada y Fundamentos de Estequiometría, Limusa, México, 1985.
9. B. H. Mahan, Química, Curso Universitario, Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1986.
10. W. I. Masterton y E. J. Slowinsky, Química General Superior, Interamericana, México, 1970.
11. CH. E. Mortimer, Química, Ed. Iberoamericana, 1983.
12. R. O. CONNOR y CH. Mikel, Problemas de Química Aplicada, Ed. Harla, México, 1978.
13. J. L. Rosenberg, Teoría y Problemas de Química General, McGraw-Hill, México, 1970.
14. G. H. Schmid, Química Biológica, Interamericana, McGraw-Hill, Madrid, España, 1988.
15. H. Stephen Stoker, Chemistry, A Science for Today, MacMillan Publishing Company, U. S. A., 1989.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	209/237

9. EXPERIMENTOS

INTRODUCCIÓN

Los experimentos que se realizarán en esta unidad presentan situaciones generales para llevar a cabo reacciones químicas y por ello, es indispensable tener perfectamente clara la manera de efectuarlas en el laboratorio, por qué una cosa es lo que se escribe en el papel y otra, la forma de hacerlo en el terreno de la praxis. Es por esto, que se ha enlistado lógicamente una serie de actividades, las que conducirán a lograr las finalidades propuestas en cada experimento. Es importante aclarar que de ninguna manera significa que se tenga que seguir "a pies juntillas" dichas actividades, los estudiantes tienen la libertad de hacer modificaciones pertinentes, siempre y cuando sean razonables y no cambien la idea original del experimento. Así mismo, se enlistan los métodos de laboratorio que se deben emplear en cada experimento a fin de proporcionar un criterio para realizar reacciones químicas. Para llevar a cabo satisfactoriamente dichos métodos, se investigará sucintamente en qué consisten y con la asesoría del profesor, se aclarará cualquier duda que pueda surgir.

Se recomienda especialmente que para obtener el máximo aprovechamiento en la enseñanza se tenga presente, antes de iniciar cualquier experimento, los siguientes puntos:

4. Leer cuidadosamente los pasos de todo el experimento a fin de entender perfectamente lo que se pretende y la forma en que se logrará.

5. Efectuar con verdadero ahínco las actividades de investigación propuestas en cada experimento.

6. Realizar correctamente los cálculos estequiométricos.

7. No olvidar que se evaluará a través de la lista de cotejo, los métodos de laboratorio, así como el trabajo en general.

8. Presentar por escrito y discutir con el profesor el plan de trabajo, basándose siempre en el método experimental y en la unidad II.

9. Al finalizar un experimento entregar el informe correspondiente y no esperar a terminar la unidad.

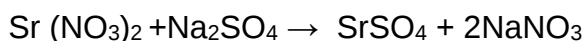
10. Realizar una discusión en grupo de los objetivos alcanzados en cada experimento, así como el de la unidad.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	210/237

EXPERIMENTO: ESTEQUIOMETRIA DE UNA REACCIÓN

Para la reacción, representada por la ecuación química:



¿Cuál es la reacción molar de los reactivos que experimentalmente produce la mayor cantidad de SrSO_4 ?

Objetivos:

- I. Comprobar experimentalmente que la cantidad de SrSO_4 depende de la relación molar entre los reactivos.
- II. Comprobar experimentalmente el efecto del reactivo limitante en la reacción.
- III. Determinar experimentalmente en qué condiciones se obtiene el mayor rendimiento de la reacción.

Requisitos:

1. Cálculos comunes de estequiometría:

Reactivo limitante.

Reactivo en exceso.

Rendimiento de una reacción.

Solubilidad.

2. Uso correcto de:

Balanza analítica.

Desecador.

Estufa eléctrica.

Mufla (opcional)

Actividades del alumno:

1. Investigará las propiedades de las sustancias involucradas en la reacción, incluyendo las tóxicas.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	211/237

2. Investigará en la bibliografía las técnicas de:

- Preparación de soluciones molares
- Formación de precipitados
- Purificación de precipitados.
- Condiciones de precipitación.
- Lavado de precipitados.
- Filtración.
- Secado y calcinación de precipitados.
- Digestión de un precipitado.

3. Con base en los dos puntos anteriores comprobar si es factible realizar el experimento por precipitación, filtración y pesado del SrSO_4 .

4. Establecerá las relaciones molares de los reactivos.

5. Preparará las soluciones molares de los reactivos.

6. Calculará y tabulará los milimoles teóricos involucrados en la reacción.

7. Presentará un plan de trabajo guiados por el método experimental.

8. Apoyado el proyecto procederá a realizar el experimento.

9. Presentará un informe escrito del experimento.

Responsable:
Prof. Eduardo Loyo Arnaud 1984,
Protocolo Jorge Rivas Montes



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	212/237

OBTENCIÓN DE SULFATO DE COBRE II PENTAHIDRATADO

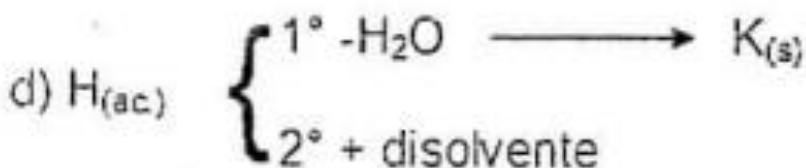
Los objetivos de este experimento están encaminados a que el alumno:

1. Aplique los cálculos estequiométricos al transformar al cobre metálico en diferentes compuestos hasta obtener el sulfato de cobre (II) pentahidratado.
2. Induzca que leyes ponderales se cumplen en dichas transformaciones.

ACTIVIDADES

El alumno:

1. Presentará al profesor un plan de trabajo basándose en el método científico y que incluya además:
 - 1.1. La secuencia completa (balanceada y con los productos) de las reacciones siguientes:





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	213/237

1.2. Propiedad de los compuestos.

1.2.1. Físicas: color, solubilidad, densidad (únicamente los líquidos), estabilidad ante el medio (delicuescencia, eflorescencia o higroscopicidad).

Químicas: carácter ácido, básico o redox de los reactivos y productos.

Tóxicas: toxicidad y precauciones para su correcto manejo en el laboratorio.

1.3. Fundamento teórico de cada técnica, así como el uso correcto del material

1.3.1. Preparación de la solución que sea necesaria para cada reacción.

1.3.2. Uso de la campana.

1.3.3 Precipitación.

1.3.4. Digestión de un precipitado. 3.5. Lavado de un precipitado.

1.3.6. Cristalización y polimorfismo.

1.4. Cálculos estequiométricos para todas las reacciones del punto 1.1, tomando como base de los cálculos entre 0.5 y 1.0 gramo de cobre metálico.

2. Discutirá con el profesor el plan de trabajo.

3. Realizará cuidadosamente la parte experimental.

4. Elaborará y entregará al profesor el informe correspondiente y el producto K debidamente empacado para evitar accidentes.

5. Realizará en grupo la discusión del experimento basándose en los objetivos operativos e intermedios, extrapolándolos a los terminales del curso.

Protocolo Jorge Rivas Montes



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	214/237

ESTADOS DE AGREGACIÓN

Q. PATRICIA FUENTES V.
Q. F. B. GEORGINA ROSALES RIVERA

CONTENIDO

1. Objetivo
2. Requisitos
3. Introducción
4. Diferencias estructurales de los Estados de Agregación de la materia
 - 4.1 Gases
 - 4.2. Líquidos
 - 4.3. Sólidos
5. Cambio de estado
6. Presión de vapor de líquidos
 - 6.1. Punto de ebullición
7. Constantes críticas
8. Presión de vapor de sólidos
 8. 1. Punto de sublimación
 - 8.2. Punto de congelación
9. Fases
 - 9.1. Diagrama de fases
 - 9.2. Punto triple
10. Apéndice
 - 10.1. Barómetro
 - 10.2. Manómetro
 - 10.3. Medidas de presión
 - 10.4, Temperatura de mezclas frigoríficas
 - 10.5. Temperatura de baños de líquidos
 - 10.6. Tabla de presión de vapor de agua a diferentes temperaturas
 - 10.7. Nomograma presión de vapor-temperatura
- 11.Experimentos
 - 11.1. Determinación de los cambios de estado de un líquido y su solución a presión atmosférica (constante).
 - 11.2. Determinación de los cambios de estado de un líquido y su solución a presión reducida.
12. Bibliografía



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	215/237

1. OBJETIVOS

El alumno:

1. Definirá con sus palabras los siguientes conceptos:

1.1. Presión de vapor

1.2. Punto de ebullición

1.3. Temperatura crítica

1.4. Presión crítica

1.5. Punto de sublimación 1.6. Punto de congelación

1.7. Fase

1.8. Punto triple

2. Explicar por escrito y oralmente:

2.1. Las propiedades de los estados de agregación

2.2. Los cambios de estado de un líquido puro

2.3. El efecto de la temperatura sobre la presión de vapor

2.4. Un diagrama de fases de una sustancia pura

2.5. El efecto de la presión sobre los cambios de estado

2.6. El efecto sobre los cambios de estado, causados por la adición de un soluto a un líquido puro

2.7. Las diferencias en las variaciones en los cambios de estado de una solución con un soluto electrolito y con un soluto no electrolito

3. Aplicará los conocimientos adquiridos en las unidades I y II en los experimentos que realice en esta unidad

4. Realizará los experimentos indicados en esta unidad

5. Empleará los métodos de laboratorio para realizar correctamente los experimentos

6. Interpretará por medio de ecuaciones matemáticas los fenómenos estudiados experimentalmente y que así lo permitan

2. REQUISITOS

El método experimental.

Registro y manejo de datos experimentales

Concepto de solubilidad e influencia de la temperatura en la solubilidad.

Soluciones. Concepto de soluto y disolvente. Soluciones saturadas e insaturadas

Unidades de concentración.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	216/237

3. INTRODUCCIÓN

El hombre, en su experiencia cotidiana, ha podido distinguir los elementos constitutivos del mundo que le rodea valiéndose para ello de sus sentidos. La vista, por ejemplo, le permite distinguir la diferencia entre el tamaño, la forma y el color de los cuerpos; el tacto le ayuda a distinguir la textura y la consistencia de los mismos (un cuerpo liso de uno áspero, uno duro de uno blando) y el olfato le proporciona la información que le permite diferenciar las sustancias por su olor característico; es decir, los órganos de los sentidos reciben la información procedente de los cuerpos de la naturaleza. De esta manera y mediante su experiencia, el hombre establece las diferencias iniciales o primarias entre los objetos.

Antes de desarrollar el pensamiento filosófico científico más elemental, el hombre seguramente podía ya establecer por medio de sus sentidos la diferencia entre una piedra y el agua que bebía y desde los albores de su historia pudo apreciar que los cuerpos que observaba se podían agrupar en tres estados fundamentales: sólido, líquido y gaseoso. Poco a poco fue descubriendo que los estados de los cuerpos no eran inmutables sino que podían pasar de uno a otro bajo ciertas condiciones; la aplicación de este conocimiento le condujo a desarrollar la técnica de la fundición de los metales, que es sin duda un factor determinante en su desarrollo ulterior. Más tarde fue capaz de evaporar algunos líquidos, dando así principio a la técnica de la destilación. No fue producto de la casualidad el que algunos de los más antiguos pensadores griegos afirmaran que todos los objetos materiales estaban formados únicamente por cuatro elementos: agua, aire, tierra y fuego. Los tres primeros representaban lo que después se conocería como los tres estados de agregación de la materia, y último como la causa mediante la cual sucedía lo que hoy llamamos un "cambio de estado": la energía.

Como se desprende de esta breve introducción y así lo corrobora la historia de las ciencias, el hombre desde tiempos remotos podía diferenciar los tres estados fundamentales de la materia a partir de sus propiedades características; forma, volumen, densidad, dilatación, elasticidad, etc.

En esta unidad, se estudiarán algunas propiedades físicas de la materia, los cambios de estado y las condiciones necesarias para que ocurran.

Como estudiantes de la química interesa mucho conocer la pureza de las sustancias que se manejan. Comparando las condiciones en que se efectúan los cambios de estado de una sustancia pura con aquellas otras en las cuales se utilizan sustancias previamente impurificadas, se podrá determinar el efecto de ciertas impurezas.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	217/237

4. DIFERENCIAS ESTRUCTURALES DE LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

4.1. GASES

Se considera que los gases están compuestos por moléculas separadas unas de otras por distancias muy grandes comparadas con su diámetro. Dichas moléculas describen un movimiento caótico que causa una difusión rápida y evita la definición de límites, dando como resultado que los gases ocupan siempre el volumen del recipiente que lo contiene.

La influencia de las fuerzas intermoleculares y el tamaño finito molecular es muy bajo.

Los gases muestran gran tendencia a fluir, se difunden rápidamente en el aire y, a través de barreras porosas (efusión). Por las grandes distancias intermoleculares los gases son transparentes y casi todos son incoloros (excepto flúor, cloro, bromo, dióxido de nitrógeno y trióxido de nitrógeno).

4.2. LÍQUIDOS

En los líquidos las distancias intermoleculares son aproximadamente de la misma magnitud que los diámetros de las moléculas, por lo que, el volumen que ocupa el líquido es prácticamente el mismo que ocupan las moléculas mismas. Debido a estas pequeñas distancias. El efecto de las fuerzas intermoleculares es muy acentuado y por tanto, la energía potencial de cada molécula es menor que la que tiene en el estado gaseoso.

En el estado líquido, las moléculas, aunque su movimiento es caótico todavía, por el volumen menor que ocupan, presentan menor desorden en su distribución. Por lo mismo, tienen una compresibilidad muy baja; pero como las moléculas tienen libertad de movimiento, el líquido puede fluir bajo la aplicación de una fuerza, pero esta tendencia es mucho menor que en el gas.

4.3. SÓLIDOS

Los sólidos, difieren de los líquidos y los gases por poseer volumen y forma definida. Las propiedades de los sólidos se deben a que sus moléculas presentan una disposición geométrica completamente ordenada. Por tanto, dichas moléculas no tienen



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	218/237

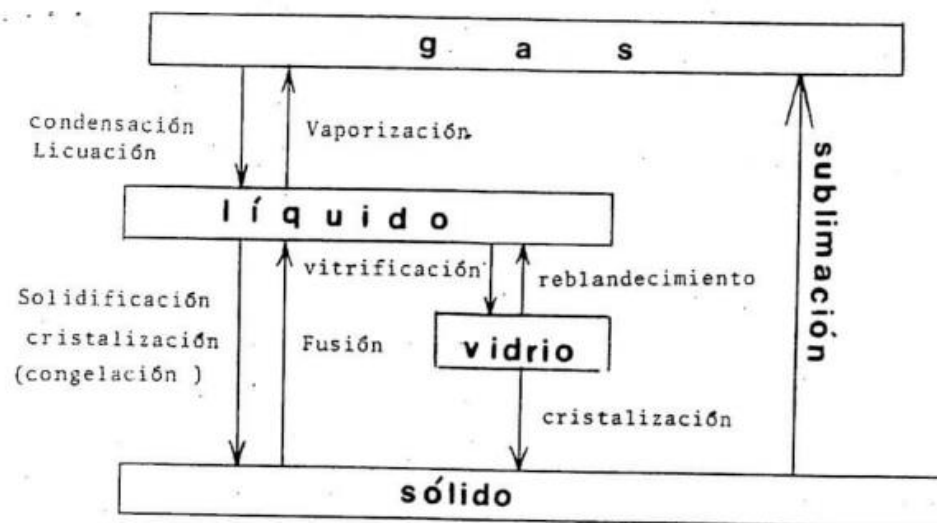
movimiento libre como en el estado gaseoso o como en el líquido, sino que se encuentran en posiciones definidas dentro de su estructura, presentando solamente movimiento vibratorio.

La conformación ordenada tiene un volumen menor que en el estado líquido, aunque esta diferencia sólo llega a ser del 5 al 10%, pero su densidad si es más alta.

5. CAMBIOS DE ESTADO

Los diferentes estados de la materia pueden ser interconvertidos en el otro con la aplicación o liberación de energía. La energía potencial del estado sólido es la menor y para pasar a un estado de mayor energía, ya sea líquido o gas, se necesita aplicar energía. Por el contrario, hay liberación de energía cuando se pasa de un estado de mayor energía a uno de menor energía, como el paso del líquido a sólido. Generalmente, a medida que disminuye la energía, aumentan las distribuciones ordenadas, Sin embargo, hay limitaciones, ya que en ocasiones el aumento de energía destruye a las moléculas antes que haya cambio de estado. Por ejemplo, la insulina cristalizada, al aplicar energía, se descompone antes de pasar al estado líquido.

A continuación, se muestra la terminología que se aplica a los cambios de estado de la materia.





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	219/237

6. PRESIÓN DE VAPOR DE LIQUIDOS

Los líquidos tienen diferentes tendencias a la evaporación; si un líquido que sea relativamente volátil (fácil de evaporar) se coloca en un recipiente abierto, después de cierto tiempo se evapora por completo. Sabemos que las moléculas de un líquido están "tunidas" por fuerzas intermoleculares y si el líquido se evapora, significa que las moléculas son capaces de vencer estas fuerzas y pasar al estado de vapor.

Según la distribución de Maxwell-Boltzman para la energía cinética molecular, las moléculas tienen energía que van desde valores muy bajos hasta valores muy altos; entonces, en el líquido siempre hay moléculas que tienen suficiente energía para abandonar el líquido. Si se mantienen la temperatura constante, las moléculas irán pasando paulatinamente a la fase vapor, hasta la evaporación completa.

Ahora, supongamos que el líquido se encuentra en un recipiente cerrado y evacuado, a temperatura constante. El líquido empieza a evaporarse y el número de moléculas en la fase vapor va aumentando progresivamente, lo mismo que la presión del vapor. En un momento dado, las moléculas gaseosas empiezan a condensarse ya que su número aumento en la fase vapor y debido a los choques entre ellas regresan a la fase líquida.

La velocidad de condensación sigue aumentando hasta igualar a la velocidad de evaporación y en este momento, el número de moléculas que salen del líquido es el mismo número de moléculas que regresan a él,

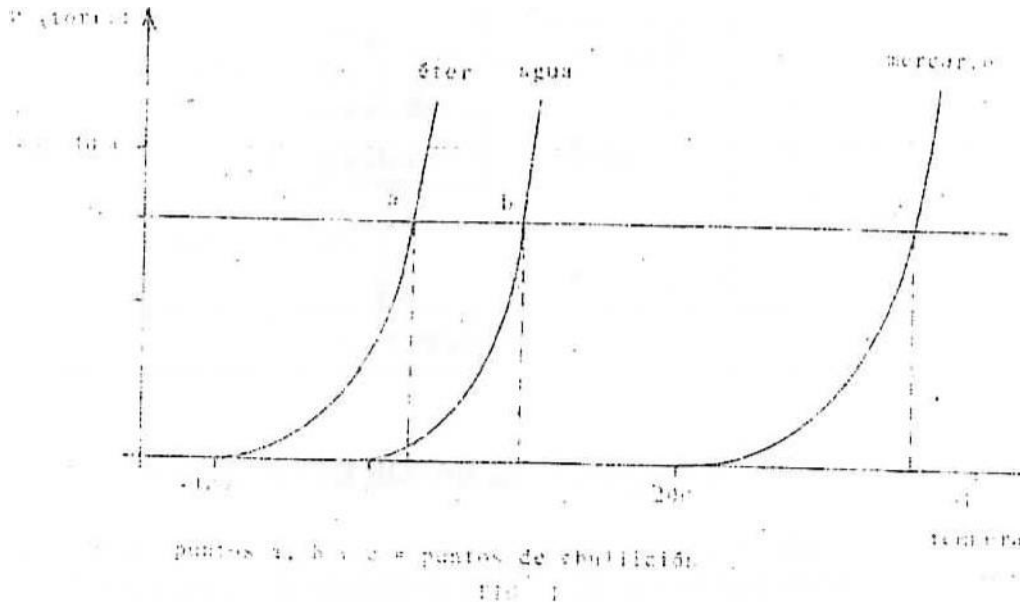
La presión ejercida por las moléculas en la fase gaseosa bajo dichas condiciones de equilibrio se conoce como presión de vapor del líquido.

La presión de vapor de un líquido aumenta con el incremento de la temperatura (ver fig. 1), ya que aumenta la energía de las moléculas y por tanto, el número de moléculas que pasa a la fase gaseosa.

La presión de vapor de un líquido NO depende de la cantidad de líquido o vapor presente, ni del área de interfase existente.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	220/237



6.1. PUNTO DE EBULLICIÓN

En el proceso que se conoce como ebullición, existe evaporación en toda la masa del líquido y se forman burbujas a través de todo el líquido, no solo en su superficie. Para que estas burbujas existan dentro del líquido, necesitan tener suficiente presión que el líquido ejerce sobre ella, o sea, la presión atmosférica y la presión muy pequeña, que se debe al peso del líquido que está sobre ella.

Ya sabemos que la presión de vapor de un líquido aumenta en el incremento de la temperatura y en el momento en que la temperatura aumenta lo suficiente para que la presión de vapor llegue a ser igual que la presión de la atmósfera, existe la formación de la burbuja y la ebullición del líquido.

Entonces, la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual la presión de vapor iguale la presión atmosférica. Cuando la presión de vapor llega a ser 1 atm, se conoce como temperatura de ebullición normal.

Los líquidos con temperatura de ebullición baja generalmente tienen presiones de vapor altas y viceversa.



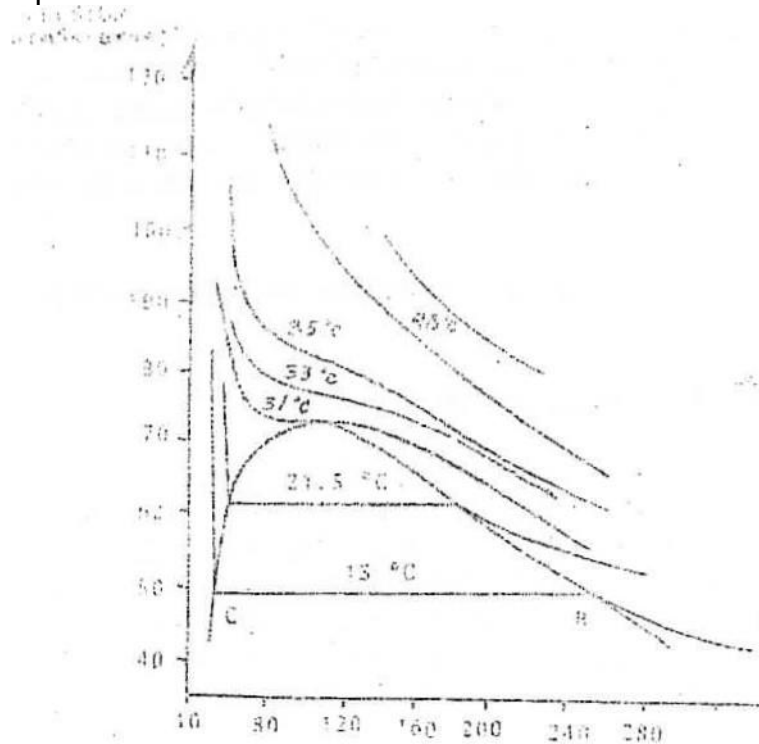
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	221/237

7. CONSTANTES CRÍTICAS

Para cualquier líquido existe una presión de vapor en la cual deja de existir cualquier diferencia entre el líquido y el vapor. Esta presión se denomina presión crítica y la temperatura a la cual existe dicha presión, se llama temperatura crítica.

Analicemos el siguiente diagrama de presión contra temperatura para el bióxido de carbono, CO_2 , (Ver fig. 2).

Cada una de las líneas que se encuentra en la gráfica se denomina isoterma (a temperatura constante). Analicemos la isoterma de 130 C. En el punto A tenemos un volumen dado de CO_2 gaseoso; si disminuimos el volumen del gas aumenta su presión hasta el punto B. En este punto, al reducir el volumen, el gas empieza a licuarse y conforme se sigue disminuyendo el volumen aumenta la cantidad de CO_2 líquido, a lo largo de la línea BC, sin que haya cambio en la presión. En esta línea coexisten gas y líquido. Cuando se llega al punto C, como el líquido es relativamente incompresible ya no disminuye su volumen pero aunque se siga aumentando la presión.





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	222/237

En la isoterma de 21.5°C se puede observar el mismo comportamiento, pero el intervalo de coexistencia gas-líquido disminuye. A una temperatura de 31°C desaparece la coexistencia gas-líquido; esta temperatura es la temperatura crítica, y la presión que corresponde a este punto, es la presión crítica, en éste caso, de 73 atm.

Por encima de 31°C se puede observar que el CO_2 es un gas que no puede condensarse por mucho que se incremente la presión del sistema y conforme aumenta la temperatura, el gas sigue un comportamiento que obedece a la ley de Boyle (hipérbola).

8. PRESIÓN DE VAPOR DE LOS SÓLIDOS

Un sólido también tiene presión de vapor. Las moléculas del líquido cercanas a la superficie pueden llegar a escaparse, y si se coloca en un recipiente cerrado también, al igual que en el caso de los líquidos se alcanza un equilibrio DINÁMICO.

La presión de vapor del sólido depende de la temperatura y la sustancia en cuestión.

Para muchos sólidos la presión de vapor es tan pequeña a temperaturas normales que no ocurre evaporación efectiva. Algunos sólidos, al contrario, tienen presiones de vapor que si pueden medirse, p. ej.: el hielo a 0°C tiene una presión de vapor de 4.6 torr.

8.1. PUNTO DE SUBLIMACIÓN

Un sólido puede evaporarse directamente, sin fundir, proceso conocido como sublimación.

Son escasos los sólidos que presentan presiones de vapor cercanas a 1 atm a temperaturas inferiores a sus puntos de fusión. La temperatura a la cual la presión de vapor de un sólido es de 1 atm se conoce como punto normal de sublimación. A ésta temperatura el vapor tiene suficiente presión para contrarrestar la atmosférica; por supuesto, la evaporación del sólido también ocurre a temperaturas inferiores a la de sublimación.

El hielo seco (CO_2 sólido) es ejemplo de una sustancia que sublima a -78°C en lugar de fundir.

8.2. PUNTO DE CONGELACIÓN

Si se disminuye la temperatura de un líquido, la energía cinética de sus moléculas baja y su presión de vapor también decrece. A una temperatura, característica de cada líquido, cesan los movimientos caóticos de las moléculas predominando las fuerzas intermoleculares; como



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	223/237

consecuencia de estos surgen ordenamientos geométricos definidos y el líquido se transforma. En un sólido cristalino. A una presión determinada, esta transformación ocurre a una temperatura definida; cuando dicha presión es de 1 atm, la temperatura de solidificación se conoce como punto de congelación.

Si un líquido se enfría pero no ocurre cristalización, el líquido se convierte en un vidrio, teniendo algunas características del sólido cristalino pero con un desorden molecular de líquido. Cuando un vidrio se calienta, las propiedades de líquido reaparecen gradualmente y no a una temperatura definida. Como ejemplos están el vidrio y el caramelo.

9. FASES

Un material es homogéneo si sus propiedades macroscópicas (p, ej.: presión, densidad) son las mismas a través de él. Por el contrario, cuando existen regiones con propiedades diferentes, separadas entre sí por fronteras macroscópicas, se dice que el material es heterogéneo.

Se llama FASES a las partes homogéneas del sistema. Por ejemplo: una jarra de agua con cubos de hielo contiene las fases líquida y sólida del agua, mientras que el aire encima del agua, incluyendo vapor de agua, forma una tercera fase (gaseosa).

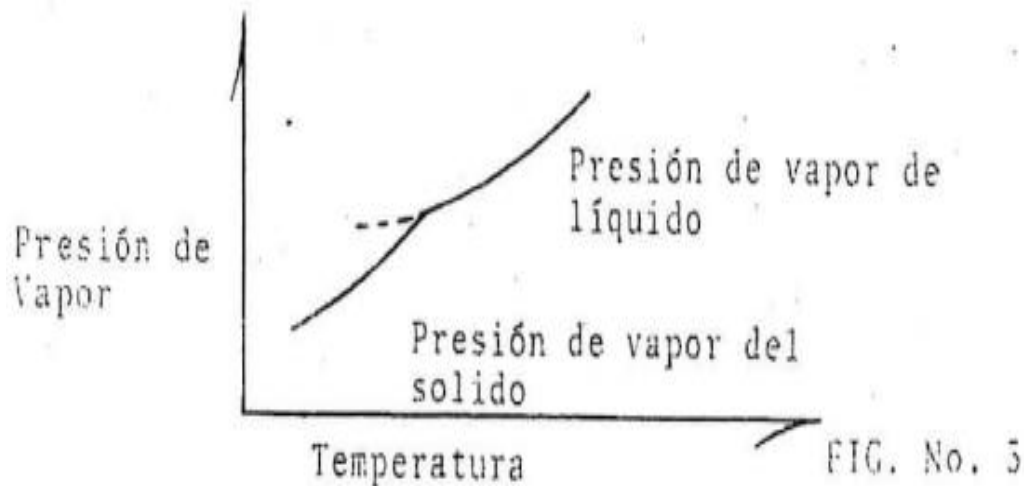
En algunos casos, las regiones formadas por una fase no son estrictamente homogéneas. La presión en un gas o en un líquido es diferente en puntos localizados a distintas alturas. Es importante marcar que las propiedades de regiones monofásicas cambian continua y lentamente, mientras que al cruzar una frontera, hacia otra fase, lo hacen bruscamente.

9.1. DIAGRAMAS DE FASES

Como ya se dijo, los sólidos también presentan presión de vapor. Al igual que en un líquido, la presión de vapor de un sólido aumenta al elevarse la temperatura. Si se elabora una gráfica de la presión de vapor del sólido y de su respectivo líquido, contra temperatura, se tiene:



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	224/237



A medida que aumenta la temperatura, la presión de vapor del sólido aumenta más rápidamente que la presión de vapor del líquido y por tanto, las dos curvas se intersectan. A la temperatura de intersección, las fases sólida y líquida están en equilibrio y tienen la misma presión de vapor.

La figura anterior es un diagrama de fases. Es la representación gráfica de los rangos de temperatura y presión en los cuales las diferentes fases de una sustancia son estables. Estos diagramas son características para cada sustancia.

9.2. PUNTO TRIPLE

La temperatura a la cual el líquido, el vapor y el sólido se encuentran en equilibrio simultáneo se conoce como temperatura del punto triple. Esta temperatura generalmente está muy próxima a la temperatura de congelación, que es la temperatura a la cual el líquido, sólido y vapor están en equilibrio a 1 atm de presión. Por ejemplo, el agua líquida y el hielo están simultáneamente en equilibrio con el vapor de agua a 0 °C, bajo una presión de 1 atm. Cuando el aire se elimina totalmente de un recipiente cerrado que contiene agua, el agua líquida, el hielo y el vapor de agua están simultáneamente en equilibrio a 0.0098 °C.

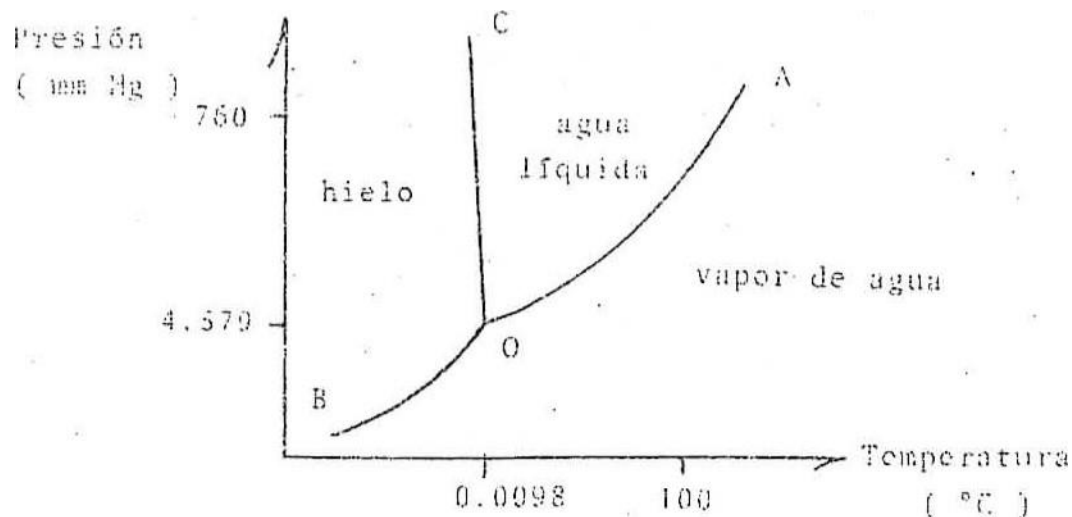
Esta temperatura corresponde al punto triple del agua y solo difiere ligeramente del punto de congelación normal.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	225/237

La presión de vapor del agua en el punto triple es de 4.759 mm Hg, Ahora, si aumentamos la presión externa mediante un pistón, ¿qué ocurre? El vapor de agua presente se condensaría en líquido y sólido y a medida que sigue aumentando la presión, la temperatura del sistema debe disminuir para mantener el equilibrio al agua y al hielo. Para cada valor de presión superior a 4.579 mm Hg hay un valor particular de temperatura, en la cual el hielo y el agua pueden estar en equilibrio, En otras palabras, al aumentar la presión sobre el hielo, su temperatura de fusión debe disminuir.

La siguiente figura nos muestra el diagrama de fases para el agua.



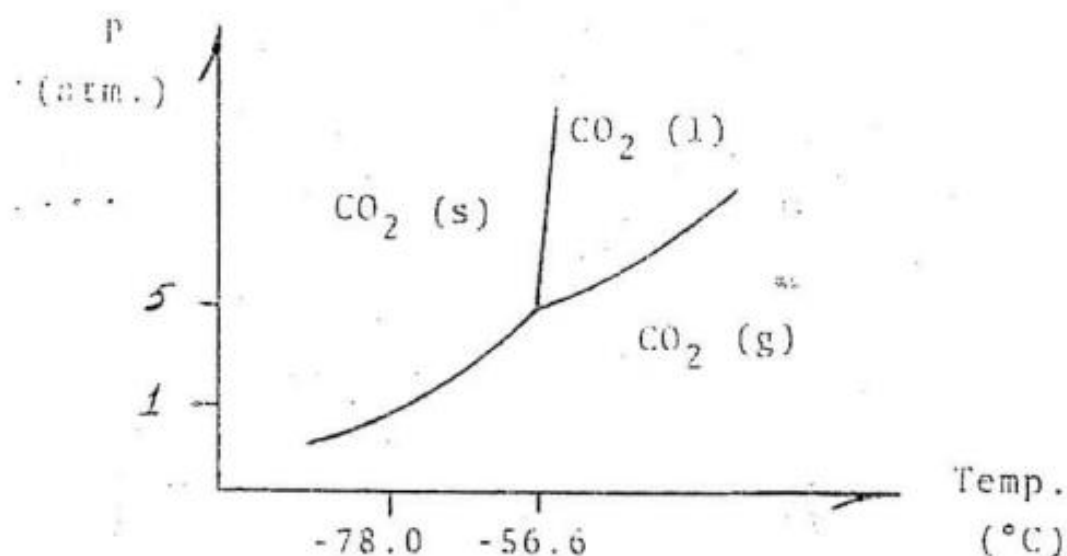
Las líneas (OA OB, OC) representan los valores simultáneos de presión y temperatura a los cuales dos fases pueden estar en equilibrio. Sobre la línea OA el agua líquida y Su respectivo vapor coexisten en equilibrio; a lo largo de OB el hielo y el vapor están en equilibrio sobre la línea OC, Solo a 4.579 mm de Hg y a 0.00098 °C, temperatura y presión del punto triple, los tres estados del agua existen simultáneamente en equilibrio. En las áreas emprendidas entre las líneas solo puede existir una fase.

En la figura se puede ver que cuando el hielo se funde su presión de vapor es considerablemente menor que 760 mm, como ocurre en la mayoría de los sólidos. Sin embargo, existen sólidos como el CO₂ (s) y el 126) cuyas presiones de vapor alcanzan 760 mm a temperaturas inferiores a su punto triple y por tanto, dichas sustancias se evaporan a 760 mm sin llegar a fundirse.

El siguiente diagrama de fases corresponde al CO₂.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	226/237



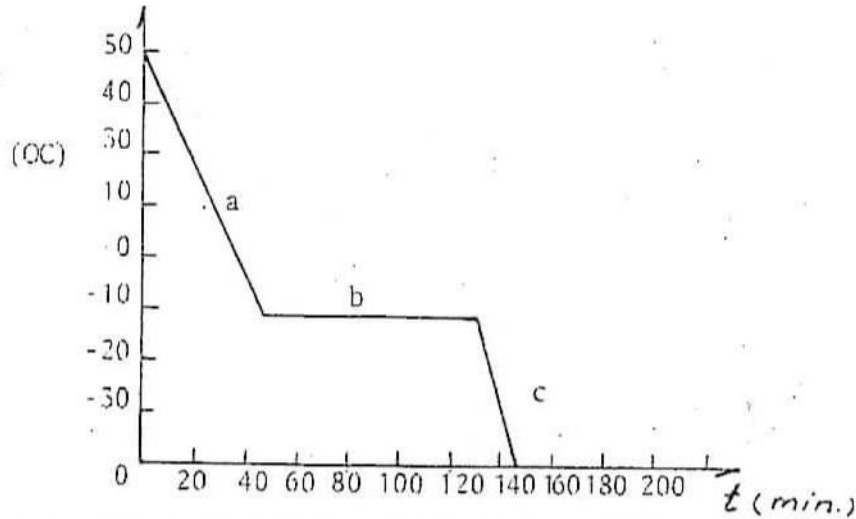
La temperatura que corresponde a una presión de 1 atm, -78.0°C , se conoce como temperatura normal de sublimación. El CO_2 solo puede ser licuado a presiones superiores a 5 atm y temperatura arriba de -56.6°C .

PROBLEMARIO

1. La siguiente gráfica muestra una curva de enfriamiento para agua:

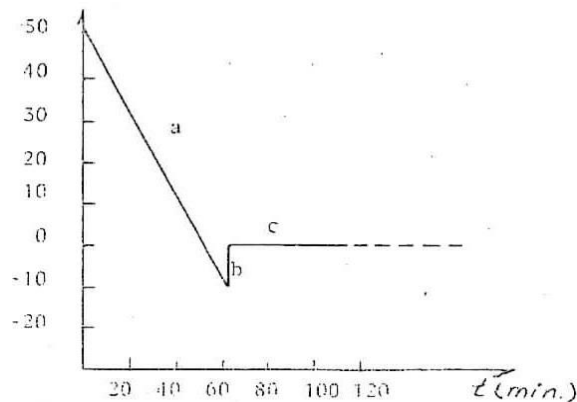


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	227/237



- Explique ¿qué significa cada línea; a, b y c?
- Proponga una razón que explique por qué las líneas a y c tienen diferente pendiente.
- ¿A qué temperatura ocurre el cambio de estado?

2. Si la gráfica de enfriamiento de agua tiene la siguiente forma:



- ¿Qué significa cada línea; a, b y c?
- ¿Cómo se le llama al estado que presenta el agua en b?
- ¿Cuántos cambios de estado ocurren?
- ¿A qué temperatura ocurre la congelación del agua Q. PP
- ¿Qué estado físico presenta el agua en b?



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	228/237

3. Dos soluciones, con un soluto electrolito y otra con soluto no electrolito presentan el mismo punto de congelación. Proponga una justificación que lo explique y diseñe un proyecto de trabajo.

4. Un estudiante va a determinar el punto de ebullición de dos soluciones y escoge como solutos aceite nujol como no electrolito y clorato de potasio como electrolito. ¿Están adecuadamente escogidos los solutos?

5. Dibuje dos gráficas de temperatura vs tiempo para el punto de ebullición de una solución acuosa con soluto electrolito, una presión ambiente y otra cuando la presión aumenta. Explique las diferencias.

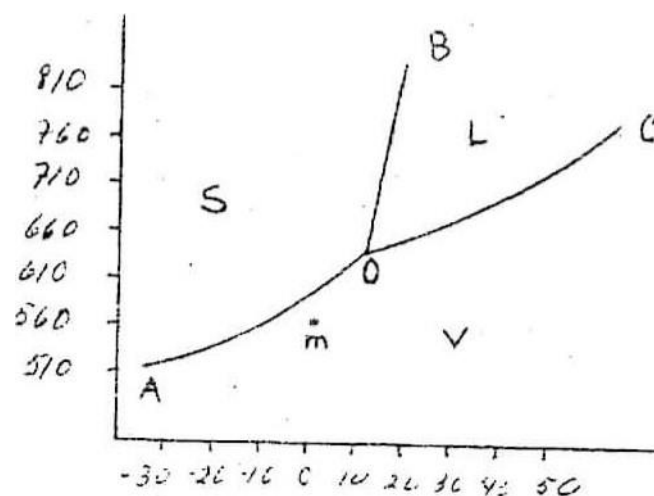
6. ¿Qué variables se tienen que controlar cuando se determina el punto de congelación de una sustancia a presión reducida?

7. A partir de los resultados obtenidos experimentalmente, indique qué variables afectan y cuáles no afectan los cambios de estado.

8. ¿Qué líquido escogería para el baño, en la determinación del punto de ebullición de una solución 0.1 M de sacarosa a 500 mm de Hg? Justifique su respuesta.

9. ¿Qué características debe tener la sustancia a la que se le van a determinar los cambios de estado, en el laboratorio de Ciencia Básica?

10. Si se tiene el siguiente diagrama de fases de una sustancia X.





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	229/237

- a) ¿Qué cambio(s) de estado ocurren en la línea OC?
- b) ¿Qué cambio(s) de estado ocurren en la línea OB?
- c) ¿Qué cambio(s) de estado ocurren en la línea OA?
- d) Aproximadamente, ¿cuál es la temperatura de fusión a 1 atm?
- e) Aproximadamente, ¿cuál es la temperatura de ebullición normal?
- f) ¿A qué temperatura su presión ocurre el punto triple?
- g) ¿Qué significa el punto triple?
- h) ¿A qué presión ebullición el compuesto m a 200 C?
- i) ¿Cuál es el estado físico de esta sustancia a temperatura y presión ambiente?
- j) Si las sustancias que están en "m", ¿qué debe hacerse para transformarlas a sólido?

Julio, 1980.
RESPONSABLE Q.
PATRICIA FUENTES V.

BIBLIOGRAFÍA

- 1.P. Ander y A. J. Sonsea, Principios de Química, Editorial Limusa, México, 1973.
- 2.M. G. Barrow, Química Física, Editorial Reverte, España, 1972.
- 3.G. W. Castellán, Physical Chemistry? Edición. Addison-Wesley Publishing Co. Inc., U. S. A., 1973.
- 4.H. B. Mahan, Química Universitaria, Fondo Educativo Interamericano, S. A., Bogotá. 1968.
- 5.W. I. Masterton y E. J. Slowinsky, Química General Superior, Interamericana, México, 1979.
- 6.Open University, Los estados de agregación de la materia, McGraw-Hill, México, 1974.

Todos estos libros se encuentran en la biblioteca.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	230/237

10. APENDICE

10.1. BAROMETRO

El barómetro se utiliza para determinar la presión atmosférica. El más sencillo (barómetro de Torricelli) consiste en un tubo cerrado en un extremo de ± 2.0 cm de diámetro (se pueden emplear tubos más delgados, pero se obtendrán fluctuaciones en los valores debidas a la capilaridad) y por lo menos de 0 cm de longitud; el tubo se llena completamente de mercurio e invirtiéndolo se introduce en un recipiente que contenga este mismo elemento (fig. 6) teniendo cuidado de que no entre aire al tubo durante esta operación. La altura de la columna, h , nos dará la presión atmosférica en mm de Hg.

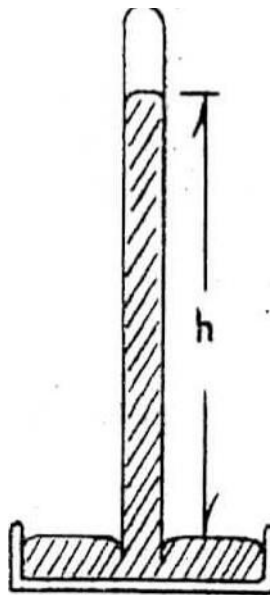


FIG. No. 6



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	231/237

10.2 MANÓMETRO

En un aparato que se emplea para determinar la presión de un gas o de un líquido.

Se puede construir fácilmente un manómetro para medir presiones de gases o de vacío (llamándose a este último vacuómetro) doblando un tubo de ± 0.5 cm de diámetro y 80 cm de longitud en forma de U e introduciendo mercurio en el tubo hasta llenarlo aproximadamente a la mitad. Conviene fijar el tubo a un soporte y colocar entre ambos un papel milimetrado para facilitar la lectura (fig. 7). Una de las ramas del manómetro se conecta con el sistema que se desea medir (fig. 8).

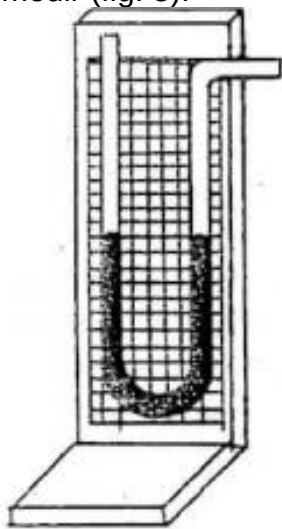


FIG. No. 7

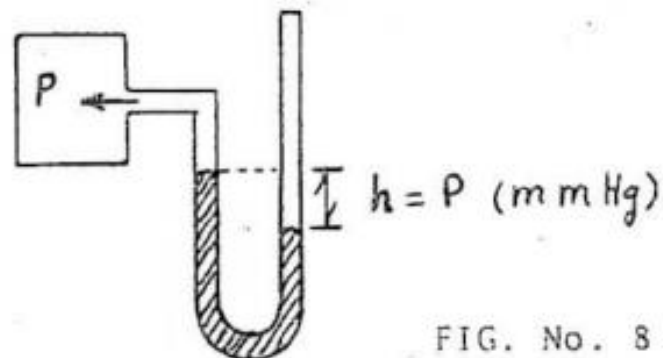
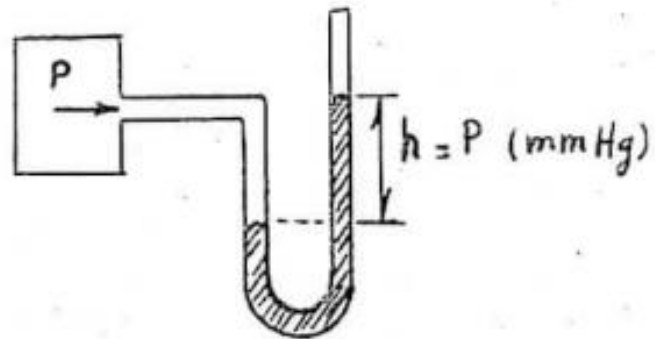


FIG. No. 8



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	232/237

10.3. UNIDADES DE PRESIÓN

La presión se define como la fuerza ejercida perpendicularmente sobre una superficie por cada unidad de ésta:

$$P = \frac{F}{A} \quad A = \text{área}; F = \text{fuerza}$$

Por lo tanto las unidades mecánicas de presión serán:

Sistema absoluto	Sistema técnico
MKS: N/m ²	MKS: Kg/m ²
CGS: dyn/cm ²	CGS: g/cm ²
N= newton	Fps*: lb/in ²
dyn= dina	

Siglas que identifica al sistema cuyas unidades son pie (foot) libra (pound) y segundo (second).

A una presión de un millón de dyn/cm² se le denomina "bar" (bar), una presión mil veces menor es un "milibar" (mbar), Se llama "atmósfera" (atm) a la presión ejercida por el aire sobre un barómetro de Torricelli a nivel del mar: 1 atm= 760 m.m y equivale a 1.013 X 10⁶ dyn/cm².



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	233/237

10.4. MEZCLAS CONGELANTES (frigoríficas)

MEZCLA	TEMP. OBTENIDA
NH ₄ Cl (30g) + 100 mL de agua a 13 °C	-5 °C
Na ₂ S ₂ O ₃ (110 g) + 100 mL de agua a 11 °C	- 13 °C
NH ₄ N ₃ (60 g) + 100 mL de agua a 13 °C	-13 °C
NaCl (33 g) + 100 g de hielo finamente picado	-21 °C
CaCl ₂ 61-120 (100 g) + 80 g de hielo finamente picado	-40 °C
CaCl ₂ 61-120 (100 g) + 70 g de hielo finamente picado	-54 °C
Etanol + hielo seco (CO ₂ sólido)	-72 °C
Cloroformo + hielo seco	-77 °C
Acetona + hielo seco	-77 °C

10.5. LÍQUIDOS PARA BAÑOS DE CALENTAMIENTO

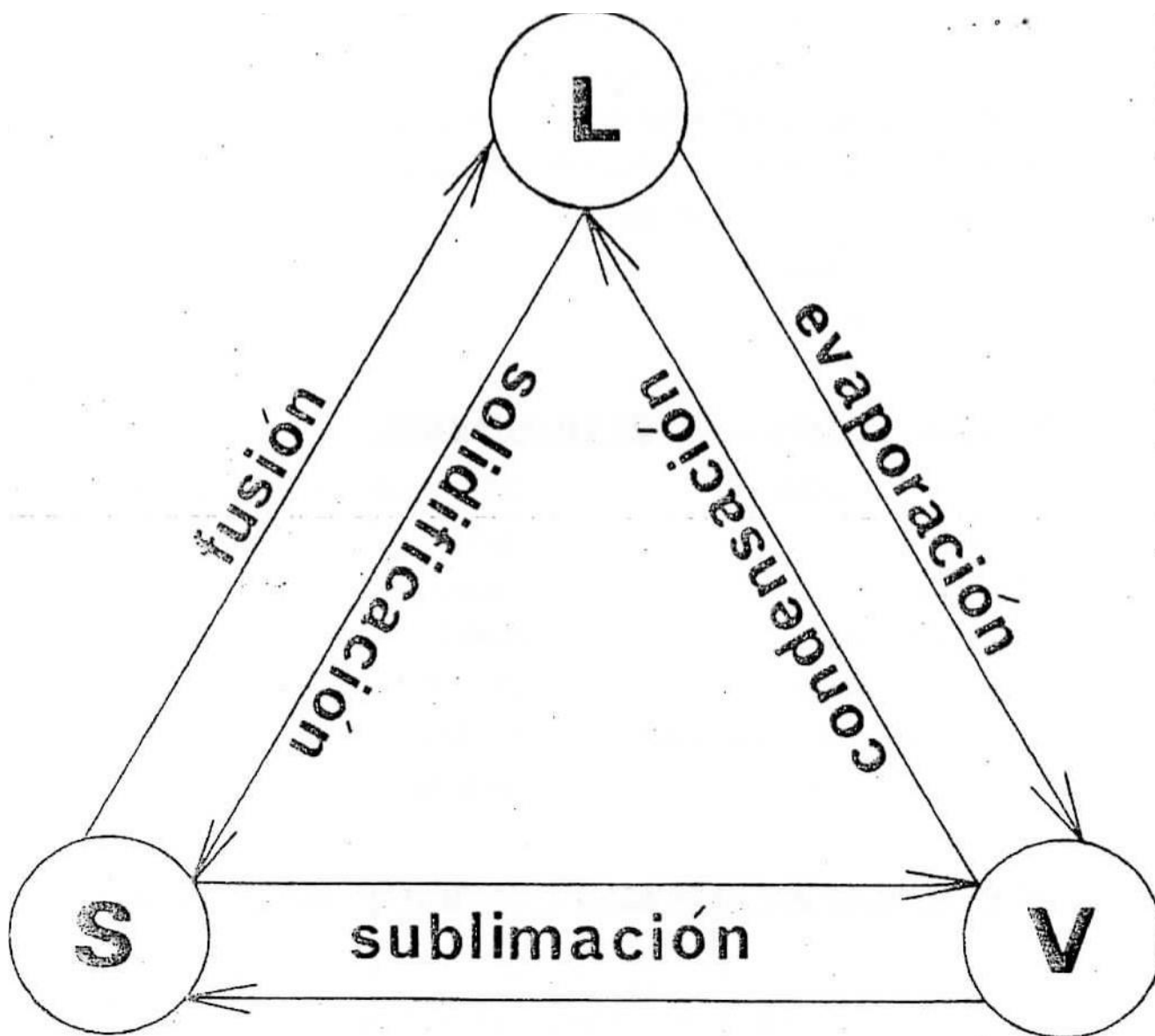
LIQUIDO	INTERVALO ÚTIL DE CALENTAMIENTO
Agua	Hasta 100 °C (a 1 atm)
Glicerina	Hasta 200 °C
Ftalato de butilo	Hasta 250 °C
Parafina (ceresina)	50 a 175 °C
Aceite de algodón hidrogenado	60 a 250 °C
Benzoato de bencilo	Hasta 300 °C



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	234/237

10.6. PRESIÓN DE VAPOR DE AGUA A DIFERENTES TEMPERATURAS

T (°C)	8	9	10	13	15	18	19	20	21	22	25	30	35
Presión de vapor (mm de Hg)	8	8.6	9.2	11.2	12.7	15.4	16.3	17.4	18.5	19.5	23.6	31.8	41.2



Este documento es de carácter informativo y no tiene validez impreso o electrónico, solo tendrá validez como copia controlada emitida por el Departamento de Certificación Académica. Para tener certeza sobre el estado de revisión de este documento se debe consultar al Comité del Sistema de Gestión de la Calidad.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	235/237

EXPERIMENTO No. 1

DETERMINACIÓN DE LOS CAMBIOS DE ESTADO DE UN LIQUIDO Y DE SU SOLUCIÓN A PRESIÓN AMBIENTE

OBJETIVOS:

Al terminar el experimento, el alumno:

1. Identificará experimentalmente, con una sustancia seleccionada, los estados de agregación que presenta una sustancia pura.
2. Determinará experimentalmente la influencia de un soluto en los cambios de estado de la sustancia seleccionada.
3. Definirá las variables más importantes que influyen en los cambios de estado.
4. Diseñará un experimento en que se modifique alguna de las variables.
5. Después de haber obtenido resultados experimentales particulares válidos para una sustancia, deberá generalizar en base a los experimentos de sus condiscípulos.
6. Aplicará en el desarrollo del experimento y en la presentación de sus informes, la metodología establecida en la Unidad I.
7. Aplicará los conceptos de gráficas y análisis de datos presentados en la Unidad II.

ACTIVIDADES:

1. Investigación bibliográfica.
- 1.1. ¿Cómo diseñará el (los) aparato (aparatos) para la mediación de los cambios de estado de una sustancia (pura e impura) a presión constante? ¿Qué es una mezcla frigorífica? Cite algunas.
- 1.3. ¿Qué empleo les daría en estos experimentos?
- 1.4. ¿Qué propiedad física del líquido para baño maría, tomaría en cuenta para seleccionarlo, si con él se van a calentar las sustancias problema?
- 1.5. ¿Por qué es importante la precisión de los instrumentos para el control de la variable dependiente?
- 1.6. ¿Cómo piensa que influye la posición del termómetro dentro del líquido cuando se determina la temperatura?
- 1.7. ¿Qué diferencia existe entre calentar directamente o en un baño? ¿En qué caso se utiliza uno u otro procedimiento?
- 1.8. ¿Qué es una sustancia electrolito y una no electrolito?
- 1.9. Consulta de las propiedades de las sustancias que se seleccionarían en base al punto 2 de actividades.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	236/237

2.El alumno seleccionará un líquido puro para la medición de los estados de agregación, en base a los siguientes criterios.

2.1. Conocimiento de las propiedades físicas (temperatura de fusión, temperatura de ebullición presión de vapor) del líquido seleccionado.

2.2. Que los rangos de temperatura y presión con los que se va a trabajar puedan medirse con el equipo e instrumentos que existen en el laboratorio.

2.3. Que la sustancia elegida se encuentre en existencia.

2.4. Que de acuerdo con el punto 2.1., la sustancia tenga dos cambios de estado que puedan ser medidos.

3.El alumno seleccionará otra sustancia pura (soluto) para añadir en concentración conocida a la sustancia seleccionada con 2, de acuerdo con los siguientes criterios.

3.1. Naturaleza electrolito o no electrolito.

3.2. La sustancia se encuentra en existencia.

4.Auxiliado por el profesor y basado en el método experimental, presentar un plan de trabajo para realizar el experimento.

5.Realizar el experimento midiendo cada determinado tiempo, la temperatura del sistema hasta llegar al cambio de estado, para:

5.1. Una sustancia pura.

5.2. Una sustancia especificada con un soluto.

6.Construir cuadros comparativos de los resultados obtenidos para una sustancia pura y una impura.

7.Construir gráficas de temperatura contra tiempo para los cambios de estado.

8.Elaborar el informe del experimento basándose en la Unidad I.

9.Discusión en grupo de los resultados obtenidos.

EXPERIMENTO No.2

DETERMINACIÓN DE LOS CAMBIOS DE ESTADO DE UN LÍQUIDO Y DE SU SOLUCIÓN A PRESIÓN REDUCIDA

Repetir el mismo experimento; pero ahora reduciendo la presión del sistema.

RESPONSABLE DE LOS EXPERIMENTOS
ING. QUÍM. EDUARDO LOYO ARNAUD.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML03	27/07/2022	1	237/237

Control de cambios

Fecha de revisión	Versión	Descripción de la modificación	Sección
26/11/2019	0	Creación del Manual de Laboratorio	N/A
27/07/2022	1	Reestructuración del Manual de Laboratorio	Toda

Este documento es de carácter informativo y no tiene validez impreso o electrónico, solo tendrá validez como copia controlada emitida por el Departamento de Certificación Académica. Para tener certeza sobre el estado de revisión de este documento se debe consultar al Comité del Sistema de Gestión de la Calidad.