



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA

**PROPUESTA DE MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PARA LA LICENCIATURA DE INGENIERÍA QUÍMICA
DE LA FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA**

TESIS PARA OBTENER EL TÍTULO DE

INGENIERO QUÍMICO

PRESENTA:

RODRÍGUEZ CUETO JESÚS ANDRÉ

DIRECTORA DEL TRABAJO:

I.Q. MARÍA ALEJANDRA VALENTÁN GONZÁLEZ

ASESORES:

I.Q. DOMINGA ORTIZ BAUTISTA

MTRA. ANA LILIA MALDONADO ARELLANO



CIUDAD DE MÉXICO, 2020



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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

OFICIO DE ASIGNACIÓN DE JURADO

AGRADECIMIENTOS

Antes que nada, agradezco profúndame a mi directora de tesis ya que sin su ayuda no hubiera sido posible la realización de este trabajo. A mi familia por el apoyo durante todo este proceso educativo, que comenzó desde el kínder y concluyo como ingeniero químico. Y también a esas personas que me apoyaron en este proceso y sobre todo A LA VIDA ya que ha sido mi más grande mentora y me ha forjado en la persona que soy actualmente.

MUCHAS GRACIAS A TODOS.

DEDICATORIAS

No deseo mencionar a nadie en especial, ya que todas las personas que me ha puesto la vida incluyendo mi familia tuvieron un papel crucial, cada una de ellas aportó algo significativo en todo este proceso de mi vida. y sé que vendrán más aportaciones pues esto es solo el inicio de una nueva etapa en mi vida.

CONTENIDO

OBJETIVOS I

INTRODUCCION

Sistema de gestión de calidad de la FES Zaragoza..... II

CAPÍTULO I. MARCO TEÓRICO

I.1 Ubicación de la asignatura en el plan de estudios..... IV

CAPITULO II. PROPUESTA DE MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BASICA

I.

II.1 Antecedentes..... VII

II.2 Propuesta del manual de Laboratorio de Ciencia Básica I..... VIII

CONCLUSIONES..... IX

BIBLIOGRAFÍA..... X

OBJETIVOS (GENERAL Y ESPECÍFICO)

General

PRESENTAR EL MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I OFICIAL, CON LAS MEJORAS PARA QUE SE ADAPTE AL PERFIL DEL EGRESADO DE LA LICENCIATURA DE INGENIERÍA QUÍMICA Y ADEMÁS CUMPLA CON LOS LINEAMIENTOS DEL SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LA FES ZARAGOZA.

Específico

Identificar en la versión 2008 del manual las actualizaciones para contribuir en el proceso de Certificación de los Laboratorios de Docencia del Ciclo Básico de la Licenciatura de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza. Así como en la Acreditación de la Licenciatura de Ingeniería Química.



INTRODUCCIÓN

SISTEMA DE GESTION DE CALIDAD DE LA FES ZARAGOZA

El Sistema de Gestión de Calidad de los laboratorios de docencia de la Licenciatura de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza, expresa como “**Política de Calidad:** Brindar y mantener la calidad del servicio de docencia en las prácticas, proyectos o experimentos en los laboratorios, a fin de mantener la satisfacción de los usuarios, a partir de la cultura de la mejora continua.

Los Objetivos de la calidad son:

- Cumplir con más del 90% de las prácticas, proyectos o experimentos programados por ciclo escolar en los laboratorios de docencia.
- Reprogramar menos del 3% de las prácticas, proyectos o experimentos programados por ciclo escolar en los laboratorios de docencia y obtener más del 70% de satisfacción de los usuarios.” [1]

En la Licenciatura de Ingeniería Química, desde hace aproximadamente 15 años, se han Certificado los laboratorios de Docencia del ciclo profesional y recientemente, se está trabajando para la Certificación de los Laboratorios del Ciclo Básico, de ahí la necesidad de actualizar los Manuales de este ciclo.

Con esta tesis, se espera cumplir con uno de los requisitos solicitados por el Organismo certificador, de los Laboratorios de Ciencia Básica del Ciclo Básico para más adelante, contribuir con futuras acreditaciones de la Licenciatura de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza.

¿Qué es ciencia?, ¿En qué consiste el método experimental?, ¿Cuál es el correcto manejo y tratamiento de datos experimentales?, ¿Qué son las Operaciones Unitarias? estas y muchas interrogantes se abordarán en el presente trabajo, el cual consiste en una actualización del Manual de la asignatura de Laboratorio de Ciencia Básica I, que escribió el Q. Jorge Rivas Montes, Prof. de Tiempo Completo, y el cual es una propuesta, para el curso que se imparte en la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza, en la carrera de Ingeniería Química, el cual será una guía útil tanto para el profesor(a) como para el alumno(a).

[1] <https://condor.zaragoza.unam.mx/sipda/>



CAPITULO I

MARCO TEORICO

Ubicación de la asignatura en el plan de estudios.



CAPÍTULO I MARCO TEÓRICO

I.1 UBICACIÓN DE LA ASIGNATURA EN EL PLAN DE ESTUDIOS

El Laboratorio de Ciencia Básica I, se ubica en el primer semestre, en el Plan de Estudios de la Licenciatura de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza.

En su relación horizontal, la asignatura de Laboratorio de Ciencia Básica I, aplica algunos de los conocimientos teóricos adquiridos en la asignatura de Química I y Matemáticas I.

En su relación vertical dentro del Plan de estudios, esta asignatura es de vital importancia ya que en ella se encuentran todas las bases para poder implementar buenas prácticas de laboratorio (redacción de un correcto informe experimental, diseños experimentales, tratamiento de datos, etc.). Todo este conocimiento se aplicará y ampliará en diferentes asignaturas posteriores a lo largo de la Licenciatura de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza, como se podrá observar en la Tabla 1.

Tabla 1. Relación vertical de la asignatura de Laboratorio de Ciencia Básica con el programa de Estudios de la Licenciatura de Ingeniería Química. Elaboración propia.

SEMESTRE	ASIGNATURA	TEMAS
Primero	Química I	Nomenclatura Estequiometría (teoría) Preparación de soluciones (teoría) Cálculo de reactivo limitante y en exceso
	Laboratorio de Ciencia Básica I	Método científico Fuentes de calentamiento directas e indirectas Preparación de soluciones (práctica) Manejo y registro de datos experimentales Estequiometría (práctica) Filtración por gravedad a temperatura ambiente Cristalización Secado Cambios de estado Transferencia de calor Diagrama de fases de una sustancia Cortado de tubo de vidrio Desecho adecuado de residuos
	Matemáticas I	Funciones Logaritmos
	Seminario de problemas socioeconómicos de México	Ciencia y sociedad

Tabla 1. Relación vertical de la asignatura de Laboratorio de Ciencia Básica con el programa de Estudios de la Licenciatura de Ingeniería Química. Elaboración propia. (Continuación)

Segundo	Química II	Solubilidad
	Laboratorio de Ciencia Básica II	Método científico Preparación de disoluciones Valoraciones Transferencia de calor
Tercero	Fisicoquímica II	Diagrama de fases de una sustancia
	Bioestadística	Estadística descriptiva Estimación Regresión y correlación
	Química III	Propiedades físicas
	Laboratorio de Ciencia Básica III	Método científico Propedéutica
Cuarto	Balance de masa y energía	Operaciones unitarias Secado
	LTP de 4° semestre	Método científico
Quinto	Flujo de fluidos	Temperatura de ebullición Presión de vapor Densidad
	Diseño de equipo de separación mecánica y mezclado	Filtración
	LTP de 5° semestre	Método científico
Sexto	Transferencia de calor	Intercambio de calor
	Ingeniería de servicios	Servicios de vacío y gas
	LTP de 6° semestre	Método científico Filtrado (prácticas a nivel piloto)
Séptimo	LTP de 7° semestre	Método científico
Octavo	LTP de 8° semestre	Método científico
Noveno	LTP de 9° semestre	Método científico

CAPITULO II

PROPUESTA DE MANUAL DE
LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I

II.1 ANTECEDENTES

En el presente manual de laboratorio de ciencia básica I se muestran (Identifican), todas las actualizaciones realizadas a la versión 2008.

De color rojo (enmarcado), se presentan todas las posibles mejoras encontradas en la versión mencionada del manual (ya sean ortográficas, de redacción o de ambigüedad, entre otros).

De color verde (enmarcado), se señalan las correcciones realizadas (actualizaciones), de dicha versión, así como las actualizaciones de todos los esquemas y gráficas.

De color fiusha (enmarcado), todos los pies de página.

II.2

**PROPUESTA DE MANUAL DE
LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I**



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA



Ingeniería Química

Ciclo Básico

Laboratorio de Ciencia Básica I

Primer semestre



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



Colaboradores de la segunda edición 2008:

AUTOR PRINCIPAL:

Quím. Jorge Rivas Montes

Q.F.B. Georgina Rosales Rivera

Quim. Patricia Fuentes Velázquez

I.Q. Enrique Gil Flores

I.Q. Eduardo Loyo Arnaud

I.B.Q. Alfredo Reyna Pineda

Q.F.B. José Ponce Guerrero

Colaboradores de la versión Cero para la Carrera de Ingeniería Química del Sistema de
Gestión de la Calidad de los Laboratorios de Docencia

I.Q. Jesús André Rodríguez Cueto

I.Q. María Alejandra Valentán González

Mtra. Ana Lilia Maldonado Arellano

I.Q. Dominga Ortiz Bautista

I.Q. María del Rocío Luja Hernández

I.Q. Humberto Medina Sánchez

Fecha de elaboración: 05 / 10 / 2020



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



INTRODUCCIÓN

EL LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I.

METODOLOGÍA DE TRABAJO.

REGLAMENTO DEL LABORATORIO.

MATERIAL DE LABORATORIO.

MÉTODOS, TÉCNICAS DE LABORATORIO Y OPERACIONES UNITARIAS.

OBJETIVOS DEL CURSO.

UNIDAD 1: MÉTODO EXPERIMENTAL

- 1- Objetivos.
- 2- Introducción.
- 3- Ciencia.
- 4- El método experimental.
- 5- Etapas del método experimental.
- 6- Informe del trabajo experimental.

A) EXPERIMENTO SOBRE DIFUSIÓN

B) OBTENCIÓN DEL PESO MOLECULAR DE UN LIQUIDO.

UNIDAD 2: REGISTRO Y MANEJO DE DATOS EXPERIMENTALES

- 1- Objetivos.
- 2- Introducción.
- 3- Conceptos de medición e instrumentos.
- 4- Errores en la medición.
- 5- Parametros estadísticos.
- 6- Representación gráfica de datos y ecuaciones empíricas.

A) VALORACIÓN ÁCIDO-BASE

B) LEY DE ENFRIAMIENTO DE NEWTON

C) VELOCIDAD DE REACCIÓN.



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



UNIDAD 3: ESTEQUIOMETRÍA

- 1- Objetivos.
 - 2- Introducción.
 - 3- Estequiometría y reacciones.
 - 4- Consideraciones generales para cálculos estequiométricos.
 - 5- Ajuste o balance de reacciones.
 - 6- Cálculos estequiométricos.
 - 7- Disoluciones.
- A) EXPERIMENTO: ESTEQUIOMETRÍA DE UNA REACCIÓN.
B) OBTENCIÓN DE SULFATO DE COBRE II PENTAHIDRATADO.

UNIDAD 4: ESTADOS DE AGREGACIÓN

- 1- Objetivos.
 - 2- Requisitos.
 - 3- Introducción.
 - 4- Diferencias estructurales de los estados de agregación de la materia.
 - 5- Cambios de estado.
 - 6- Presión de vapor de líquidos.
 - 7- Constantes críticas.
 - 8- Presión de vapor de sólidos.
 - 9- Fases.
 - 10-Apéndice.
- A) DETERMINACIÓN DE LOS CAMBIOS DE ESTADO DE UN LIQUIDO Y DE SU SOLUCIÓN, A PRESIÓN CONSTANTE.
B) DETERMINACIÓN DE LOS CAMBIOS DE ESTADO DE UN LIQUIDO Y DE SU SOLUCIÓN, A PRESIÓN REDUCIDA.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



INTRODUCCIÓN

El presente Manual está destinado a los alumnos de la Universidad Nacional Autónoma de México que estudian en la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza, la Licenciatura de Ingeniería Química y que cursan en el primer semestre, **la asignatura de Laboratorio de Ciencia Básica I**.

Algunos de los propósitos de **este** Manual, es proporcionar a los alumnos:

1. Una Síntesis de temas que no se estudian en ninguna asignatura de teoría, tal como la medición, fuentes de error, la representación gráfica de datos en escalas lineales y no lineales, etc., o que, por su extensión, requieren la consulta de muchos libros.
2. Una introducción a temas complementarios que refuerzan a los estudiados en Química I, como **la preparación de disoluciones** o la estequiometría, cuya aplicación en el laboratorio es fundamental.
3. Una introducción al concepto de Operaciones Unitarias (Unidad 3, Estequiometría)
4. **Una base académica para 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 **o páginas web educativas**.

Los temas incluidos en **este** Manual, en algunos casos se estudiarán primero en el Laboratorio desde el punto de vista teórico-práctico y servirán de antecedente a una o varias asignaturas de teoría **en los siguientes semestres**. En otros casos, el Laboratorio se apoyará y reforzará con los conocimientos adquiridos en **Química I o Matemáticas I**. De esta forma, el binomio teoría y práctica se fortalecen mutuamente.

El Manual, se ha estructurado en **4 unidades en las que se** proporcionará a los estudiantes los conocimientos teóricos indispensables propios de Laboratorio.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

Después de la exposición de los temas que comprende el Manual, se incluyen los protocolos de los experimentos que **habrán de llevarse a cabo** en el Laboratorio.

Q. Jorge Rivas Montes

Profesor de tiempo completo, Laboratorio de Ciencia Básica I

EL LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I

El laboratorio de Ciencia Básica I, es una asignatura teórico práctica de observación, experimentación **y análisis**, 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 **asignaturas de teoría (Química I y Matemáticas I)** o en los derivados del experimento, porque este es también generador tanto de experiencias prácticas como de conocimientos. El laboratorio propicia la elaboración de **proyectos** 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 **y su asesor**.

El laboratorio consta de 10 créditos y **se lleva a cabo durante un total de 10 hrs distribuidas a la semana**. Alumno y profesor, trabajarán **al amparo bajo el esquema** de la enseñanza activa ^[2] y los experimentos estarán guiados por los postulados del método experimental.

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 repetitividad del **experimento (los mismos)**, de tal forma que se puedan **sujetar a un examen (análisis)** riguroso, para determinar relaciones entre las variables o establecer los factores que los **determinan, producen** 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 **la revisión bibliográfica**, 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, etc.

^[2] *Tiene su esencia en la actividad cognoscitiva, las destrezas manuales (en el uso correcto de instrumentos) y la afectividad que posee potencialmente el alumno y que*



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

para desarrollarla se requiere planear una serie de actividades equilibradas, guiadas, supervisadas y/o asesoradas oportuna y adecuadamente por el profesor, para que el estudiante logre su desarrollo integral y se apropie del conocimiento. Es por ello que, en la enseñanza activa, el papel del alumno se cambia de receptor pasivo por uno activo y por ende participativo, 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.

Para diseñar los experimentos, se designan actividades de investigación en los protocolos, para tal efecto de cada uno de ellos, mediante las cuales se incorpora al alumno a un proceso de elaboración del conocimiento y las actividades experimentales, constituyen el producto de la reflexión que se cristalizan en el anteproyecto del experimento que habrá de autorizar su asesor para llevarse a cabo.

En este laboratorio, pretende entonces proporcionarle al alumno los instrumentos teórico prácticos y el asesor guiará al alumno para proporcionarle las bases científicas y metodológicas, que le permitan ampliar y perfeccionar sus conocimientos en forma progresiva, continua y permanente, al transferir sus experiencias a situaciones nuevas. En este sentido, el laboratorio de ciencia básica junto con además de ser un elemento didáctico formativo, representará un proceso de búsqueda y ordenación de nuevos conocimientos que aplicará a lo largo de la carrera de Ingeniería Química.

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.

METODOLOGÍA DE TRABAJO

Bajo este nombre se designa al conjunto de actividades que orientan el trabajo de laboratorio, tanto para alumnos como para profesores. Este se realiza diariamente en sesiones de dos horas de lunes a viernes (ya se había mencionado antes) O cortarlo arriba y dejarlo aquí. Cada grupo se divide en secciones de un máximo de 15 alumnos, los que son guiados y asesorados por un profesor. En cada sección se forman equipos de dos personas para colaborar mutuamente y de manera cooperativa, comprometida y responsable, desde la búsqueda de la información, su organización, discusión y análisis crítico, su reelaboración individual y grupal hasta presentarla en, que da como resultado el proyecto que a su vez será la base para desarrollar el trabajo experimental.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



El aprendizaje es entendido como un proceso, que por un lado se da a través de la y el 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. (ya se había dicho antes en la nota de enseñanza activa).

La enseñanza será un proceso permanente de orientación, guía y facilitación del aprendizaje por parte del profesor, antes, durante y después de la experimentación, a fin de que el alumno realice cada etapa de la misma 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. El profesor 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.

El proyecto del experimento elaborado individualmente, aunque discutido con el(los) compañero(s) incluye:

- a) Título completo y particular.
- b) El objetivo u objetivos.
- c) El fundamento teórico.
- d) Las variables involucradas.
- e) La hipótesis.
- f) Los cálculos (si los hay).
- g) Las propiedades físicas, químicas y tóxicas de los reactivos a emplear.
- h) El procedimiento experimental, incluyendo las medidas de seguridad.
- i) La posible presentación de datos y resultados (este punto, estará en el protocolo del experimento, razón por la cual no tiene que estar aquí).
- j) La bibliografía consultada.

REGLAMENTO DEL LABORATORIO

Bajo este rubro se encuentran las diferentes acciones que permitan optimizar el aprendizaje mediante el uso adecuado de las instalaciones y los recursos físicos.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

1. DE LAS ACCIONES NO PERMITIDAS

- a) Trabajar solo.
- b) Trabajar sin bata y lentes o lentes de seguridad.
- c) Solicitar material de laboratorio a otros inter-laboratorios. Se debe solicitar la firma del asesor y después, la autorización del Jefe del CERFyS.
- d) Trabajar fuera de horario.
- e) Trabajar en otro laboratorio.
- f) Comer, fumar e ingerir bebidas de cualquier índole dentro del laboratorio.
- g) Tirar desechos sólidos, líquidos y disoluciones en las tarjas. Se deben envasar y etiquetar correctamente.
- h) Realizar experimentos sin autorización y por cuenta propia.
- i) Almacenar reactivos y sustraerlos para uso propio.
- j) Quedarse con material **de laboratorio** sin la autorización del profesor.
- k) Solicitar reactivos en el momento mismo de realizar un experimento.
- l) **Anotar en la palma de la mano, en pedazos de papel o en hojas sueltas. Hacer anotaciones en otro lugar que no sea el cuaderno de laboratorio.**
- m) Permanecer en el laboratorio realizando cosas ajenas a los experimentos.

2. DE LOS CAMBIOS DE GRUPO

- a) No es posible hacer cambios extraoficiales ni de asesor ni de grupo.
- b) **Los cambios de grupo deberán ser oficiales y se llevarán a cabo en las fechas establecidas por la Jefatura o Coordinación del Ciclo Básico de Ingeniería Química o Servicios Escolares.**

3. DE LA ASISTENCIA

- a) Existe una tolerancia para la entrada al laboratorio de 10 minutos como máximo.
- b) Se considerará como retardo, la entrada al laboratorio después de la tolerancia estipulada.
- c) Por cada tres retardos, se computará una falta.
- d) Se requiere un 100% de asistencias, toda vez que el trabajo de laboratorio es diario.
- e) El alumno que permanezca en el laboratorio sin trabajar, será merecedor de inasistencia **y disminución en la calificación de la lista de cotejo del profesor.**

4. DEL USO DE LAS INSTALACIONES

- a) Es responsabilidad de todos, **cuidar, conservar y preservar** las instalaciones del laboratorio.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



- b) Los profesores que trabajan en un mismo laboratorio, están autorizados a reprender a los alumnos que cometan desmanes y hagan mal uso de las instalaciones.
- c) Los laboratorios son lugares de trabajo, no de juego.
- d) Las gavetas son para guardar material, reactivos y bata; no cosas ajenas al laboratorio.

5. DEL TRABAJO EN EL LABORATORIO

- a) Nunca escudarse en lo que dicen o hacen los demás, para justificar sus actos.
- b) Usar las medidas de seguridad más adecuadas, de acuerdo a cada experimento, para evitar accidentes.
- c) Antes de iniciar cualquier experimento, se deberán investigar las propiedades físicas, químicas y tóxicas de cada sustancia que se vaya a emplear, así como las medidas para prevenir accidentes y prestar los primeros auxilios respectivamente.
- d) Para poder realizar un experimento, éste deberá ser revisado y autorizado por el profesor.
- e) Al no cumplir con las actividades de cada experimento y las indicadas por el profesor, **amerita mala nota y dependiendo del número de éstas**, se podrá no acreditar la lista de control y hasta el experimento mismo y por ende **el ciclo de laboratorio** la asignatura.
- f) **No usar la línea de vacío para secar el material. Ya no hay línea de vacío.**
- g) Para usar correctamente el vacío, siempre se colocará una trampa (con mezcla frigorífica) entre el sistema y la línea de vacío.
- h) La persona que maltrate o haga mal uso de la balanza analítica será reprobado automáticamente.
- i) La balanza analítica se empleará exclusivamente para pesar cantidades menores a **100g (incluido el material de pesado)**, caso contrario, usar la balanza granataria.
- j) Para hacer uso correcto de la balanza analítica, es indispensable usar **siempre** el siguiente **material**:
 - Brocha pequeña
 - Recipiente para pesar (vidrio de reloj, pesafiltro, etc.)
 - Espátula pequeña
 - Libreta de notas de laboratorio
 - Franela (**Trapo**) para asear el área de la balanza



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



- k) Cuando se observe que un aparato, equipo o instrumento, no funciona bien, avisar de inmediato al profesor. No tratar de repararlo.
- l) Todo aparato eléctrico que no se use deberá ser apagado o desconectado (balanza, estufa, campana de extracción, etc.).
- m) La limpieza en el trabajo de laboratorio será antes, durante y después de cada experimento.
- n) En caso de accidente, recurrir de inmediato a la enfermería al final del edificio A-6 en donde se encuentra un médico en el turno matutino y otro en el vespertino.
- o) Una vez terminado un experimento, se tendrá un máximo de dos sesiones para entregar el informe correspondiente.
- p) En caso de que el alumno no termine el experimento en el tiempo establecido, no habrá periodo de reposición para ellos.

6. DEL PRÉSTAMO DE MATERIAL

- a) El alumno cumplirá en el periodo establecido, con los requisitos del CERFyS para tramitar su credencial de laboratorio.
- b) El préstamo de material se solicitará en el comodato proporcionado por el CERFyS y no en cualquier hoja y con la credencial de laboratorio autorizada por el CERFyS.
- c) El profesor es el único que puede autorizar el préstamo del material.
- d) Únicamente se autorizará un comodato por equipo al inicio de la sesión y no cada vez que se necesite material.
- e) El material autorizado por el profesor será proporcionado por el laboratorista.
- f) Al recibir el material, revisar que no esté deteriorado, caso contrario, solicitar material en buen estado o anotar en el comodato la avería que presenta.
- g) En caso de que el material prestado sea extraviado, roto o deteriorado, tendrá que ser repuesto sin excepción, acompañado de la nota de compra.
- h) El alumno que al terminar el semestre adeude material, no tendrá derecho a inscribirse al semestre siguiente.

7. DE LA SOLICITUD DE REACTIVOS

- a) Para solicitar reactivos controlados, será necesario que el profesor autorice el formato para reactivos correspondiente. Dicha solicitud, se hará con 24 horas de anticipación en el CERFyS y se requiere la presentación de la credencial de laboratorio autorizada por el CERFyS.



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



8. DE LA EVALUACIÓN

a) La evaluación del trabajo de laboratorio es individual aun cuando se trabaje en equipo **y está ponderada de la siguiente forma:**

30% Examen (parciales)

20% Informe

20% Trabajo en el laboratorio

20% Trabajos de investigación

10% Asistencia

b) Para tener derecho a presentar examen (parcial u ordinario) es requisito tener notas aprobatorias en cada experimento, **en la lista de cotejo** y en el informe.

c) Cuando **por alguna circunstancia ajena a la programación de** trabajo **de en el** laboratorio se termine **un experimento** el día en que estaba programado el examen parcial, el profesor fijará la fecha para **que se lleve a cabo más adelante.**

d) Existen dos periodos ordinarios para presentar exámenes **de reposición al concluir las clases.**

e) El examen extraordinario es teórico-práctico.

f) **Cada profesor** será responsable de **dar a conocer** oportunamente **a cada alumno,** sus calificaciones.

9. DEL INFORME

a) El informe del trabajo experimental es individual, sigue los lineamientos de un artículo científico **y se presenta** escrito en computadora.

b) El informe será calificado en términos de su contenido **y calidad** no de su cantidad.

c) Cuando **por alguna circunstancia ajena a la programación de** trabajo **de en el** laboratorio se termine **un experimento** el día en que estaba programado el examen parcial, el profesor fijará la fecha para que sea entregado **el dicho** informe **so pena de anular el examen correspondiente.**

d) En caso de que el informe no tenga nota aprobatoria, se tendrá que **elaborar nuevamente corregir para aprobarlo.**

e) Entregar el informe fuera de tiempo baja un punto por cada sesión, la calificación de éste.



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



10. VARIOS

- Cualquier problema que pudiera surgir en el desarrollo normal del curso, comunicarlo inmediatamente al Coordinador del Ciclo Básico.
- Cuando la apertura del interlaboratorio se demore más de lo razonable, comunicárselo inmediatamente al Jefe del CERFyS y/o llenar el formato de no conformidad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Laboratorios de Docencia del Ciclo Básico.
- La desocupación de las gavetas, será inmediata al término del semestre, so pena, de pasar el material al patrimonio universitario.

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 asignada por el Coordinador del Ciclo Básico al inicio del semestre.

Cantidad	Descripción	Capacidad
1	Bata (preferentemente de algodón)	
1	Lentes de seguridad	
1	Gradilla	
1	Embudo con estrías	De 6 a 8 cms. de diámetro
1	Pipeta graduada	5 ml
2	Jeringas	5 ml
5	Tubos de ensayo	15 x 1.5 cms.
1	Probeta	25 ml
1	Vaso de precipitados	50 ml
1	Vaso de precipitados	100 ml
1	Vidrio de reloj	6 cm de diámetro
1	Agitador de vidrio con gendarme	
1	Franela roja	50 x 50 cms.
1	Estropajo	
1	Escobillón mediano	

MÉTODOS, TÉCNICAS DE LABORATORIO Y OPERACIONES UNITARIAS

Lo fundamental en la experimentación es la pericia científica con la que se realiza el trabajo práctico. De aquí la necesidad de practicar los diferentes métodos, técnicas y operaciones unitarias involucradas en los diferentes experimentos, por lo que será necesario estudiar su fundamento, así como la forma correcta de realizarlos. El profesor



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



cuidará de eliminar los errores que por falta de experiencia el alumno pueda cometer y hacer la corrección de inmediato.

1. Pesado de sustancias químicas por diferencia, agregado y directamente.
2. Uso de la balanza analítica y granataria.
3. Medición de volúmenes de líquidos y disoluciones.
4. Reducción de la presión.
5. Preparación de disoluciones.
 - a) Molares.
 - b) Normales.
 - c) Porcentuales.
 - d) De relación o de proporción (1:1, 1:5, etc.).
 - e) Dilución de diluciones.
6. Separación de sólidos.
 - a) Decantación.
 - b) Filtración por gravedad a temperatura ambiente y alta temperatura.
 - c) Filtración al vacío.
7. Valoración ácido base.
 - a) Empleo de patrón primario.
 - b) Empleo de indicadores.
8. Determinación del pH.
 - a) Empleando papel de pH.
 - b) Mediante el potenciómetro.
9. Cristalización de sustancias inorgánicas.
10. Precipitación en medio acuoso.
11. Sistemas de calentamiento.
 - a) Directa (uso de mecheros).
 - b) Indirecta (uso de baños de calentamiento).
12. Calibración de un termómetro.
13. Determinación de temperatura.
 - a) Empleando termómetro de inmersión total.
 - b) Empleando termómetro de inmersión parcial.
14. Medición de la presión.
15. Limpieza del material de vidrio.
16. Secado de material.



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



OBJETIVOS DEL CURSO

Al concluir esta asignatura, el alumno aplicará el método experimental en cualquier propuesta de experimento o problema que se le presente en las asignaturas de Laboratorio de Ciencia Básica I, II, III del Ciclo Básico o en el Laboratorio y Taller de Proyectos del Ciclo Profesional de la Licenciatura de Ingeniería Química.

Controlará y medirá diversas variables manipulables en el laboratorio.

El alumno distinguirá y controlará las diferentes fuentes de error para reducirlas lo más posible en los experimentos que se lleven a cabo en los Laboratorios de Ciencia Básica I, II, III del Ciclo Básico y en el Laboratorio y Taller de Proyectos de 6° y 7° semestres de la Licenciatura de Ingeniería Química y en su práctica profesional.

Aplicará los conocimientos adquiridos en la investigación bibliográfica, esto es, conceptos básicos de Ingeniería Química, en cada uno de los experimentos que lleve a cabo.

Distinguirá las Operaciones Unitarias propias de Ingeniería Química, de las técnicas de Laboratorio.

Identificará cada una de las etapas de un proceso de transformación de materias primas hasta la obtención de un producto terminado, así como los recursos y cambios fisicoquímicos que se lleven a cabo en cada una de ellas.



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



UNIDAD 1

MÉTODO EXPERIMENTAL



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



Contenido breve

- 1.0 Objetivos.
 - 1.1 Particular.
 - 1.2 Específicos.
- 2.0 Introducción.
- 3.0 Ciencia.
 - 3.1 Características de la ciencia
 - 3.2 Finalidades de la ciencia.
 - 3.3 Clasificación de la ciencia.
- 4.0 El método experimental.
- 5.0 Etapas del método experimental.
 - 5.1 Observación del hecho o fenómeno.
 - 5.2 Detección del problema.
 - 5.3 Delimitación del problema.
 - 5.4 Identificación de variables.
 - 5.5 Elaboración y selección de la hipótesis.
 - 4.5.1 Planteamiento de la hipótesis
 - 5.5.1 Prueba de la hipótesis.
 - 5.5.1.1 Planeación del experimento.
 - 5.5.1.2 Diseño del experimento.
 - 5.5.1.3 Redacción del procedimiento experimental.
 - 5.6 Realización del Experimento.
 - 5.7 Registro de datos y resultados de un experimento.
 - 5.8 Discusión y/o análisis de los resultados.
 - 5.9 Conclusiones del experimento.
- 6.0 Informe del trabajo experimental.
 - 6.1 Portada.
 - Nombre de la institución.



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



Titulo o Nombre del experimento.

Nombre del autor.

Fecha de entrega del informe.

6.2 Resumen y Palabras clave.

6.3 Introducción.

6.3.1 Fuentes de información.

6.4 Variables involucradas.

6.5 Hipótesis.

6.6 Procedimiento.

6.7 Lista de materiales.

6.8 Lista de reactivos.

6.9 Resultados.

6.10 Análisis de resultados.

6.11 Conclusiones.

6.12 Bibliografía.

1.0 OBJETIVOS.

1.1 OBJETIVO PARTICULAR.

Al concluir la Unidad 1, el alumno aplicará **correctamente** cada una de las etapas del método experimental **en cualquier propuesta** de investigación que realice en el Laboratorio. **el problema que se le presente en las asignaturas de Laboratorio de Ciencia Básica I, II, III del Ciclo Básico o en el Laboratorio y Taller de Proyectos del Ciclo Profesional de la Licenciatura de Ingeniería Química.**

Aplicará el Método Experimental en los experimentos que realice en esta Unidad

1.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

Al concluir **el tema del método experimental** **la Unidad**, el alumno:

1.2.1 Expresará oralmente y por escrito:

- a) **El significado de la** **Qué es** Ciencia.
- b) Las características de la Ciencia.
- c) Las finalidades de la Ciencia.
- d) Las diferencias entre Ciencia formal y fáctica.
- e) La importancia y utilidad del método experimental.



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



2. Cada una de las etapas del método experimental

1.2.2 Identificará y diferenciará cada una de las etapas de la investigación del Método experimental dados varios problemas concretos.

1.2.3 a todo proceso de investigación que realice en el laboratorio.

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

1.2.4 Con base en la bibliografía consultada, analizará objetivamente los resultados obtenidos en los experimentos para desarrollar su capacidad de análisis.

3. Consultará bibliografía específica para la elaboración, información y/o contrastación de resultados.

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

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

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

2.0 INTRODUCCIÓN

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, 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; por que los hombres hacedores de 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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, ya es 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 dé 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.

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.

3.0 CIENCIA

Ciencia según el diccionario, es “El conocimiento cierto de las cosas por sus principios y causas” [3]. O bien, “El conjunto sistematizado de conocimientos que constituyen un ramo del saber humano” [4]. Con todo, es importante señalar que, mientras la primera definición se centra en la certeza con que han de conocerse las cosas, la segunda parece inclinarse por la sistematización de los conocimientos.

En sus orígenes, la ciencia, para los pensadores griegos era interpretar a la naturaleza de acuerdo a 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 periodo 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



que una simple actividad cognoscente, una manera diferente de vivir y mirar al mundo, de relacionarse creativamente con el universo.

[3,4] (Arana, 2007)

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, 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 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 solo un conjunto de leyes empíricas mediante las cuales se aplican hechos y propiedades de hechos que pertenecen al dominio de la 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 Maefariane 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 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

con el conocimiento, empero, la ciencia no es solo 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 estos conjuntos de verdades demostradas estén estrechamente vinculados entre sí y sistemáticamente unidas.

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 a 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 en meras suposiciones al azar o imaginaciones. El que se apoye en juicios y no en meros pensamientos, 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 Química, Biología, Física, o bien, a través de razonamientos lógicos, como en el caso de las matemáticas.

El hecho de que la ciencia sea verificable, conduce invariablemente a su **falibilidad**, es decir, 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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



El trabajo de investigación se apoya en conocimientos ya 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 FINALIDADES DE LA CIENCIA

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

- a) **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 entendibles, da una explicación racional de ellos y los hace manejables una vez que conoce sus causas.
- b) **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).
- c) **Encontrar el bienestar material** con ayuda de la ciencia. ~~De esta forma~~, el hombre ejerce su dominio sobre la naturaleza, **de manera sustentable y racional**, 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 ser la ciencia, **comprometida con el hombre y la naturaleza que lo provee**, 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~~ será la única forma de tomar conciencia.



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



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 su hipótesis.

Las ciencias formales, no recurren a la experimentación directa, no trabajan con hechos para probar su 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 objetivo** 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 del ámbito científico, pero relacionados con la industria. **Tal es el caso de la Ingeniería Química, cuyo principal objetivo es el de realizar la transformación de materias primas diversas en productos y/o servicios útiles y de valor comercial para la sociedad.** 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 o distribuir un bien o servicio.

4.0 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



propone, es el llamado método científico. Así la Matemática, la Química, la Biología, etc., 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 más no por ella separada del intelecto, el cual guía 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 solo 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 ciertas prácticas y habilidades mentales, **y así como** 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.

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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 pueda suceder. Por tanto, el método experimental es el procedimiento planeado para descubrir las formas de la existencia de los procesos del universo, desentrañar sus conexiones internas y externas, generalizar y profundizar conocimientos, demostrarlos con rigor racional, comprobarlos experimentalmente y utilizarlos en la práctica.

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 medula espinal del experimento y como auxiliares a este, la medición y la observación.

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 **el problema** fue correcta y, **en segundo lugar**
- Si el problema se resolvió como consecuencia de **plantearlo correctamente** **de 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 aún aquellos problemas que escapan al recinto estricto de la ciencia, como los políticos, sociales, etc.
- Suministra esa estructura tan sólida que constituye el nuevo tipo de racionalidad, la racionalidad práctica, que es característica de nuestra era.
- Permite valorar la importancia de la ciencia y tecnología.



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



5.0 ETAPAS DEL MÉTODO EXPERIMENTAL

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

La primera de ellas se encuentra presente en todo el proceso de investigación y además actúa en forma individual en las diferentes etapas del método experimental cuando éste se particulariza. Así, por ejemplo, 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, donde 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- Observación del hecho o fenómeno.
- 2- Detección del problema.
- 3- Delimitación del mismo problema (objetivo del experimento).
- 4- Identificación de variables.
- 5- Elaboración de la hipótesis.
- 6- Prueba de la hipótesis (experimento o validación empírica).
- 7- Registro de datos y resultados.
- 8- Discusión, interpretación y/o análisis de resultados de los resultados.
- 9- Conclusiones.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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 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 OBSERVACIÓN DEL HECHO O FENÓMENO

La observación es ~~un método~~, una forma de adquirir 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 datos e información que posteriormente el intelecto interpreta y elabora teóricamente. La observación 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 cuidadosamente en los objetos seleccionados para tal efecto, ya que se trata de una actividad intencional, orientada a la captación de datos pertenecientes a tales objetos.

Lo anterior puede señalarse aún en el caso de la llamada observación accidental, en que la ausencia de intención solo existe antes de su realización cuando es simple percepción, pero en la ~~que cual~~ el elemento intencional se presenta tan pronto como la observación se configura.

Se requiere ~~En la observación científica se requiere~~ que la observación científica ~~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.

John Stuart 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:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

1. En el orden físico, además de tener los sentidos que se han de usar en perfecto estado, **y así como de** emplear instrumentos de indiscutible fidelidad y utilidad (**microscopio, termómetro, potenciómetro, balanza analítica, cronómetro, fotografía, etc.**), es muy importante saber transformar los datos que otros sentidos proporcionen en datos oculares o visuales y fidedignos.
2. En el orden intelectual, se requiere espíritu de observación, unido a cierta curiosidad etiológica y sagacidad inteligente, para inferir leyes experimentales y organizar elementos aparentemente inconexos.
En la catedral de Pisa, hay 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, pero en determinados casos, la valentía intrépida, más no la estupidez e irresponsabilidad. Por 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 estratósfera, han tenido que arriesgar su vida y mantener la serenidad para observar científicamente, en medios de innegable peligro.

En el caso de la Ingeniería Química es a priori la observación ya que con esto se detectan los problemas o posibles fallas, que son los que nos llevan a la creación de una solución ~~para el bien social~~, ya sea ofreciendo un producto y/o servicio para la sociedad.

5.2 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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



Pasteur accedió y fue a la destilería, olfateó las cubas que no daban alcohol, recogió unas muestras de 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. Colocó 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 (observación). 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? (Kruif, 2018)

Como puede notarse del pasaje anterior, detectar un problema implica hacer preguntas significativas ~~en derredor de un~~ sobre el 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, **es decir, sin fundamento teórico.**

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 si 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 Pasteur?

La información, de un fenómeno, puede ser captada, como en el caso de Luis 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 de 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.



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



5.3 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 pequeño que los fermentos: solo medían una milésima de milímetro, pero ¿Qué podrá ser esto? (Kruif, 2018)

En **el 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 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:

- a) 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 **o variables** involucrados íntimamente con el problema y, por ende, circunscribir el campo de acción.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

- b) Simplificar el problema, es decir definirlo y escribirlo en términos singulares para no querer abarcar todo, sino únicamente la parte que será sometida al estudio.
- c) Explicar la forma en cómo 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 Luis 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 cómo va filtrando los datos observados para centrar el problema e intentar resolverlo, sin querer abarcar en si todo lo que es la fermentación.

Aquí es importante mencionar que en las asignaturas de Laboratorio de Ciencia Básica I, II y III, así como en los Laboratorios y Taller de Proyectos de 6^o y 7^{mo} semestres, la delimitación del problema se establece en los objetivos de cada uno de los experimentos que el alumno realizará.

5.4 IDENTIFICACIÓN DE VARIABLES

Consiste en analizar cuáles son los factores que intervienen directamente en el experimento a realizar para determinar las condiciones bajo las cuales es posible provocar el fenómeno a voluntad. Será necesario, 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 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.

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.

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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~~ **los efectos** y serán las que se determinen experimentalmente y de hecho están enunciadas en el problema e hipótesis. En cambio, las variables independientes se identifican con ~~los efectos~~ **las causas** y son aquellas cuya influencia puede modificar a las variables dependientes y **para evitar eso**, el experimentador las **establece y** mantiene bajo control, **permaneciendo constantes** a través de todo el experimento.

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

5.5 ELABORACIÓN Y DE LA HIPÓTESIS

Tal vez estos bastoncitos del líquido de las cubas enfermas estén vivos. **Tal vez** luchen con los fermentos, venciéndolos. ¡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 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 **y las variables involucradas**, se plantean las alternativas que tentativamente lo pueden solucionar. Dichas alternativas son una posible respuesta o explicación al problema. **Toda posible respuesta o suposición o explicación comprobable basada en conceptos fundamentales** y encaminados a solucionar tentativamente un problema recibe el nombre de **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,



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



aumenta su grado de 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 errar, 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 atingencia).
- 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.

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 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).



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



A continuación, se relata sucintamente como uno de los conspicuos científicos renacentistas logró formular la ley general de la caída de los cuerpos, (tomada del libro introducción a la lógica y al método científico, vol. 2, Morris Cohen 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:

$$V=at$$

Dónde:

V= representa la velocidad.

a= el aumento de la velocidad por segundo.

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 si podían ser verificadas de 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



este último. Esto refuerza los elementos de juicio a favor de la hipótesis de que los cuerpos caen con aceleración constante.

De manera similar, Galileo dedujo que las trayectorias de los proyectiles disparados por un cañón formaban un cierto ángulo con el horizonte y 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. Recuérdese que Newton no gustaba usar el término hipótesis, aunque en realidad era eso.

“Lo que usted desea de mí, es solo una explicación de propiedades; fijaré mis opiniones en forma de suposiciones, como sigue:

1° Supongo que existe una sustancia etérea difundida en 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 de los experimentos magnéticos y eléctricos es la acción reciproca mediante la cual los cuerpos que se hayan en ciertos estados hacen moverse a otros colocados a distancia 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 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 verificarlos antes de que se imprima este boletín. No obstante, puedo mencionar un hecho que no he visto señalado en ninguna otra obra y que, según creo, pertenece a la misma clase de fenómenos que los antes descritos.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

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 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 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.”

Finalmente, la(s) hipótesis se redacta(n) una vez que han sido identificadas las variables que están involucradas en el experimento, porque la variable dependiente (como su nombre lo indica), dependerá de las variables independientes que se van a establecer o controlar en el Laboratorio. Generalmente se redacta en términos de posibilidad, de algo que se espera que suceda y no como una afirmación de hechos futuros.

Se puede usar en su redacción:

- a) Si ... entonces ...
- b) Si ... puede ser que ...
- c) Es probable que ...
- d) Se espera que ...
- e) Supongo que ...

5.5.1 PRUEBA DE HIPÓTESIS

“En esta mezcolanza del líquido de las cubas de fermentación me es imposible estudiar los bastoncitos que considero como seres vivos, reflexionaba 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 existía solo uno”.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



En términos generales, la prueba de 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 la refuten.

Ahora bien, para que el experimento resuelva el problema planteado, es necesario planearlo, diseñarlo y ~~realizarlo~~ llevarlo a cabo.

5.5.1.1 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 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” (2003): “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”.

5.5.1.2 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**.

Un diseño experimental es el plan o la descripción de algún procedimiento que se piensa realizar con base en lo que se quiere demostrar (hipótesis). Tal descripción puede hacerse con dibujos y con palabras. Para hacer un diseño correctamente es necesario conocer el proceso que va a seguirse en el laboratorio y describirlo con todo detalle posible.

Conocer, vigilar y regular todas las variables inherentes al experimento es lo que suele llamarse control de variables. Este control es de capital importancia y tiene por objetivo



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



evitar que los resultados se vean afectados por factores ignorados que, sin duda, llevarán a obtener conclusiones falsas.

También hay que especificar varios aspectos muy importantes, en el diseño del experimento:

- a) el número de ensayos,
- b) el líquido o reactivo a usar,
- c) las concentraciones de las disoluciones,
- d) el volumen a medir o de disoluciones a preparar,
- e) la masa a pesar,
- f) el instrumento para medir volumen o masa,
- g) los rangos de temperatura de los termómetros a usar,
- h) el tipo de termómetro a emplear,
- i) los equipos, aparatos y materiales que se van a utilizar
- j) las condiciones en que habrá de llevarse a cabo el experimento (temperatura o presión constante, alta temperatura o baja temperatura, por ejemplo)

Por último, se requiere una descripción detallada del procedimiento que se va a seguir, haciendo hincapié en la forma en que se van a controlar las variables y qué, cómo y cuándo se debe medir esta o aquella variable.

A este respecto Se debe tener en mente que el empleo de tal o cual materiales, instrumentos y equipos, 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.

5.5.1.3 PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

El diseño del experimento, será la base para desarrollar el procedimiento. 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 material, equipo, instrumentos, reactivos y sustancias, así como, de mencionar claramente las medidas de seguridad y los datos que se deben registrar, como se muestra en el ejemplo siguiente:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



Desengrasar con Acetato de Etilo [líquido elegido con base en sus propiedades físicas y químicas] el fieltro de hierro (lana de hierro) e introducirlo en el fondo de una probeta de 10 ml (graduada en decimas de ml o 1/10) [selección del instrumento de medición, su capacidad y su escala], apretándolo suavemente a fin de evitar que caiga al invertir dicha probeta [precauciones].

Hecha esta operación, llenar con agua la probeta e introducirla invertida dentro de la cuba hidroneumática que ya tiene un termómetro [selección del aparato de medición en la condición de temperatura establecida].

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 [mediciones preliminares].

Determinar cada 15 minutos [intervalo establecido para esta variable independiente] el nivel que tiene el agua dentro de la probeta [medición de variable dependiente], la altura de la columna hidrostática (para hacer correcciones por presión hidrostática) [medición de variable] y la temperatura [medición de variable].

~~Conviene determinar~~ Medir o anotar la presión constante [medición de "variable" constante] a la que se trabaja, así como la temperatura ambiental [medición de "variable" constante], para hacer las correcciones pertinentes.

Repetir las lecturas por espacios de tres horas [intervalo establecido] y trazar una gráfica [representación de datos experimentales] de volumen (corregido) en mililitros con el tiempo (en segundos o en minutos, según el número de datos).

Obtener la ecuación empírica de la gráfica [resultado final del experimento] y analizarla para determinar la relación entre las variables [vinculación con el objetivo propuesto].

~~Por último,~~ Demostrar que el gas producido es Nitrógeno [conclusión del experimento].

5.6 REALIZACIÓN DEL EXPERIMENTO.

La experimentación es la realización en terreno de la praxis del 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 ~~del proceso~~, estableciendo y controlando deliberadamente las condiciones de su funcionamiento, medición y observación bajo las cuales será posible su estudio.

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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



La realización del experimento se conoce bajo el nombre de procedimiento experimental. En el procedimiento experimental se conjugan íntimamente la planeación, el diseño, la observación y la medición.

Como ya se explicó anteriormente, 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 si 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 puede determinar a priori, pero si conocerse a posteriori. Para comprender mejor esta etapa de la experimentación analícese el siguiente experimento:

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 puedan provocarse a voluntad. No constituye por lo tanto una operación independiente, sino un valioso modo de observación científica, conforme a reglas y métodos orientados por una hipótesis previamente formulada. La experimentación en sí, presenta varias funciones, como las siguientes:

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

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.



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



5.7 REGISTRO DE DATOS Y RESULTADOS DE UN EXPERIMENTO.

“Tal vez no haya ningún caldo transparente que permita ver crecer esos malditos bastoncitos, pero me asomare por si acaso (murmuraba 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 de laboratorio dibujaba en las paredes grotescas sombras gigantescas, y murmuro una vez más:

“Hay hileras de burbujas que brotan de las motitas grises que plante 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. Acaricio la botella y la agito 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-. Si ahora voy, contesto a Madame Pasteur quien lo había llamado rogándoles 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) **o medidas cuantitativas** y la segunda, por información ocular (observando cambio de color, formación de cristales, producción de gases, etc.) **o medidas cualitativas**. De aquí que el experimentador no se debe distraer y sí atender y aguzar sus sentidos para captar con todo rigor lo que el experimento le puede ofrecer o mostrar.

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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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 quedará 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 prolíficamente 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 y 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 procede a la discusión y análisis de los resultados, para inmediatamente **después** elaborar conclusiones.

5.8 DISCUSIÓN DE LOS RESULTADOS

La discusión y análisis de los resultados son **operaciones lógicas** **razonamientos lógicos** 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 plenamente comprobadas. No se trata de justificar el éxito o el 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.



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



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 **en cada experimento**.

Ciertamente que discutir y analizar los resultados no es fácil al principio, por ello, no se debe perder de vista **el objetivo u objetivos planteados 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.

5.9 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 del experimento fue posible comprobar la hipótesis y por ende resolver el problema u **objeto objetivo** fijado. Además, en este rubro se puede 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 las veces que **sea necesario así se requiera** hasta lograr la respetabilidad y reproducibilidad.



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



Logrado lo anterior, el ciclo propiamente experimental se da por concluido y lo que resta es comunicar **los hallazgos** a través de un informe del experimento efectuado.

6.0 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, estos 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 forma impersonal y en pretérito, **por ejemplo: Se midieron 5 ml de agua con una pipeta graduada.**

A continuación, se exponen los puntos esenciales que debe reunir un informe tipo artículo de revista.

6.1 PORTADA

Deberá incluir la siguiente información:

- a) **Nombre de la institución:** se escribirá correctamente y sin abreviaturas, excepto aquellas que sean ampliamente conocidas por la comunidad científica. Se recomienda incluir escudos de la Institución educativa.
- b) **Título:** **debe corresponder al experimento realizado** y sirve para identificar el artículo. Figura en la primera página, debe ser breve, pero que exprese con toda claridad el tema investigado.
- c) **Nombre del autor:** se escribe empezando por el nombre **y después** los apellidos
- d) **Fecha de entrega del informe.**



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



6.2 RESUMEN Y PALABRAS CLAVE

Resumen: es la **presentación descripción** concisa de lo que se realizó en el experimento. **La función del resumen es presentar una visión general pero sucinta del trabajo desarrollado, sin tener que leer todo el informe** e incluye el problema, finalidad u objetivo tratado, los resultados **más importantes** y las conclusiones. **Es decir, el resumen debe contestar 3 preguntas: ¿qué hiciste?, ¿qué obtuviste? y ¿qué concluíste?**

[5] La extensión del resumen depende del experimento efectuado, pero de acuerdo a los experimentos que se realizarán en el laboratorio, son más que suficientes **menos alrededor** de diez **ocho** renglones. ~~La función del resumen es presentar una visión general pero sucinta del trabajo desarrollado, sin tener que leer todo el informe.~~

[5] Estas preguntas sólo son una guía para redactar el resumen y no deberán anotarse en el mismo.

Finalmente, en el resumen no se debe **volver a** describir la técnica o procedimiento seguido en el experimento, aunque si es un método conocido, **es mejor se** menciona al autor ~~de él~~ o el nombre bajo el cual se conoce **la técnica empleada compone**. Ejemplos:

(¿qué hiciste?) Se determinó experimentalmente la densidad del Cobre y Aluminio, aplicando el principio de Arquímedes. **(¿qué obtuviste?)** Se obtuvieron como resultados 2.3 y 8.5 g/cm³, respectivamente a una temperatura de 25 °C. **(¿qué concluíste?)** Valores que comparados con los datos reportados en el Lange's Handbook of Chemistry lo hacen confiables y aceptables.

Con base en lo anterior, el resumen solo podrá elaborarse al concluir el experimento.

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

6.3 INTRODUCCIÓN

La introducción proporciona el marco de referencia del trabajo desarrollado. **A los profesores**, ~~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,~~ **Al alumno, le permite** determinar el campo de estudio y proporcionar los



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



antecedentes teóricos-metodológicos que hasta la fecha se tienen en relación con el problema planteado.

Consecuentemente en la introducción se deberán 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 evidencia 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 en razón de que la revisión bibliográfica previa a la experimentación proporciona al estudiante la información teórica y técnica necesaria para desarrollar el experimento.

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 guio la experimentación.

6.3.1 Fuentes de información

En virtud de que en la introducción se escriben los fundamentos científicos del experimento y estos provienen de la información recabada sea en las actividades sugerida en el protocolo de experimentos o por la consulta de conceptos, leyes, teorías, etc. Es costumbre en la redacción de un informe científico citar las diferentes fuentes de información consultadas de acuerdo a 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 mol 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.
- 2- Cuando se interpreta un texto, únicamente se cita el autor y entre paréntesis el año de edición del libro. Ejemplo: Umland Bellama (2000) hace énfasis...; de acuerdo con Ramette (2002).



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



6.4 VARIABLES INVOLUCRADAS

Se anotan antes de la hipótesis y se deberán clasificar en independientes y dependientes.

Habrán ocasiones en que una variable independiente permanezca constante a lo largo del experimento, por ejemplo, la presión atmosférica. En estos casos específicos, se listarán como constantes.

6.5 HIPÓTESIS

La(s) hipótesis se anota(n) al final de la introducción y se redactan como se indicó en el apartado 5.5.

6.6 PROCEDIMIENTO

Se deberá redactar a manera de listado (se pueden usar viñetas) y como se indicó antes, en modo impersonal y en pasado o con verbos en infinitivo.

6.7 LISTA DE MATERIALES

Se listan siguiendo el mismo orden de la papeleta de solicitud al interlaboratorio:

CANTIDAD	DESCRIPCIÓN	CAPACIDAD
1	Vaso de precipitados	50 ml

6.8 LISTA DE REACTIVOS

Se listan siguiendo el mismo orden de la papeleta de solicitud de reactivos en el CERFyS:

CANTIDAD	UNIDAD	DESCRIPCIÓN
10	ml	Ácido sulfúrico

6.9 RESULTADOS

En este apartado se deberá anotar toda la información arrojada por el experimento:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



- a) Cálculos de preparación de disoluciones.
- b) Reacciones que se llevaron a cabo.
- c) Variables medidas: Temperatura, tiempo, concentraciones, presión, volumen, etc.
- d) Fórmulas utilizadas.
- e) Valores calculados.
- f) Tablas de datos para elaborar gráficas.
- g) Gráficas.
- h) Mediciones cualitativas, etc.

3.1 ANÁLISIS DE RESULTADOS

En esta sección es preciso tener de tablas, gráficas, histogramas y polígono de frecuencias, etc.

Es aquí donde el alumno hará gala de la información de que dispone para explicar objetivamente por qué se obtuvieron los resultados en el experimento; regresa al objetivo como guía para establecer si se cumplió cabalmente o no y a la hipótesis, para determinar si se valida o no. Asimismo, es el punto donde el alumno podrá proponer alternativas al procedimiento seguido, cuando los resultados no fueron los que esperaba o reporta algún descubrimiento.

3.2 CONCLUSIONES

De acuerdo al diccionario, una conclusión es la acción de concluir y esta 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 se redactará ~~estará encaminada a establecer si~~ con base en 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



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



deberán tener cabida en las teorías existentes y permitirán dar mayor amplitud a su campo de acción. YA SE HABÍA MENCIONADO EN EL PUNTO NÚM. 5.9

6.10 BIBLIOGRAFÍA

Se citan las fuentes bibliográficas consultadas escribiendo correctamente la ficha bibliográfica. 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 redactar la bibliografía.

Según las normas APA sexta edición:

Libros: Autor, A. A. & Autor, B. B. (Año). Título del libro. Ciudad de edición: Editor.

Manuales: Apellido, N. autor epígrafe. (año). Título epígrafe. En Título diccionario o manual en cursiva (Vol. n.º, p. n.º primera página-n.º última página). Ciudad: Editorial.

Revistas: Autor, A. A., Autor, B. B., & Autor, C. C. (Año). Título del artículo. Título de la revista, vol. (no.), pág. desde-hasta.

Enciclopedia: En Título diccionario o enciclopedia en cursiva (Vol. n.º, p. n.º primera página-n.º última página). Ciudad: Editorial.

Tesis: Apellido, N. (año). Título en cursiva: subtítulo en cursiva (Tesis doctoral / Trabajo de Fin de Máster / Trabajo de Fin de Grado no publicado). Nombre universidad, Comunidad autónoma o país.

El autor se escribe:

- a) Para libros en inglés: apellido paterno completo, iniciales del nombre y apellido materno.
- b) Para libros en español: apellido materno y paterno completo, inicial del nombre.

EJEMPLOS:

LIBRO: Porter, M.E. (2009). *Estrategia Competitiva: Técnicas para Analizar Industrias y Competidores* (1ª ed.). Madrid, España: Pirámide.

MANUAL: Koch, S. (Ed.). (1959-1963). *Psicología: un estudio de la ciencia* (Vols. 1-3). McGraw-Hill.



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



REVISTA: Castañeda Naranjo, L. A. y Palacios Neri, J. (2015). Nanotecnología: fuente de nuevos paradigmas. *Mundo Nano. Revista Interdisciplinaria en Nanociencias y Nanotecnología*, 7(12), 45–49.

ENCICLOPEDIA: Real Academia Española. (2014). *Diccionario de la lengua española* (23a ed.).

TESIS: Varga Pérez, J. A. (2018) *Detección y prevención de virus respiratorios aplicado a plásticos burbujas* [Tesis de doctorado no publicada]. Universidad Católica.

BIBLIOGRAFÍA

- 1- Arana, F. (2007). Método experimental para principiantes. México: Fondo de cultura económica.
- 2- Asimov, I. (2000). Introducción a la ciencia. Barcelona: Plaza & Janes.
- 3- Baird, D. C. (2000). Experimentación. EU: Prentice Hall.
- 4- Bernal, D.J. (2001). Ciencia y previsión científica. México: Roca, S.A.
- 5- Bertrand, R. (2002). Fundamentos de filosofía. Barcelona: Plaza & Janes.
- 6- Bertrand, R. (2002). La perspectiva científica. Barcelona: Ariel.
- 7- Blanche, R. (2000). El método experimental y la filosofía de la ciencia. México: Fondo de cultura económica.
- 8- Bunge, M. (2000). La ciencia, su método y su filosofía. Argentina: siglo XX.
- 9- Bunge, M. (2002). Intuición y ciencia. Argentina: EUDEBA.
- 10-C.N. E. B. (2003). Biología, interacción de experimentos e ideas. México: Limusa.
- 11-Cid, F. (2001). Historia de la ciencia, vols. 1,2 y 3. Barcelona: Planeta.
- 12-Cohen, M. y Nagel, E. (2003). Introducción a la lógica y al método científico, Vol. 2. Argentina: Amorrortu.
- 13-Descartes, R. (2005). Discurso del método y meditaciones metafísicas. Perú: Universo.
- 14-Fedoseev, P. N., Rodríguez, S. M. y Rusavin, G. (2001). Metodología del conocimiento científico. La Habana: Ciencias sociales.
- 15-Feyerabend, K. P. (2003). Contra el método. Barcelona: Ariel.
- 16-Geymonat, L. (2001). El pensamiento científico. Buenos aires: EUDEBA.
- 17-Gortari, E. (2005). La ciencia de la lógica. México: Grijalbo.



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



- 18-Gortari, E. (2005). El método de las ciencias. México: Grijalbo.
- 19-Gutiérrez, C. M. (2003). Metodología de la ciencia. México: Herrero, S. A.
- 20-Harre, R. (2000). El método de la ciencia. México: CONACyT.
- 21-Hessen, J. (2001). Teoría del conocimiento. Argentina: Losada, S. A.
- 22-Kedrov, M. B. y Spirkin, A. (2000). La ciencia. México: Grijalbo.
- 23-Kopnin, P. V. (2001). Hipótesis y verdad. México: Grijalbo.
- 24-Koyre, A. (2003). Estudio de la historia del pensamiento científico. México: Siglo XX.
- 25-Kurganoff, V. (2001). La investigación científica. Argentina: EUDEBA.
- 26-Larroyo, F. y Juárez, A. (2005). Lógica y metodología de las ciencias. México: Porrúa.
- 27-López, L. J. C. (2004). Método e hipótesis científica parte 1 y 2. México: ANUIES.
- 28-Martínez, P. F. (2006). Filosofía de la ciencia empírica. Madrid: Paraninto.
- 29-Padilla, H. (2004). El pensamiento científico. México: ANUIES.
- 30-Rivera, N. M. (2005). Comprobación científica de hipótesis. México: ANUIES.
- 31-Rosenblueth, A. (2001). El método científico. México: Fournier, S. A.
- 32-Walker, W. (2000). El pensamiento científico. México: Grijalbo.
- 33-Yuren, T. C. (2003). Leyes, teorías y modelos. México: ANUIES.



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE
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 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, **de a** observar “científicamente”, **de a** elaborar hipótesis, bien con base **en a** resultados obtenidos o **en a** observaciones, **de a** realizar experiencias sencillas tanto cognoscitivas como psicomotoras y afectivas, pero de manera sistemática; **de a** redactar resultados obtenidos, **de a** extraer conclusiones lógicas de ellos, **de a** emplear la imaginación, **de a** incrementar su capacidad de razonar y analizar crítica y objetivamente 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. De laboratorio



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

EXPERIMENTO SOBRE DIFUSIÓN

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

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

Cuestionarse.

- 1.1- Qué es y qué sucede durante el fenómeno.
- 1.2- Qué parte del fenómeno estudiará cada grupo de alumnos.
- 1.3- De qué manera se logrará la regularidad del fenómeno.
- 1.4- Qué elementos de observación permitirán detectar la parte del fenómeno elegida.
- 1.5- Las posibles causas que originan la parte del fenómeno por estudiar para argumentar las hipótesis de trabajo.
- 1.6- Qué diseño del experimento es el más factible.
- 1.7- Investigar las propiedades químicas, físicas y toxicológicas 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 establecerla generalidad del mismo.

Bibliografía

Baker, J. (1970). Biología e investigación científica. Colombia: Fondo de cultura económica.

Murray, R. K. (1998). Bioquímica de Harper. México: Manual moderno.

Babor, J. (1995). Química general moderna. México: Marín.

Responsable

Jorge Rivas Montes



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



OBTENCIÓN DEL PESO MOLECULAR DE UN LIQUIDO

La finalidad de este experimento es que el alumno determine el peso molecular de un líquido, aplicando la ecuación general **de gases ideales**

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 cuales 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. (1977). Prácticas de química física. Moscú: Mir.

Maron, S. H. y Pruton, C. F. (1995) Fundamentos de fisicoquímica. México: Limusa. pág. 46 a 50.



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



UNIDAD 2

REGISTRO Y MANEJO DE DATOS EXPERIMENTALES



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



CONTENIDO BREVE

- 1.0 Objetivos
- 2.0 Introducción
- 3.0 Conceptos de **medición** **medida** e instrumentos
 - 3.1 Clase de medidas**
 - 3.2 Exactitud y precisión de las medidas**
 - 3.2.1 Relación entre exactitud y precisión
- 4.0 Errores en la medición
 - 4.1 Errores sistemáticos o determinados**
 - 4.2 Fuentes de errores sistemáticos
 - 4.3 Errores aleatorios o indeterminados
 - 4.4 Fuentes de errores aleatorios**
- 5.0 Parámetros estadísticos
 - 5.1 Valor medio (vm)
 - 5.2 Calculo de la exactitud
 - 5.3 Calculo de la precisión
 - 5.4 Relación entre la exactitud y la precisión**
 - 5.5 Rechazo de un resultado
- 6.0 Representación gráfica de datos y ecuaciones empíricas
 - 6.1 Escalas de una gráfica
 - 6.2 Análisis de regresión **lineal**
 - 6.2.1 Análisis de correlación**
 - 6.3 Ajuste a una recta de relaciones no lineales
 - 6.3.1 Relación exponencial
 - 6.3.2 Relación potencial
 - 6.3.3 Relación logarítmica

1.0 OBJETIVOS

1.1 OBJETIVOS PARTICULARES

- 1.1.1 El alumno distinguirá y controlará las diferentes fuentes de error para reducirlas lo más posible en los experimentos que se lleven a cabo en el Laboratorio de Ciencia Básica.**
- 1.1.2 El alumno aplicará el análisis de regresión lineal para encontrar el mejor modelo matemático que representa una serie de datos obtenidos experimentalmente.**



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



1.1.3 El alumno aplicará el análisis estadístico de datos obtenidos experimentalmente para verificar la exactitud y precisión de los mismos.

1.1.4 Aplicará el Método Experimental en los experimentos que realice en esta Unidad

1.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

Al concluir esta Unidad, el alumno:

1.2.1 Definirá con sus palabras los siguientes conceptos:

- Medición. y medida
- Error, equivocación y discrepancia.
- Error Sistemático y Aleatorio.

1.2.1 Identificará las diferentes fuentes de error más comunes en el Laboratorio de Ciencia Básica.

1.2.2 Las características de los errores Identificará y clasificará los diferentes tipos de error.

Explicará oralmente:

Fuentes de error más comunes. (ya se tomó en cuenta arriba)

Características de los errores. (Se pasaron arriba)

Registro de datos (abajo)

1.2.3 Será capaz de hacer:

- El registro de datos experimentales
- La representación gráfica de datos experimentales en y uso de escala lineal y no lineal

1.2.4 Gráfica Observará y analizará la relación que mantienen las variables de una gráfica

Utilidad de una gráfica.

Diferentes tipos de curvas y sus gráficas

1.2.5 Distinguirá los diferentes tipos de curvas modelos matemáticos que ajustan una serie de datos:

- Lineal



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



- Exponencial
- Potencial y
- Logarítmico

1.2.6 Determinará cuál es la ecuación empírica que representa una serie de datos experimentales representados en una gráfica, mediante el método de mínimos cuadrados

1.2.7 Aplicará el tratamiento estadístico de a datos experimentales:

- Media
- Desviación estándar
- Límites de confianza

1.2.8 Interpretará y analizará los resultados obtenidos en el tratamiento estadístico de datos

3 Aplicara todos estos puntos a los experimentos realizados en esta unidad al:

- a) Identificar los diferentes tipos de errores y sus fuentes principales.
- b) Hacer un registro y análisis de los datos experimentales.
- c) Trazar una gráfica empírica con los datos experimentales.
- d) Analizar una gráfica y asociarle su ecuación empírica.
- e) Aplicar el tratamiento estadístico a los datos experimentales

3 Realizará los experimentos que ilustren todos los puntos anteriores.

2.0 INTRODUCCIÓN

En el tema estudiado del método experimental, su significado, importancia y etapas del 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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

Los experimentos permiten el estudio cualitativo y cuantitativo de algunas propiedades, relacionadas con el fenómeno que 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 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, por qué 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, qué 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

3.0 CONCEPTOS DE MEDICIÓN 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, etc. 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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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 °C, etc. 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 solución 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 de la escala. A mayor número de dígitos, mayor será 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 verdadero.

Como en las ciencias experimentales se determinan propiedades o miden magnitudes, se recurre a los sentidos, la observación y el empleo de instrumentos. Mediante éstos



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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, etc.

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, etc. 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.**

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 en la medición.

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

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°C a 150°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 esta expresada en las divisiones de las unidades que se puede leer en la escala. Para el termómetro es de un grado (no se pueden leer decimas de grado, aunque hay termómetros graduados en décimas, pero el del ejemplo no); para la balanza analítica es un diezmilésimo de gramo.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



Sensibilidad (sensitivity). 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 en instrumento confiablemente.

Fiabilidad (reliability). Es la probabilidad de que un instrumento se comporte dentro de los límites especificados, durante 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 que **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 de 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 tocar un objeto, sólo podremos determinar si está frío o caliente, **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 utiliza un termómetro mide con el potenciómetro** se puede saber numéricamente que tan **ácida o básica es una disolución frío o caliente (temperatura) está el cuerpo.** 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.

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 **de la** 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



que se miden directamente. Por ejemplo, la densidad de una solución 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 EXACTITUD Y PRECISIÓN DE LAS MEDIDAS

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** tiene dos significados. El primero es técnico y se refiere a la unidad de medida empleado y el segundo al grado de coincidencia entre el valor real y el valor promedio [6] calculado.

En el primer caso, la precisión, se define como la mínima unidad que se puede leer en la escala de un instrumento o equipo. Por ejemplo, en una balanza granataria el peso mínimo que se puede leer es 0.1g ; en cambio, en una balanza analítica es de 0.0001g . 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 valores: 10.4 ; 10.3 ; 10.4 ; 10.5 mL de titulante. Como se observa gran similitud, mucha concordancia y poca variabilidad entre ellas, cualitativamente se dice que tiene 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. No conocen el tema.

[6] Principios de Química. Introducción a los conceptos teóricos. Paul Ander y Anthony J. Sonessa. Ed. Limusa. México. 1985. Pp: 24, 25



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



En trabajos experimentales y en cálculos, la precisión **también** depende de la cantidad de cifras que se da en ellos. Una medida de 24 °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. **En una titulación ... la recomendación aquí, es que** se trabaje **al menos** con **4** cifras **después del punto decimal** y al final, hacer el promedio y redondeo de las mismas.

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.

En el segundo **caso**, la precisión **indica el equivalente a** reproducibilidad de las medidas que se hagan sobre una propiedad, **es decir, el significado** se refiere a la similitud o concordancia **o variabilidad** que tienen un conjunto de medidas entre sí, cuando se repite varias veces en las mismas condiciones. **En este caso, el promedio aritmético de los valores, se suele tomar como el mejor valor. Frank Brescia (1980) menciona que la medida más simple de la precisión, es la desviación promedio y se calcula determinando primero el promedio de una serie de mediciones; después se determina la desviación de cada medición individual con respecto al promedio y, finalmente, se promedian las desviaciones, considerando a cada una como una cantidad positiva [7]. Esto se ilustra mejor con el siguiente ejemplo:**

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 tener una considerable diferencia entre los valores obtenidos y el reportado. Inversamente, la precisión puede ser mala pero la exactitud no.

Cuando en una balanza granataria se determina la masa de una muestra de cloruro de Sodio y se da como resultado 2.65 ± 0.01 g, significa que la masa oscilará entre 2.64 y 2.66 g y además que la precisión es de 0.01g.

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, etc.

[7] Fundamentos de química. Frank Brescia, et. al. Ed. Continental. 1980. Pp: 345



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

A fin de que una medida sea lo más precisa posible 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 ser indispensable realizar su calibración.

Como ya se mencionó, de esta forma, la precisión de una medida, se refiere al acuerdo que existe entre un grupo de resultados experimentales sobre la misma propiedad o magnitud **y aunque en** muchos casos nada **tenga** que ver con el valor real, porque en algunas ocasiones los valores precisos pueden ser inexactos **como se mencionará más adelante en el tema relación entre exactitud y precisión**.

3.2.1 RELACIÓN ENTRE EXACTITUD Y PRECISIÓN

Una medida que es exacta no necesariamente es precisa y viceversa, aunque hay casos en que ambos coinciden.

Se dice que una medida es precisa y exacta cuando el error es muy pequeño y la reproducibilidad de la medida es grande, es decir, la medida que se determina corresponde al valor real y el número de mediciones que se hace da como resultado el mismo valor **o hay una gran proximidad entre los resultados obtenidos en la medición de la misma magnitud** [8].

Esto se ilustra con la Figura 1, que muestra en el círculo central con puntos negros, los valores determinados y el círculo interior representa el valor real.

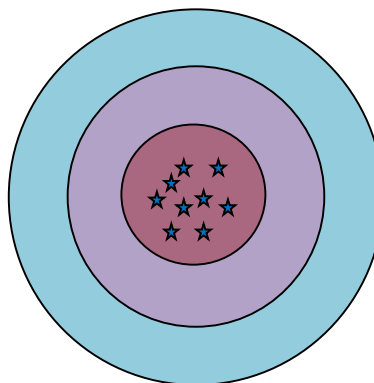


Figura 1. Exactitud y alta precisión [7]



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

En cambio, la Figura 2, muestra cierto grado de exactitud y una baja precisión **debido a la amplia dispersión de las mediciones**. Así, cuando un error produce una desviación con respecto al valor real, afectará todas las medidas por igual y la precisión, en este caso, carece de significado.

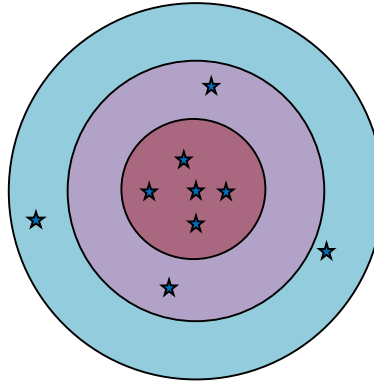


Figura 2. Baja exactitud y baja precisión [7]

Por último, el esquema tres, ilustra una precisión muy grande y una exactitud nula.

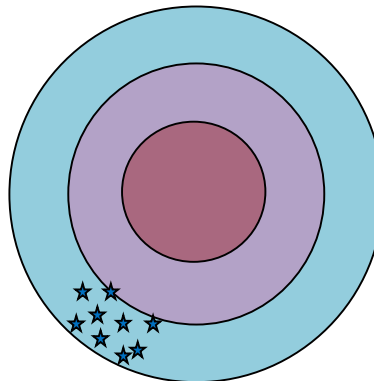


Figura 3. Nula exactitud y baja precisión (Elaboración propia) [7]

[8] Ayres. Análisis Químico Cuantitativo. 1978.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

4.0 ERRORES EN LA MEDICIÓN DE LAS MEDIDAS

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, **por lo que** es importante distinguir entre equivocación, discrepancia y error.

La **equivocación**, no es un error, es solamente consecuencia de una mala práctica **(tiene que ver con el ser humano)**. 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 **(tiene que ver con el instrumento seleccionado)**. Como el error puede ser causado por diferentes circunstancias, para facilitar su estudio, es común clasificarlos de acuerdo a su origen en sistemáticos y aleatorios.

4.1 ERRORES SISTEMÁTICOS O DETERMINADOS

Los errores sistemáticos, se conocen también con el nombre de errores determinados, por qué 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 podría diferir del volumen verdadero. Como se conoce la fuente del error, se podrá eliminar, calibrando cuidadosamente la pipeta y bureta.

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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. No conocen el tema En otro caso, cuando se emplea una pipeta de transferencia de 25mL, mal calibrada y que en realidad entrega 24.7mL. Al medir volúmenes de 25, 50,75 y 100mL, los errores por esta razón serán:

Volumen	25	50	75	100
Error	0.3*	0.6	0.9	1.2

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

4.2 FUENTE DE 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:

- 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.
- 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 cuantificación se ve afectada por la solubilidad del precipitado, la coprecipitación, la posprecipitación y el efecto del pH, entre otras.
- Fuente de error personal.** Se debe fundamentalmente a las características del experimentador. Entre ellas se puede mencionar la falta de experiencia, la falta de capacitación, el exceso de confianza y sus limitaciones propias. Por ejemplo, defectos de la vista, nerviosismo, imprudencia, arrojo desmedido, impaciencia, etc. Dentro de los errores personales, se pueden incluir los llamados errores de



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



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 o si se pueden corregir aplicando algún factor de corrección; como por ejemplo cuando se mide el volumen de algún líquido o disolución, a una temperatura diferente a la de la calibración, 20°C, se puede emplear la siguiente fórmula:

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

En donde:

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

T_a Corresponde a la temperatura de medición del volumen de V_a .

Para evitar los errores sistemáticos, en lo que respecta a los instrumentos, es recomendable que sean calibrados periódicamente **y/o se utilicen con la escala más precisa posible**. En cuanto a los métodos o 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 **puede aumentar** **aumente** si se tiene una mala técnica al pesar, como no emplear el pesafiltro y no se toma en cuenta que puede absorber humedad del medio ambiente.

4.3 ERRORES ALEATORIOS O INDETERMINADOS

Por otra parte, los errores aleatorios o indeterminados, son aquellos que afectan la medida realizada en un sentido u otro. Estos se alteran, 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 PRIMER SEMESTRE**



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 sean 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 de 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 más o 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.

4.4 FUENTES DE 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 físicas o químicas. Así, por ejemplo, es posible que algunos instrumentos eléctricos se vean afectados por variaciones de 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, delicuescente 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



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



hacer la lectura del volumen en la bureta. De esa forma el volumen leído no se verá afectado por exceso y por defecto.

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.

5.0 PARÁMETROS ESTADÍSTICOS

Existen diferentes parámetros estadísticos para darle un significado numérico a un conjunto de mediciones o datos experimentales. Por ejemplo, se pueden 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, etc. 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.

5.1 VALOR MEDIO (Vm)

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 (valor **promedio**, 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.

$$Vm = \sum \frac{Xi}{n}$$

Por ejemplo, en una titulación ácido-base, se obtuvieron las siguientes concentraciones molares: 0.098, 0.099, 0.097, 0.098. Calcular la molaridad promedio:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

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

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.

5.2 CALCULO DE LA EXACTITUD (E)

Cuando se conoce el valor verdadero (V_v) o esperado (surgido de un cálculo) o el valor conocido (alguna propiedad física reportada en un libro o artículo), el cálculo de la exactitud es sencillo. Se puede cuantificar calculando el error absoluto (E_a), el por ciento de error ($\%E$) o el error relativo (E_r).

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 medio (V_m) o el promedio y el valor verdadero (V_v).

$$E_a = V_m - V_v$$

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 verdadero de la medición multiplicado por 100:

$$\%E = \frac{E_a}{V_v} * 100 = \left(\frac{V_m - V_v}{V_v} \right) * 100$$



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



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:

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

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

El **error relativo, E_r** , 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:

$$E_r = \frac{E_a}{V_v} = \left(\frac{V_m - V_v}{V_v} \right)$$

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 parte por mil o millón. Cuando se emplea para comparar dos medidas entre sí, aquella que tenga menor error relativo será la más exacta.

5.3 CÁLCULO 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.

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



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**



**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**

el signo más, indica el límite superior y el signo 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 del 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: $d_{prom} = \frac{0.2041+0.2049+0.2039+0.2043}{4} = 0.2043$

Desviaciones individuales:

$d_1 = 0.2041 - 0.2043 = -0.0002$

$d_2 = 0.2049 - 0.2043 = 0.0006$

$d_3 = 0.2039 - 0.2043 = -0.0004$

$d_4 = 0.2043 - 0.2043 = 0.0000$

$$S = \sqrt{\frac{(-0.0002)^2 + (0.0006)^2 + (-0.0004)^2 + (0.0000)^2}{4-1}} = 4 \times 10^{-4} \text{ N}$$

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

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

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 anterior 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 repetitividad elevada. Así mientras más pequeña sea la S, mayor será la precisión y por ende la repetitividad 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.

5.4 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 aun error humano. En estos casos se recomienda repetir la medida antes de utilizar el cálculo. Para poder aplicar alguna prueba estadística es necesario suponer que la distribución de medidas repetidas es normal. Para estos casos se puede aplicar una prueba llamada Q de Dixon. Esta prueba es aplicable cuando se tienen menos de 10 valores medidos y se define por la siguiente relación:

$$Q = \frac{(\text{valor sospechoso}) - (\text{valor mas cercano})}{(\text{valor mas grande}) - (\text{valor mas chico})}$$



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



El valor obtenido de Q, se compara con valores críticos como los de la tabla 1, 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.

Tabla 1. Valores críticos para el cociente de rechazo Q

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

Fuente: D.R. Rorabacher, Anal Chem., 63:139, 2001

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:

$$Q = \frac{0.380 - 0.401}{0.410 - 0.380} = 0.7$$

De la tabla 1, para una muestra de cuatro 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



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



se aumenta la probabilidad al 99%, el valor crítico de Q es 0.926 y el valor calculado no supera el valor crítico, por lo tanto, se conserva el dato de concentración.

5.5 LIMITES DE CONFIANZA

Cuando se tiene una serie de medidas repetidas, el mejor representante del conjunto es el valor promedio. Pero este valor no es 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 este el valor real. Los límites de esa variación, se llaman límites de confianza. Esto significa que se puede afirmar con cierta probabilidad que en un determinado intervalo o límites se encuentre incluido el 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 empleando la prueba t de Student (seudónimo de W. S. Gosset), cuya ecuación es:

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

Dónde:

μ = representa la media verdadera. S= es la desviación estándar.

\bar{X}_m = es la media. n= es el número de medidas u observaciones

t= parámetro estadístico (se obtiene de tablas).

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 (\bar{X}_m) y la desviación estándar de la media:

$$\bar{X}_m = 100.5mM \quad \text{y} \quad S=3.27 mM$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

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

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

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

Al 95%:

$$\mu = 100.5 \mp \frac{2.57(3.27)}{6} = 100.5 \mp 3.4$$

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

Intervalo 99.7 a 103.9

Al 99%:

$$\mu = 100.5 \mp \frac{4.03(3.27)}{6} = 100.5 \mp 5.4$$

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

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.

6.0 REPRESENTACIONES GRÁFICAS DE DATOS Y ECUACIONES EMPÍRICAS

Cuando se realiza un experimento y se obtiene 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



- determinar la ecuación que rige al conjunto de datos, según un determinado modelo matemático como se mencionará más adelante. Se repetía con las viñetas de abajo.

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 de que existe una relación de causalidad entre las variables. Se menciona arriba.

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,
- Permite establecer la relación entre las variables; está dicho arriba
- Visualizar la presencia de puntos extremos o de inflexión;
- Determinar la periodicidad entre las variables,
- Observar las irregularidades,
- Sirve también para comparar un resultado experimental contra un teórico,
- Se pueden predecir valores no determinados experimentalmente, sea por una interpolación (valores comprendidos dentro del conjunto de datos) o una extrapolación (fuera de los datos experimentales).
- Tienen un significado propio a las cuales Al conjunto de datos, se les puede asociar una ecuación particular llamada empírica, aunque tenga semejanza con alguna ecuación analítica o un determinado modelo matemático, como se mencionará más adelante.

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. Se menciona arriba

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



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



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 solo un valor a “Y”. 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 los valores admitidos por la independiente, recibe el nombre de variable **dependiente**.

En términos prácticos, en un experimento la variable independiente es la que **establece y controla** el investigador, **ya sea** asignándole ciertos valores **o modificando dicha variable**. **o la mantiene constante**. La variable dependiente, es la variable de respuesta, es la que mide el experimentador y **en consecuencia**, 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.

Como ejemplo, **En el caso de** la solubilidad, **ésta** depende de la temperatura. La variable independiente **es será** la temperatura, ya que, a cada valor de ésta, **temperatura** le corresponde determinada solubilidad, en consecuencia, ésta es la variable dependiente. Por ejemplo, **los datos de** la solubilidad (**S**) del Nitrato de Potasio a diferentes temperaturas, se representa **a continuación** en forma de una tabla horizontal **(Ver Tabla 2)**:

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

Tabla 2. Solubilidad del Nitrato de Potasio a diferentes temperaturas

Cuando en un experimento se tiene una serie de datos, Para poder hacer **la representación gráfica**, la primer tarea es ordenar y tabular los datos obtenidos experimentalmente, sea en forma horizontal o vertical, **como se muestra a continuación con la solubilidad del nitrato de Potasio**:



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



Temp. (°C)	S (g/ 100 g H ₂ O)
20	32.0
30	46.5
40	64.5
50	110.0

Nótese en la Tabla 2, 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 (X e Y), 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. Así mismo se pueden emplear potencias de 10 si los números son pequeños o muy grandes. Por ejemplo, si se tienen los valores 0.0023 se puede representar como 2.3×10^{-3} .
- Cuando se representan valores promedio, se deberá indicar tal hecho. Igualmente, si se redondean las 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.

6.1 ESCALAS DE UNA GRÁFICA

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 independiente (X) y dependiente (Y). Esa división en segmentos representa la **graduación** de una escala.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



Se tienen diferentes tipos de escala, como la lineal y la no lineal (**logarítmica o exponencial**) y 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 graduación del segmento es igual.** Cuando se requiere este tipo de escala, es costumbre usar el papel llamado milimétrico ya que 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. **En realidad no es una ventaja y ya se dijo que depende 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 la escala logarítmica (como se muestra en la Figura 4) y exponencial.

La **escala logarítmica**, presenta espacios no uniformes porque están en proporción a los logaritmos de los números.

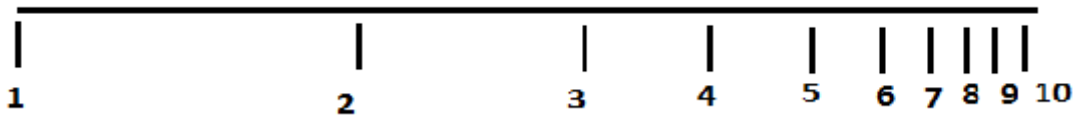


Figura 4. Escala logarítmica. (Diseño propio)

La escala logarítmica se construye obteniendo los logaritmos (**en base 10**) de los números naturales del 1 al 10 y representando los logaritmos en una escala lineal graduada de 0.0 a 1.0. **Ver figura 4.1 para una mejor aclaración.**



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

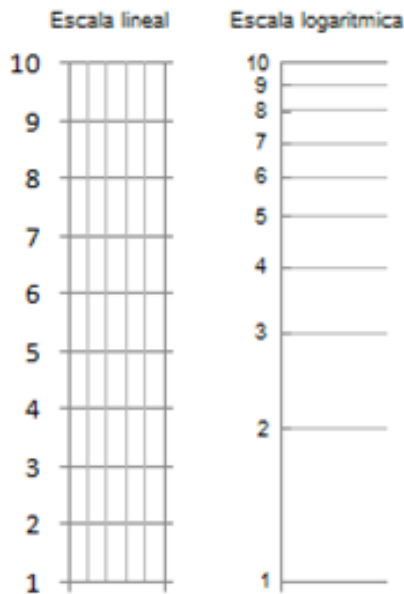


Figura 4.1. comparación de una escala lineal con una logarítmica (IQ. María Alejandra Valentán González).

En una escala logarítmica no se representan los valores de las variables, sino el logaritmo de cada valor.

La escala logarítmica puede ser de dos tipos:

- semi logarítmica o semilog y
- logarítmica o log-log.

La escala semilog se caracteriza por tener una escala logarítmica (en el eje de las Y) y una escala lineal (en el eje de las X). En cambio, la logarítmica o log-log, tiene las dos escalas en logaritmos. Además, el papel con escala semilog o log-log, se vende en modalidades de

En ambos casos y dependiendo de los valores de los pares de datos a graficar, se podrá requerir de un ciclo, dos o tres ciclos. Esto significa que cada ciclo puede representar valores del 1 al 10 (como se observa en la Figura 4), de 10 a 100 (si se multiplica por 10, cada número de la Figura 4), de 100 a 1000 (si se multiplica por 100,



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

cada número de la Figura 4), etc. Igualmente puede representar submúltiplos, por ejemplo, de 0.01 a 0.1 o de 0.1 a 1 (si se divide entre 10, cada número de la Figura 4), etc.

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.

Una vez **ordenados en pares de datos en elaboradas las** tablas y conociendo las diferentes escalas, se está en condiciones de representar en una gráfica los datos experimentales. Es importante mencionar que actualmente se disponen de paquetes para trazar graficas empleando una computadora, **Excel, por ejemplo.** Sin embargo, es **conveniente hacerlo sin esa herramienta.**

A continuación, se indican algunas recomendaciones para trazar gráficas:

- La variable independiente se sitúa en el eje de las abscisas (eje de las "X") y la dependiente en el eje de las ordenadas (eje de las "Y")
- 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 ejes, a fin de que cualquier par (X,Y) se pueda representar, esto implica que las escalas pueden ser diferentes
- Cuando se tiene valores muy pequeños o muy grandes, se puede emplear la notación científica. Por ejemplo: $0.0056=5.6 \times 10^{-3}$
- Procurar que la gráfica ocupe la mayor parte de la hoja, **es decir, que quede centrada en el espacio disponible o establecido o que su tamaño permita ...**
- 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.**

Para comprender mejor lo antes expuesto, a continuación se presentarán una serie de ejemplos.

- Trazar la gráfica de la solubilidad del **Bromuro de Potasio (KBr)** según los siguientes datos:

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

Tabla 3. Solubilidad de Bromuro de Potasio a diferentes Temperaturas

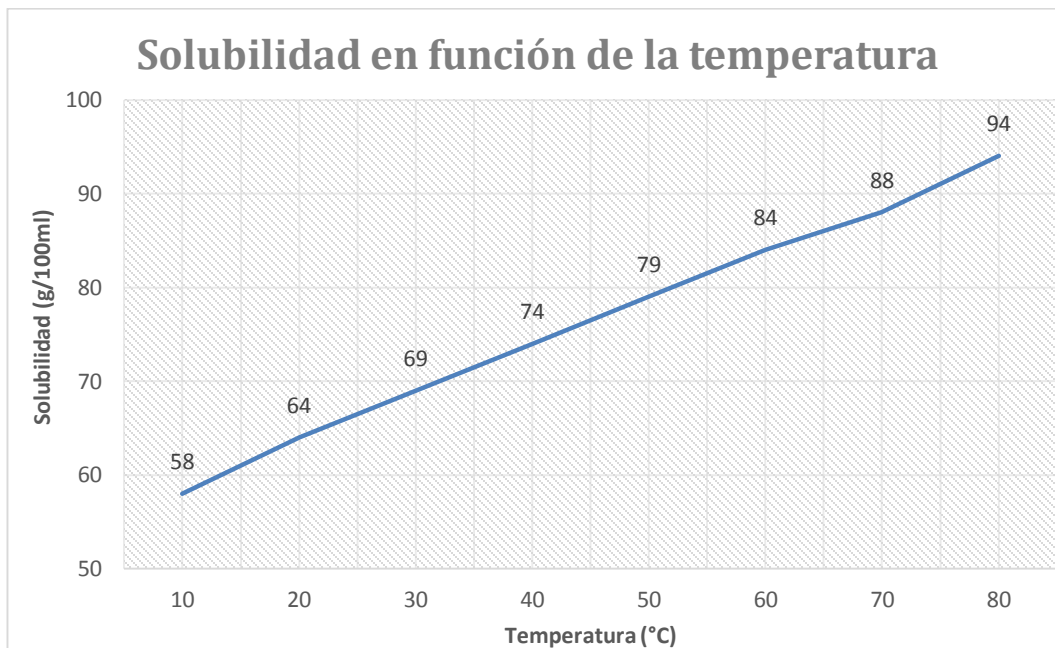
Como se observa en la Tabla 3, tanto los datos de temperatura como de solubilidad, se encuentran en valores que van del 10 al 100, por lo que, si se hace la gráfica en papel,



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



se puede establecer fácilmente la graduación de 10 en 10 unidades, en ambos ejes como se muestra en la gráfica 1.



Gráfica 1. Gráfica de escala lineal en ambos ejes (X, Y). (Elaboración propia)

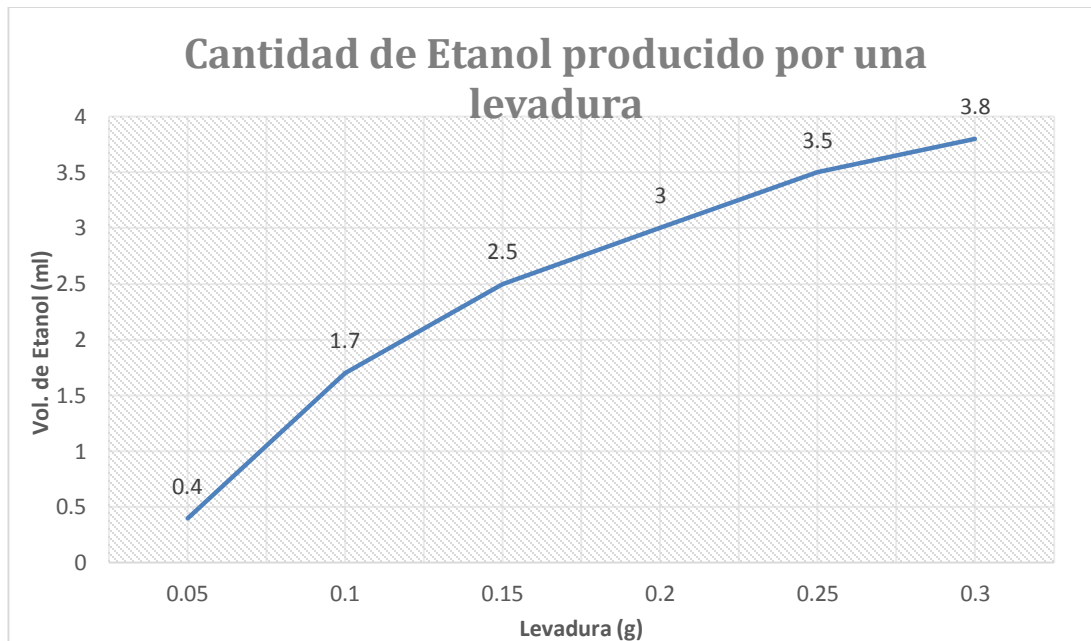
2. Representar en una gráfica el volumen de Etanol producido según una cierta cantidad de levadura X.

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

Tabla 4. Etanol producido



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



Gráfica 2. Gráfica de escala lineal en ambos ejes (X, Y) para la producción de Etanol. (Elaboración propia)

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 la escala lineal, por lo que se opta por otra escala.

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

Mamífero	Masa corporal (g)	Consumo de O ₂ (mm ³ /g-h)
Ratón	25	1,580
Rata	225	872
Conejo	2,200	466
Perro	11,700	318
Hombre	70,000	202
Caballo	700,000	106
elefante	38,000,000	67

Tabla 5. Consumo de Oxígeno de diferentes mamíferos



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



Es evidente que la escala lineal no sería de ayuda para la elaboración de la gráfica. Veamos cuántos ciclos se requieren para cada eje. 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	Números a graficar
1	10 a 100	25
2	100 a 1,000	225
3	1,000 a 10,000	2,200
4	10,000 a 100,000	11,700 y 70,000
5	100,000 a 1,000,000	700,000
6	1,000,000 a 10,000,000	3,800,000

Tabla 6. Número de ciclos en el eje X para el ejemplo 3

Para el consumo de Oxígeno, los ciclos serán tres:

Ciclo	Intervalo	Número(s) a graficar
1	10 a 100	67
2	100 a 1000	106, 202, 318, 466, y 872
3	1,000 a 10,000	1580

Tabla 7. Número de ciclos en el eje Y para el ejemplo 3

Con base en los ciclos, se procede a puede graficar usando una escala logarítmica en base 10, en ambos ejes en el papel log-log de con el uso de 6x3 ciclos (6 en el eje X y 3, en el eje Y).

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

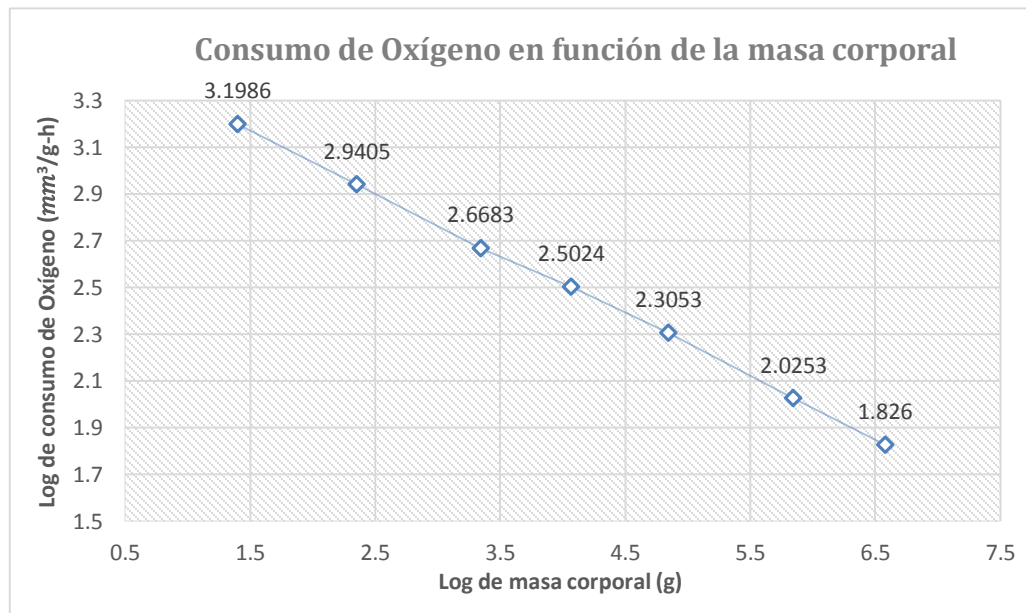


MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

Log de masa corporal (g)	Log de consumo de Oxígeno ($mm^3/g-h$)
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

Tabla 8. Datos experimentales expresados como logaritmos en base 10

Con los logaritmos anteriores de las variables se traza la gráfica 3.



Gráfica 3. Gráfica de escala logarítmica en ambos ejes (X,Y) para el consumo de Oxígeno de diferentes mamíferos. (Elaboración propia)

Para la 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.



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



Masa corporal	Intervalo	Consumo de O ₂	Intervalo
25	10 ¹ -10 ²	1,580	10 ³ -10 ⁴
225	10 ² -10 ³	872, 466, 318, 202 y 106	10 ² -10 ³
2,200	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		

Tabla 9. Número de ciclos requeridos en escala exponencial para el consumo de Oxígeno de diferentes mamíferos

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. Sin embargo, cuando se carece de esa herramienta, que es útil pero no indispensable, es necesario tener presente las recomendaciones para trazar graficas manualmente.

Ahora bien, después de 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. Luego entonces, será necesario 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 punto problema se resuelve empleando el análisis de regresión lineal y el segundo, con el análisis de correlación. Ambos análisis son técnicas estadísticas.

6.2 ANÁLISIS DE REGRESIÓN

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

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.

Para ajustar la línea recta al conjunto de puntos (**datos experimentales**) 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.

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:

$$m = \frac{(n \sum XY) - (\sum X \sum Y)}{(n \sum X^2) - (\sum X)^2} \quad \dots (1)$$

$$b = \frac{(\sum Y \sum X^2) - (\sum X \sum XY)}{(n \sum X^2) - (\sum X)^2} \quad \dots (2)$$

Los símbolos de las sumatorias (Σ) significan:

ΣX Sumar progresivamente los valores de X (la variable independiente)

ΣX^2 Elevar al cuadrado los valores de X y luego sumar los cuadrados.

$(\Sigma X)^2$ Elevar al cuadrado la sumatoria de X.

ΣXY Multiplicar los valores de X por Y y luego sumarlos.

ΣY Sumar progresivamente los valores de Y.

ΣY^2 Elevar al cuadrado los valores de Y, y luego sumarlos.



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



$\sum Y^2$ Elevar al cuadrado la sumatoria de Y.

$\sum X \sum Y$ Multiplicar los valores de la sumatoria de X por la sumatoria de Y.

Para saber cómo se llega a estas fórmulas, se puede consultar 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 para 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.

Cuando al graficar la serie de datos experimentales, el diagrama de dispersión no se observa es una recta (**Modelo lineal**) 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** indica en la siguiente metodología:

1. Aplicar logaritmo en base 10 a todos los datos de la variable Y.
2. Utilizando una escala lineal, graficar los datos X originales y los datos modificados Y obtenidos en el punto 1.
3. Observar si al unir los puntos se genera una línea recta (**Modelo exponencial**), si es así, se procede a hacer el análisis de regresión lineal usando los nuevos valores (X, $\log_{10}Y$). Si todavía se observa que se forma una curva, continuar en el paso 4.
4. Aplicar logaritmo en base 10 a todos los datos de la variable X.
5. Utilizando una escala lineal, graficar los datos modificados en X y Y obtenidos en los pasos 4 y 1.
6. Observar si al unir los puntos se genera una línea recta (**Modelo potencial**), si es así, se procede a hacer el análisis de regresión lineal usando los nuevos valores ($\log_{10}X$, $\log_{10}Y$). Si todavía se observa que se forma una curva, continuar en el paso 7.
7. Utilizando una escala lineal, graficar los datos modificados en X obtenidos en el paso 4 y los datos Y originales.



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



8. Observar si al unir los puntos se genera una línea recta (**Modelo logarítmico**), si es así, se procede a hacer el análisis de regresión lineal usando los nuevos valores ($\log_{10}X, Y$). Si todavía se observa que se forma una curva, entonces los datos deberán someterse a otro tipo de ajuste que queda fuera del contenido de este Manual para encontrar el mejor modelo que los represente.

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

6.2.1 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 de “ 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 ” e “ 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 variación de X que está asociada con la variación de Y . Por ejemplo, si el valor de r^2 es de 0.9998 o 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 $r^2=1$, significa que X está asociada con Y perfectamente y que existe una relación de causalidad entre ambas variables. En el caso de $r^2 = 0$, significa **todo lo contrario**.

El cociente de correlación y de determinación, se puede calcular empleando las siguientes formulas:

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

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

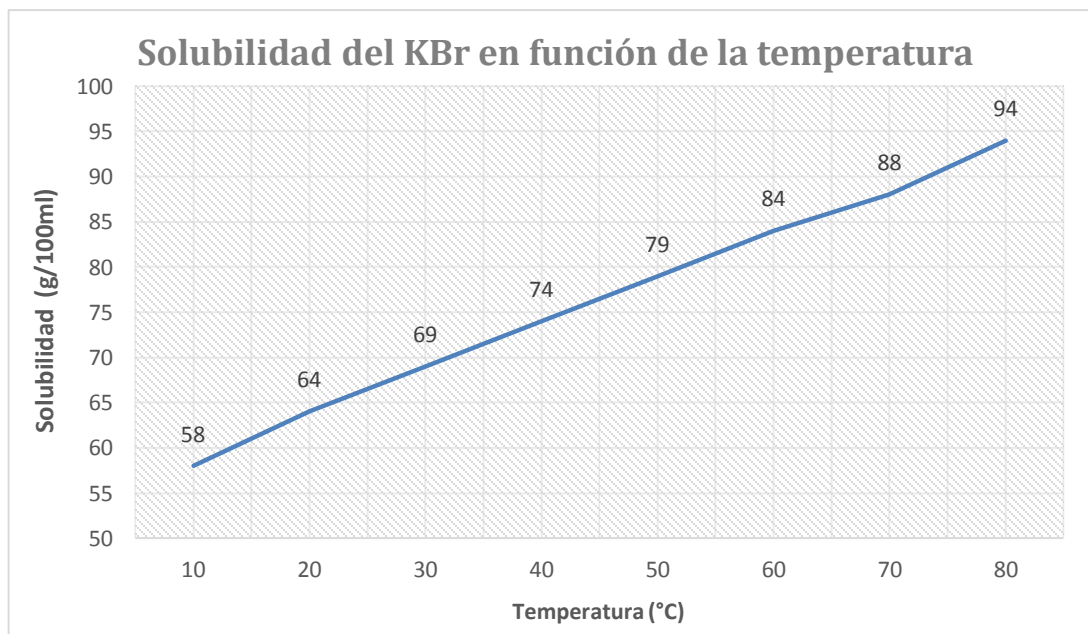
Para entender mejor el análisis de correlación y regresión, se aplicarán en el siguiente ejemplo **que corresponde al MODELO LINEAL ($Y = mX + b$)**.

Ejemplo 1: Determinar la ecuación empírica que se ajusta a los datos de solubilidad del Bromuro de Potasio en función de la temperatura.

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

Tabla 10. Solubilidad de Bromuro de Potasio a diferentes Temperaturas

Se traza la gráfica **en papel milimétrico** para corroborar que es una recta y se procede a calcular los valores de la pendiente “m” y la ordenada al origen “b”.



Gráfica 4. Gráfica de escala lineal en ambos ejes (X, Y) para la solubilidad del Bromuro de Potasio.
(Elaboración propia)



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



Para 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

Tabla 11. Resultados de las sumatorias del ejemplo 1, modelo lineal

Ahora se sustituyen los respectivos valores en las fórmulas para calcular m, b, m', r² y r:

a) Cálculo de la pendiente

$$m = \frac{(8 \cdot 29,560) - (360 \cdot 610)}{(8 \cdot 20,400) - (129,600)} ; m = 0.5023$$

b) Cálculo de la ordenada al origen

$$b = \frac{(610 \cdot 20,400) - (360 \cdot 29,560)}{(8 \cdot 20,400) - (129,600)} ; b = 53.642$$

Con los valores de los parámetros, se escribe finalmente la ecuación empírica ($Y = mX + b$):

$$S = 0.5023T + 53.642$$

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

En el ejemplo anterior, n = 8

$$m' = \frac{(8 \cdot 29,560) - (360 \cdot 610)}{8(47,574) - (372,100)} ; m' = 1.9877$$



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



$$r^2 = (0.5023)(1.9877) = 0.9984 \quad ; \quad (99.84\%)$$
$$r = 0.9992; \quad (99.92\%)$$

Este valor significa que se tiene una probabilidad del 99.84% de que la variación de la solubilidad sea explicada por la variación de la temperatura. O en otras palabras que la solubilidad depende de la temperatura y gráficamente la relación entre las variables S y T, es lineal.

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

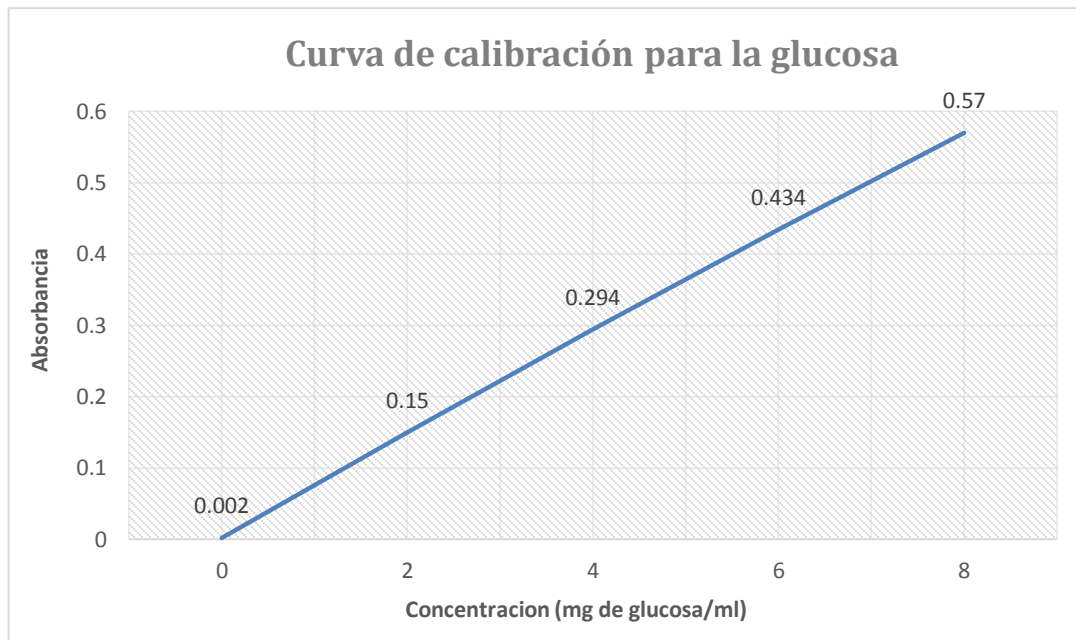
C (mg glucosa/ml)	0	2	4	6	8
Absorbancia	0.002	0.150	0.294	0.434	0.570

Tabla 12. Datos experimentales del ejemplo 2

Con estos datos se traza la gráfica empírica en escala lineal (ver grafica 5). **(papel milimétrico), que debe ser una recta: Se predispone al alumno**



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



Gráfica 5. Gráfica de escala lineal en ambos ejes (X, Y) para la absorción de la glucosa. (Elaboración propia)

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 la concentración de glucosa de la una muestra. En el primer caso se sustituye la absorción y en el segundo se interpola con el valor de la absorción.

6.3 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

recta, de manera semejante como se hizo con la línea recta **del ejemplo anterior**. 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: exponencial, potencial y logarítmica.

6.3.1 RELACIÓN O MODELO 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:

$$Y = b10^{mx}$$

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

$$Y = be^{mx}$$

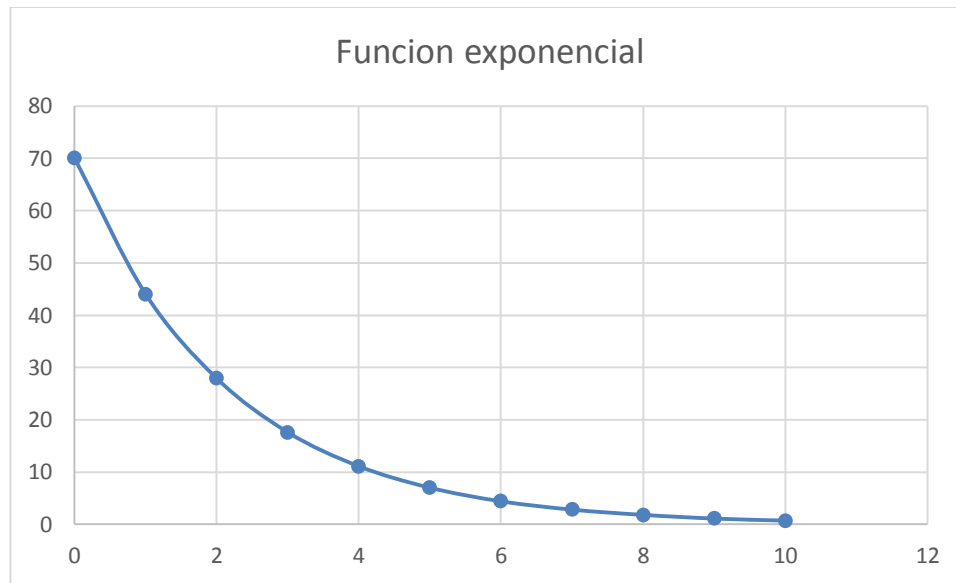
Para $b > 0$ y $b \neq 1$

“**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:



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



Gráfica 6. Ejemplo de curva exponencial (Elaboración propia).

Las curvas exponenciales, aunque se parecen a las potenciales, se distinguen de estas porque se puede **transformar a una línea recta** al graficar **log Y** con X **en escala lineal**, **papel milimétrico** o **empleando** modificando **la graduación en** el eje Y (logarítmico en base 10) **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:

$$\begin{aligned}\log Y &= \log(b10^{mX}) \\ \log Y &= \log b + \log(10^{mX}) \\ \log Y &= \log b + mX \log 10\end{aligned}$$

Como $\log 10 = 1$; entonces se obtiene:

$$\log Y = \log b + mX$$

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



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

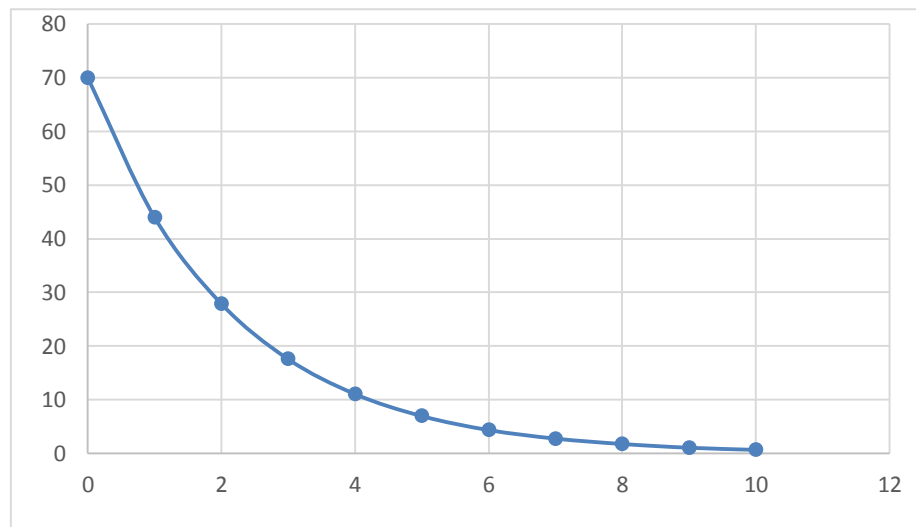


**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**

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

X	Y
0	70
1	44
2	27.9
3	17.6
4	11.1
5	7.0
6	4.4
7	2.8
8	1.8
9	1.1
10	0.7



Gráfica 7. Gráfica de escala lineal en ambos ejes (X, Y) (Elaboración propia)

Al graficar los datos, se observa que se obtiene una curva, por lo que se debe aplicar el \log_{10} a todos los datos Y. La graduación en X queda igual.

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:

$$m = - 0.199$$

$$\log_{10}b = 1.8446$$



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



Es importante mencionar que al haber aplicado el logaritmo a los datos Y, para expresar correctamente la ecuación de la curva, se deberá calcular el antilogaritmo a log b obtenido.

$$\text{Antilog} [\log_{10} b = 1.8446] = 69.93 = b$$

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

La ecuación de la curva es: $Y = (69.93)10^{-0.199X}$

Como se sabe que los datos obedecen a una relación exponencial, esta se linealiza en papel semi log, haciendo el cambio de variable Y por log Y, y X en escala lineal. Ahora se calculan r y r² empleando las formulas correspondientes:

$$r = -0.99998 \text{ o } 99.998\% \quad r^2 = 0.99997 \text{ o } 99.99\%$$

Los valores del coeficiente de correlación y determinación, sugieren que se trata de una relación exponencial.

6.3.2 RELACIÓN O MODELO POTENCIAL

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

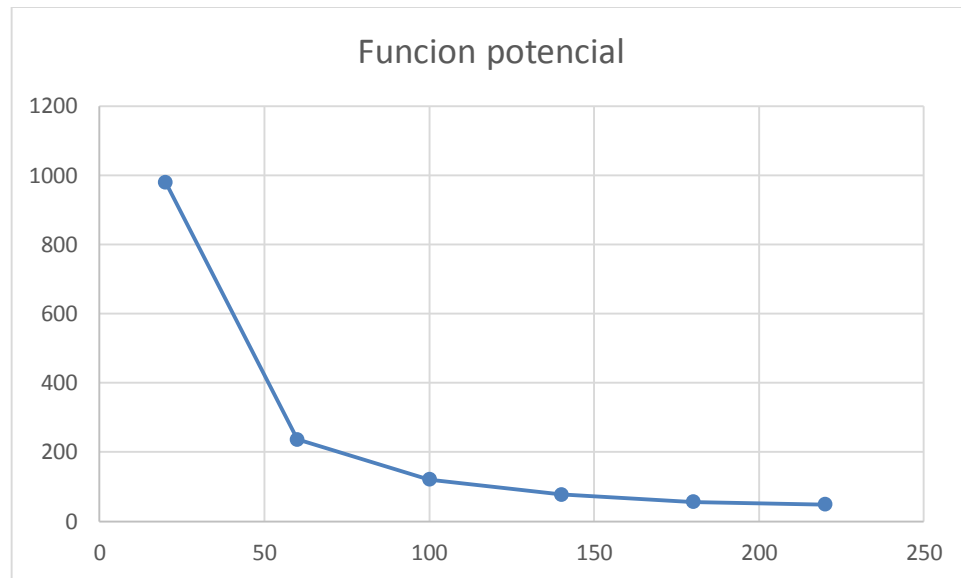
$$Y = bX^m$$

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 potencial es la siguiente:

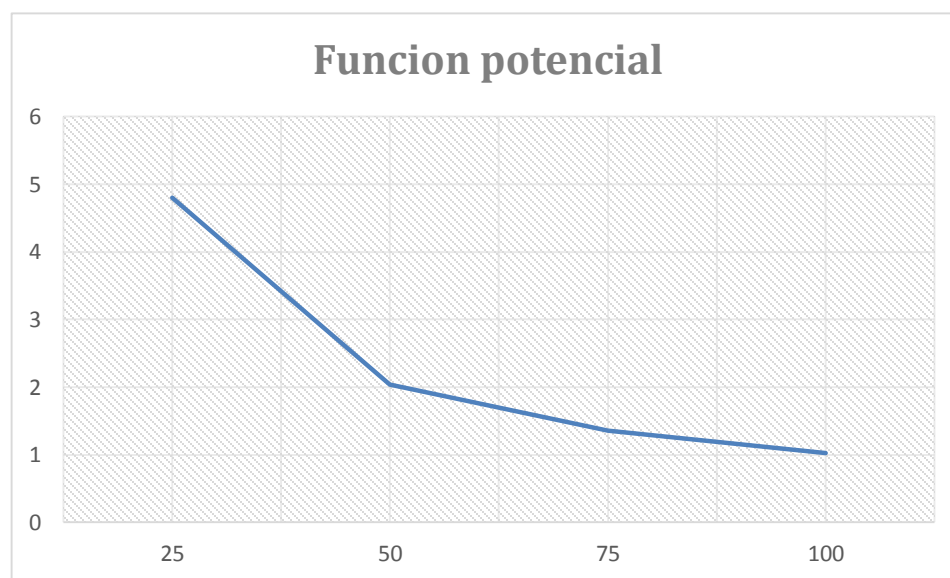


**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



Gráfica 8. Gráfica de escala lineal en ambos ejes (X, Y) (Elaboración propia).

Para ajustar la curva a una recta, primero se tiene que linealizar o representar mediante una línea recta, al graficar los logaritmos de ambas las variables (X y 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.



Gráfica 9. Gráfica de escala lineal en ambos ejes (X, Y) (Elaboración propia).



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**



**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**

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 lineales. Se menciona en el párrafo anterior

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

$$\log Y = m \log X + \log b$$

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

$$Y = bX^m$$

$$\log(Y) = \log(bX^m)$$

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

$$\log Y = \log b + \log X^m$$

$$\log Y = \log b + m \log X$$

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 r². Si los valores son muy cercanos a 1 o a 100%, no hay duda de que se trata de una ecuación potencial.

Para calcular r y r², 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	220
P (atm)	980	236	121	77	56	49

Tabla 13. Datos experimentales P y V

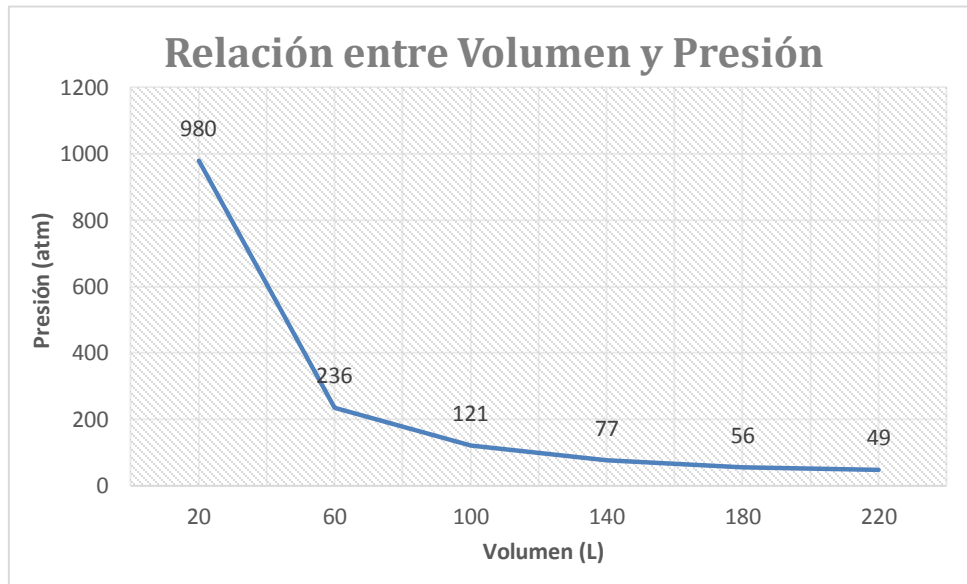


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



La representación gráfica en escala lineal es la siguiente:



Grafica 10. Grafica de escala lineal ambos ejes (X, Y), relación entre presión y temperatura (Elaboración propia).

Como **ya** 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 10 al 100. En el segundo ciclo de 100 a 1,000. Los datos del volumen se localizan en el primer ciclo del 10 a 100 y en el segundo ciclo de 100 a 1,000. Con ellos se linealiza.

El hecho de que la gráfica sea lineal **en escala log-log**, significa que efectivamente se trata de una relación potencial. La ecuación empírica se obtiene calculando “m” y “b”, por el método de mínimos cuadrados. Recuérdese 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:

$$m = -1.3036; \quad \log b = 4.6884; \quad b = 48797.2767$$

$$r = 0.99987 \text{ (99.99\%)} \quad \text{y} \quad r^2 = 0.9999 \text{ (99.99\%)}$$

Las ecuaciones empíricas son:



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**



**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**

Ajustada a una recta: $\log P = -1.3036 \log V + 4.6884$

Función **o modelo** potencial:

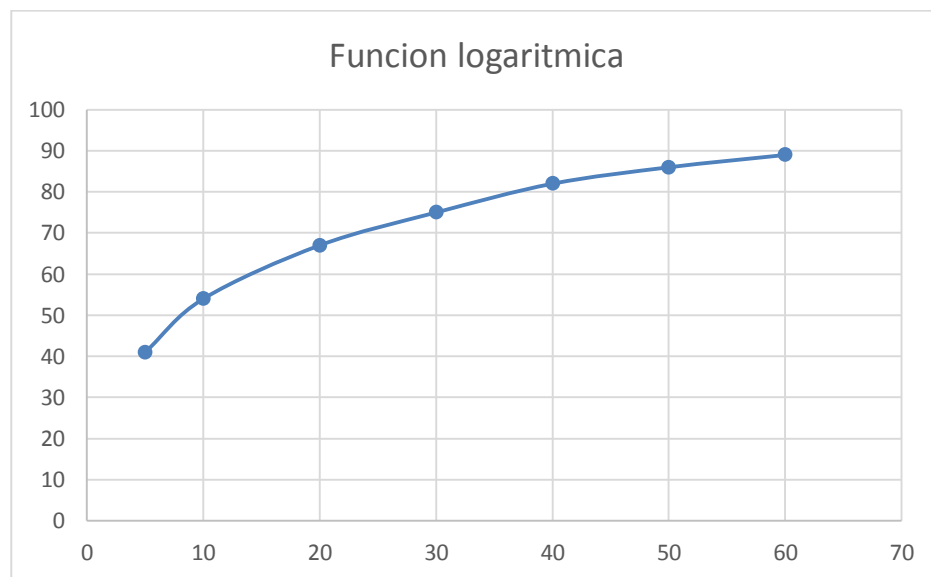
$$P = (48797.27)V^{-1.3036}$$

6.3.3 RELACIÓN O MODELO LOGARÍTMICA(O)

La función logarítmica es la inversa de la exponencial. Su ecuación general es:

$$Y = \log X$$

El perfil de la gráfica es la siguiente:



Grafica 11. Grafica de escala lineal ambos ejes (X, Y). Ejemplo modelo logarítmico (Elaboración propia).

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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

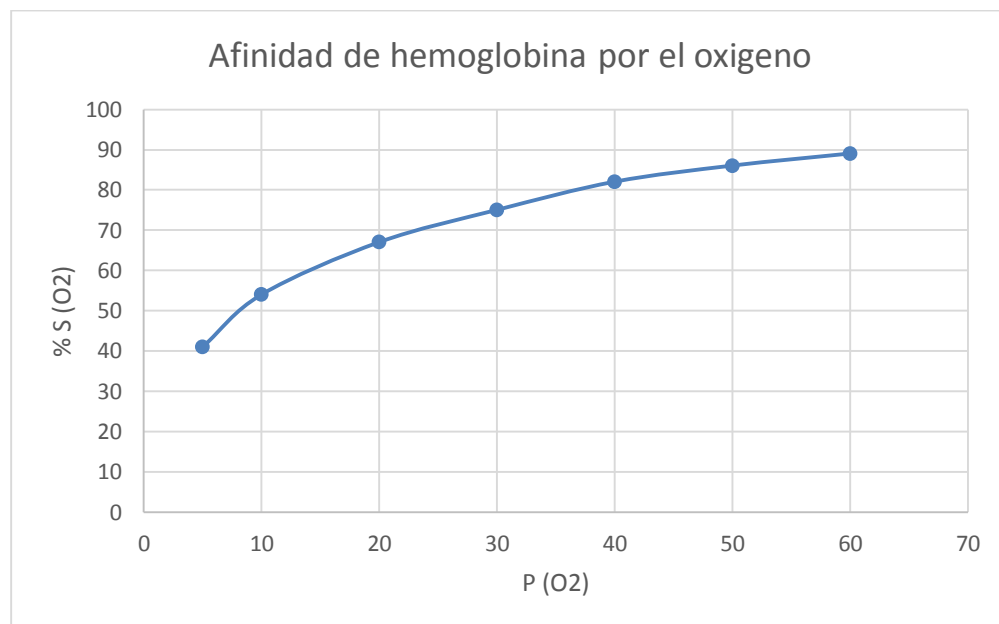


MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

La afinidad de la hemoglobina (saturación “S”, de oxígeno en por ciento) por el Oxígeno (Presión “P”, del oxígeno) a pH 7.6 en el mono Rhesus (Macaca mulata) a 23 °C, es la siguiente:

P (O ₂)	5	10	20	30	40	50	60
% S (O ₂)	41	54	67	75	82	86	89

Tabla 14. Datos experimentales Afinidad de hemoglobina por el oxígeno.



Gráfica 12. Gráfica de escala lineal ambos ejes (X, Y). afinidad de hemoglobina por el oxígeno (Elaboración propia).

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

$\sum \log P O_2$	9.55630
$\sum \% S$	494
$\sum \log(P O_2 * \% S)$	716.34674
$\sum \log P O_2$	13.97798
$\sum (\log P O_2)^2$	91.32286



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



$\sum(\% S)^2$	36752
$\sum\% S$	244036

$$m = \frac{7(716.34647) - (9.55630 \cdot 494)}{7(13.97798) - (91.32286)} \quad m=45.013$$

$$b = \frac{(494 \cdot 13.97798) - (9.5563 \cdot 716.34647)}{7(13.97798) - (91.32286)} \quad b=9.1216311$$

Calculo de r^2 :

$$m' = \frac{[7(716.3464) - (9.55630 \cdot 944)]}{[7(36752) - (244036)]} \quad m'= 0.02219632$$

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

$$r^2 = 0.9991431 \quad (99.91431\%)$$

$$r = 0.99957145 \quad (99.957145\%)$$

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

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

BIBLIOGRAFÍA

- 1- Allard R. Sistema internacional de medidas. Limusa. México. 2000
- 2- Baird D. C. Experimentación. Una introducción a la teoría de mediciones y al diseño de experimentos 2° Ed. Prentice Hall Hispanoamericana. México. 2001.
- 3- Chou Yan-Lun. Análisis estadístico. 2° Ed. Interamericana. México. 2000.



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



- 4- Day R. A. Jr. Y Underwood A. L. Química analítica cuantitativa 5° Ed. Prentice Hall Hispanoamericana. México. 2004.
- 5- D´ Hainaut. Calculo de incertidumbres en las medidas. Trillas. México. 2001.
- 6- García T. G. Generalidades sobre las medidas. Limusa. Noriega editores. México. 2004.
- 7- Harris D. C. Análisis químico cuantitativo. Grupo editorial Iberoamericana. México. 2002.
- 8- Marques Dos Santos Ma. J. Probabilidad y estadística para ciencias químicobiológicas. 1° Ed. UNAM. México. 2008.
- 9- Miller C. J. y Miller N. J. Estadística para química analítica. 2° Ed. Addison-Wesley Iberoamérica. USA. 2000.
- 10- Plutchik R. Investigación experimental. Harla. México. 2001.
- 11-The Open University. Errores y exactitud. McGraw-Hill. Colombia. 2002.
- 12-Steen H. F. y Ballou. Geometría analítica. Publicaciones culturales. México. 2002
- 13-Squires G. L. Física práctica. McGraw-Hill. México. 2005.
- 14-Skoog D. A. West M. D. Y Holler J. F. Química analítica. °6 ed. McGraw-Hill. México. 2001.
- 15-Lehman H. CH. Geometría analítica. Limusa. México. 2001.
- 16-Baker W. J. J. Y Allen E. G. Biología e investigación científica. Fondo educativo interamericano. USA. 2000.
- 17-Félix Cernuschi y Francisco I. Greco. Teoría de errores de medios. Ed. Universitaria de Buenos Aires. 1968. Argentina pp. 32.
- 18-Murray R. Spiegel. Estadística. 2ª ed. Mc Graw Hill México 1995. Pp. 92, 93, 96 y 196.
- 19-Theodore L. Brown, et. al. Química. La ciencia central. 5ª ed. Ed. Prentice Hall hispanoamericana, S.A. 1993. México. Pp: 24.
- 20-Raymond Chang. Química. 6ª ed. Ed. Mc Graw Hill 1998 México. Pp: 24
- 21-Fundamentos de química. Frank Brescia, et. al. Ed. Continental. 1980. Pp: 345
- 22-Paul Ander y Anthony J. Sonessa. Principios de Química. Introducción a los conceptos teóricos. Ed. Limusa. México. 1985. Pp: 24, 25
- 23-Ing. Carlos Gutiérrez Aranzeta. Introducción a la Metodología Experimental. 2ª ed. Ed. Limusa. México. 2007. Pp: 15 – 17.



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



EXPERIMENTOS

**APLICACIÓN PRÁCTICA DE ALGUNOS PARÁMETROS ESTADÍSTICOS A LA
VOLUMETRÍA.**

INTRODUCCIÓN

Uno de los métodos analíticos ampliamente usado por Ingenieros Químicos, 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 la 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 una 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.



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE
VALORACIÓN ÁCIDO-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.

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 que base debe valorarse.
 - b) Que indicador emplear.
 - c) Como realizar la titulación.
- 2- Efectuar cálculos para preparar una solución del ácido de concentración fijada.
- 3- Establecer lógicamente la cantidad de base que se empleara, 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 como 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(a) para que lo califique.
- 9- Realizar una discusión en grupo para puntualizar los objetivos logrados o no.

Bibliografía.

Flaschka, H. A. y otros. (2000). Química analítica cuantitativa vol. 1. México: CECSA.

Fisher, R. B y Peters, D. G. (2000). Compendio de análisis químico cuantitativo. México: Iportecnica.

Ayres, G, H. (2001). Análisis Químico Cuantitativo. México: HARLA.

Skoog, D. A. y West, D. M. (2014). Fundamentos de química analítica. México: CENGAJE.



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



Responsable I.Q Enrique Gil Flores

Protocolo Q Jorge Rivas Montes

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 con un volumen fijo de un líquido respecto al tiempo.

ACTIVIDADES

I- Para realizar este experimento será necesario que el alumno:

1- Diseñe el experimento basándose en el método experimental y considerando:

- a) Las propiedades físicas, químicas y tóxicas del líquido elegido y que se encuentre en la coordinación de laboratorios (CERFyS).
- b) Las medidas preventivas y de seguridad relacionadas con el manejo del líquido y calentamiento del mismo.
- c) Los primeros auxilios relacionados con el inciso anterior.
- d) Las fuentes de error.
- e) La confiabilidad de los resultados.
- f) El registro de datos.
- g) La representación gráfica del fenómeno.
- h) El tratamiento estadístico de los datos.
- i) 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- Realizar una discusión en grupo (alumnos y profesor(a)) de una manera crítica.

II- Terminado el experimento, el alumno, elaborará el informe correspondiente y lo entregará al profesor(a) para que sea calificado.

Bibliografía

E. D. Rainville y P. E. Bediente. Ecuaciones diferenciales, pág. 44.

R. Resnick y D. Holliday. Física, Parte I, problemas 2,3 pág. 486.

Responsables del experimento Prof. José Ponce Guerrero



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



Prof. Alfredo Reyna Pineda

Protocolo Jorge Rivas Montes

VELOCIDAD 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 uno 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 I y II del experimento de la ley de enfriamiento de Newton.

Bibliografía

P. Ander y A. J. Sonnessa. Principios de Química.

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 PRIMER SEMESTRE**



UNIDAD 3

ESTEQUIOMETRÍA



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



CONTENIDO BREVE

1. Objetivos
2. Introducción
3. Estequiometría y reacciones
4. Consideraciones generales para cálculos estequiométricos
 - 4.1 Mol
 - 4.2 Valencia y número de oxidación
 - 4.3 Concepto de oxidación y reducción
5. Ajuste o Balance de reacciones
 - 5.1 Método de óxido-reducción
 - 5.2 Método del ión electrón
 - 5.2.1 Procedimiento para balancear una reacción por el método ión electrón en medio ácido
 - 5.2.2 Procedimiento para balancear una reacción por el método ión electrón en medio básico
6. Cálculos estequiométricos
 - 6.1 Leyes ponderales
 - 6.1.1 Ley de la conservación de la masa
 - 6.1.2 Ley de las proporciones constantes
 - 6.1.3 Ley de las proporciones múltiples
 - 6.1.4 Ley de los volúmenes de combinación de los gases
 - 6.2 Cálculo con sustancias químicamente puras (Q. P)
 - 6.2.1 relación masa – masa
 - 6.2.2 Relación masa – volumen
 - 6.2.3 Relación volumen – volumen
 - 6.2.4 Exceso de reactivo y reactivo limitante
 - 6.3 Cálculos con sustancias con cierto grado de pureza
 - 6.3.1 Reacciones con reactivos o productos que forman una mezcla
 - 6.4 Rendimiento o eficiencia de una reacción
- 7 Disoluciones
 - 7.1 Clasificación de las disoluciones
 - 7.2 Concentración de disoluciones
 - 7.2.1 Unidades físicas
 - 7.2.1.1 Por ciento en peso [% en peso (% p/p)]
 - 7.2.1.2 Por ciento en peso/volumen [%en volumen (%p/v)]
 - 7.2.1.3 Por ciento en volumen [% en volumen (%v/v)]
 - 7.2.2 Unidades químicas
 - 7.2.2.1 Molalidad (m)
 - 7.2.2.2 Molaridad (M)
 - 7.2.2.3 Formalidad (F)
 - 7.2.2.4 Normalidad (N)



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



- 7.2.3 Dilución por relación de volúmenes
- 7.2.4 Dilución de disoluciones

1.0 OBJETIVOS

1.1 OBJETIVOS PARTICULARES

- 1.1.1 Introducir al alumno de primer semestre, en el concepto de Operaciones Unitarias a escala laboratorio, en el **proceso** de transformación de un gramo de Cobre a Sulfato de Cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).
- 1.1.2 Aplicar diversos cálculos estequiométricos y de preparación de disoluciones adquiridos en la asignatura de Química I, en el proceso de transformación de un gramo de Cobre a Sulfato de Cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).
- 1.1.3 Aplicará el Método Experimental en los experimentos que realice en esta Unidad

1.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

Al concluir esta Unidad, el alumno:

- 1.2.1 Distinguirá y aplicará los diferentes métodos propuestos para balancear las ecuaciones químicas involucradas en el proceso de transformación un gramo de Cobre a Sulfato de Cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) Balanceará ecuaciones químicas por cualquiera de los métodos propuestos
- Interpretará el significado cualitativo y cuantitativo de una ecuación química balanceada
- Deducirá las relaciones masa/masa de las relaciones individuales en una ecuación química
- 1.2.2 Aplicará **realizará** cálculos **químicos** estequiométricos adquiridos en la asignatura de Química I que involucren:
 - a) Reactivos químicamente puros
 - b) Reactivos y productos con determinado grado de pureza
 - c) Exceso de reactivo y reactivo limitante en una reacción
 - d) Rendimiento de una reacción
- 1.2.3 **Realizará los experimentos propuestos en esta unidad** Aplicará cálculos para la **preparación de d**isoluciones Normales, Molares, porcentuales, de relación o proporción y dilución de disoluciones
- 1.2.4 Distinguirá y aplicará operaciones unitarias a escala laboratorio en el proceso de **obtención de Sulfato de Cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$):**
 - a) Filtración



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



b) Secado

c) Evaporación

d) Cristalización

Aplicará al realizar los experimentos:

Los cálculos estequiométricos involucrados en cada experimento

Las técnicas de laboratorio que requiere cada uno de los experimentos

2.0 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.

Por todo esto, es que esta unidad es de gran importancia para el Ingeniero Químico, ya que podría decirse que la estequiometría es el corazón de cualquier proceso industrial y por esto es que permite desarrollar procesos ya sea para obtener un producto y/o servicio. Entonces en base a la estequiometría es que el IQ puede transformar las materias primas en productos y/o servicios para satisfacer cualquier necesidad de la sociedad. Por otra parte, en esta Unidad se aplican los conocimientos teóricos correspondientes y adquiridos en la asignatura de Química I.

Es por ello que, en el presente fascículo, se establecen los lineamientos generales que involucran los cálculos estequiométricos y para aplicarlos a situaciones reales, se realizarán experimentos que ilustren vivamente lo que es la estequiometría.

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



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



3.0 ESTEQUIOMETRÍA Y REACCIONES

La estequiometría, del griego Stoicheion (constituyente universal) y metrein (medir), es la parte de la química que se ocupa del estudio de las relaciones entre los pesos masa 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 floricista. Como consecuencia de lo anterior la química adquiere el carácter de ciencia y se inicia el estudio sistemático de la misma, con la 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 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 a cabo 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 la 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 encuentra 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.



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



Debe tenerse en cuenta la ley de la conservación de la energía o primera ley de la termodinámica, porque 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.

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 la 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 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 de las leyes ponderales, sino que también toma mucho en cuenta todos aquellos factores que pueden afectar las reacciones químicas.

Sin embargo, en el trabajo que se desarrollará en el Laboratorio de Ciencia Básica I (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 las 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



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



reacción química. El equilibrio químico, se emplea 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 velocidades de reacción y consideraciones detalladas de las pérdidas de calor, pureza de sustancias, condiciones de equilibrio, efecto de los catalizadores y reacciones secundarias. Se hacen balances de materia y energía, donde cada balance dará como resultado una ecuación y debe haber tantas ecuaciones independientes como incógnitas hay en el proceso.

4.0 CONSIDERACIONES GENERALES PARA LOS CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Cómo para poder realizar correctamente cualquier cálculo estequiométricos, es indispensable conocer la reacción y la ecuación química balanceada, antes de entrar de lleno a este tema, se hará una sucinta revisión del concepto de mol y 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 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 ion electrón. Se verán los cálculos estequiométricos y por último las soluciones y la forma de expresar su concentración.

4.1 MOL

Concepto de mol: Es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas **unidades elementales** como átomos hay en 0.012 kg de C-12, equivalentes al número de Avogadro (6.023×10^{23} unidades elementales)^[9]. Las unidades elementales pueden ser átomos, moléculas, cationes, aniones, electrones, protones, radicales.

1 mol = 6.023×10^{23} unidades elementales

1 mol = masa atómica en gramos

1 mol de cualquier gas a 25°C y 1 atm presión ocupa un volumen de 22.4 litros

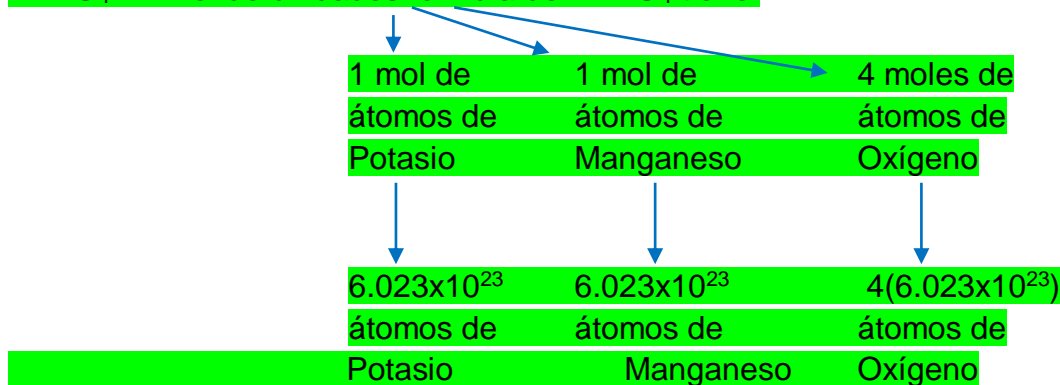


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



Ejemplo:

KMnO₄.- 1 mol de unidades fórmula de KMnO₄ tiene:



4.2 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 el 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 solo, o de un elemento determinado en un compuesto.

Convenciones para asignar el número de oxidación.

- 1- El número de oxidación de los elementos en su estado natural (Li, Na, B, Mg, Cu, etc.) es cero.
- 2- El número de oxidación entre 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 PRIMER SEMESTRE

- 4- Al hidrogeno en sus compuestos se le asigna un numero de oxidación 1+, excepto a los hidruros (LiH, NaH, BeH₂, etc.) donde es 1-.
- 5- En compuestos 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 más 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 este.

Ion	No de oxidación
Br^-	1-
S^{2-}	2-
Al^{3+}	3+
Mn^{2+}	2+

- 7- El número de oxidación de un ion poliatomico es igual a la carga de este. Se obtiene sumando algebraicamente los números de oxidación de los elementos que lo conforman.

Ion	Suma algebraica	No. De oxidación
OH^-	$O(-2)+H(+1)=-1$	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 formulas desarrolladas.

4.3 CONCEPTO DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

La oxidación y reducción es un fenómeno que se da simultáneamente, es decir, en el momento en el que un ión o elemento cede electrones, estos son aceptados instantáneamente por otro elemento o ión.



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



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:

TÉRMINO	VARIACIÓN EN EL No 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

5.0 AJUSTE O BALANCE DE REACCIONES

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.

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, por 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 (químico), existen dos posibilidades de ajustar una ecuación ya sea por el método de 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.

Antes de mostrar el procedimiento para balancear reacciones, es necesario definir el número de oxidación como el número de electrones que puede ganar o perder un átomo al combinarse con otros átomos para formar un compuesto o al llevarse a cabo una reacción química.

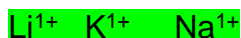
Reglas para balancear:



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

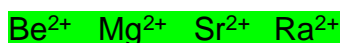


1. Los elementos de la familia IA siempre tendrán como número de oxidación 1+, por ejemplo:

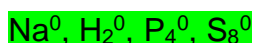


En su estado iónico o cuando forman compuestos; excepto el Hidrógeno, que puede tener número de oxidación de 1⁻ cuando se combina con los metales.

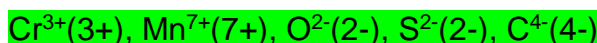
2. Los miembros de la familia IIA en su estado iónico siempre tendrán número de oxidación igual a 2+.



3. Todo elemento en su estado basal o fundamental, siempre tendrá número de oxidación igual a cero, sin importar la complejidad de la molécula.

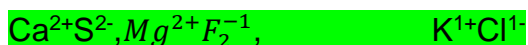


4. Para cualquier ion monoatómico el número de oxidación es igual al número de cargas.

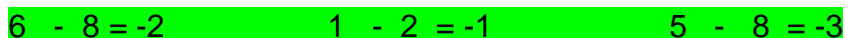
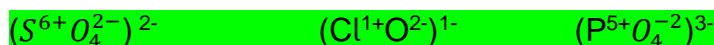


5. El Oxígeno en la mayoría de sus compuestos siempre tendrá número de oxidación 2⁻. Excepto cuando forme Peróxidos, superóxidos y cuando forme compuestos con el flúor, siempre tendrá número de oxidación positivo.

6. Los miembros de las familias VI A y VII A, siempre tendrán número de oxidación negativo cuando formen compuestos binarios.



7. Cuando se tienen iones poli atómicos la suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos debe ser igual a la carga total del ion.

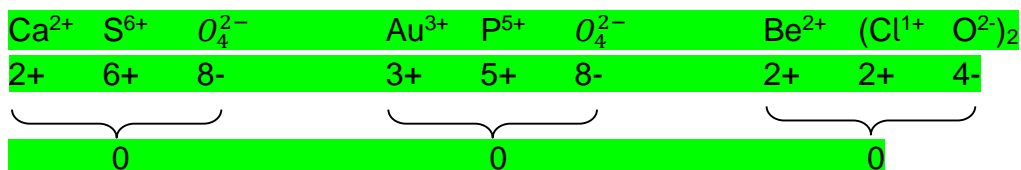




**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



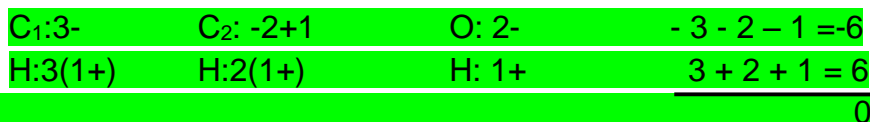
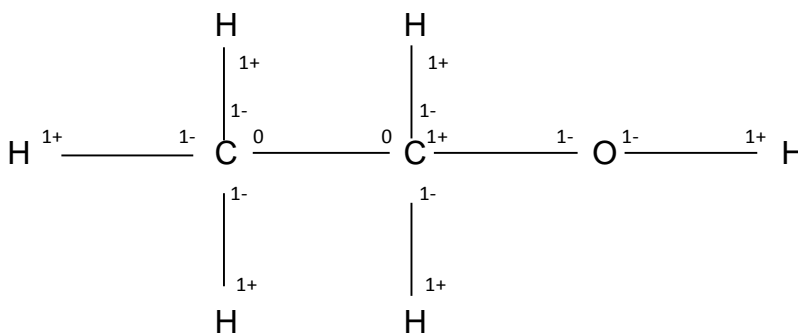
8. Para obtener el número de oxidación de un compuesto neutro se hace la suma algebraica de cada uno de los átomos y el resultado debe ser igual a cero.



9. Número de oxidación en compuestos orgánicos

Por cada enlace que forma cada átomo de la cadena principal, se le da un número de oxidación y la suma algebraica de los diferentes enlaces de ese átomo, nos da el número final de oxidación. Cuando dos átomos iguales se enlazan, su número de oxidación es cero.

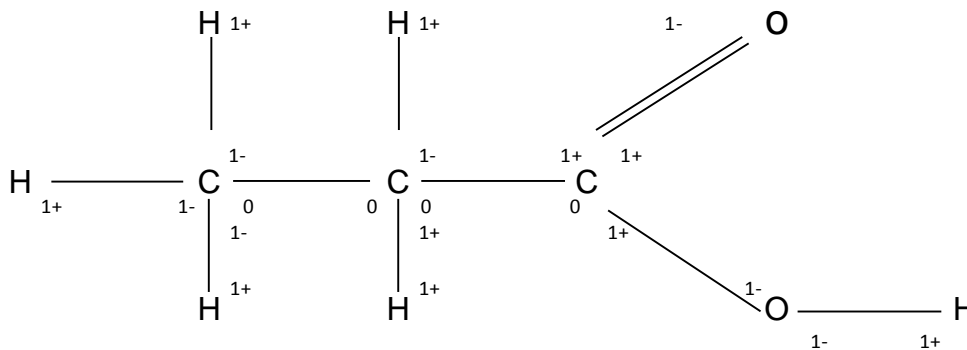
Ejemplo 1: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$



Ejemplo 2: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$



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



$C_1: 0$	$C_2: 0$	$C_3: +3$
$H: 3(1+)$	$H: 2(1+)$	$O_1: -2$
		$O_2: -2$
		$H: 1+$

Ahora bien, un átomo se oxida cuando pierde electrones y se reduce cuando gana electrones. El agente reductor será el que se oxida y el agente oxidante será el que se reduce.

Si se reduce el átomo (se hace más negativo), gana electrones = Agente oxidante

Si se oxida el átomo (se hace más positivo), pierde electrones = Agente reductor



5.1 PROCEDIMIENTO PARA EL BALANCEO POR EL MÉTODO DE ÓXIDO REDUCCIÓN

Enseguida se indica el procedimiento para balancear una reacción por el método de óxido-reducción:



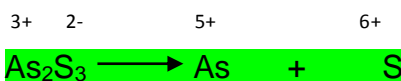
**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



1.- Obtener el número de oxidación de cada uno de los átomos tanto de los reactivos como de los productos.



2.- Buscar en los reactivos el(los) átomo(s) que se oxida(n) (pierde electrones y se hace "más positivo" en los productos).



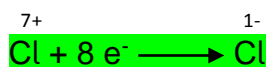
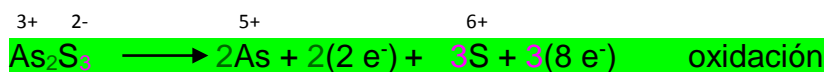
3.- Buscar en los reactivos el(los) átomo(s) que se reduce(n) (gana electrones y se hace "más negativo" en los productos)



4.- Anotar los átomos en "semireacción" y balancearlos, considerando que de ambos lados de la misma, debe haber igual número de átomos



5.- En la misma "semireacción", balancear los electrones considerando que se debe multiplicar el número de átomos obtenidos en el inciso anterior, por el número de electrones que se ganan o pierden.

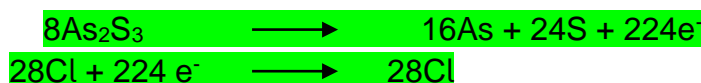
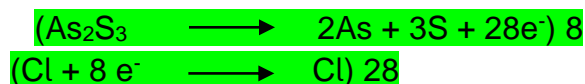




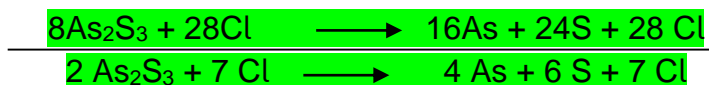
SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



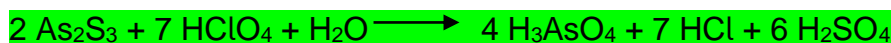
6.- Multiplicar cruzado, los electrones que se ganaron y los que se perdieron en la semireacción.



7.- Si es posible, simplificar el resultado dividiendo entre el mismo factor todos los elementos resultantes, para este ejemplo dividiremos entre 4:



8.- Sustituir los coeficientes obtenidos en los reactivos y productos correspondientes de la reacción.



9.- Balancear Hidrógenos y Oxígenos faltantes. En este caso específico, solo falta balancear los Hidrógenos del agua como reactivo, porque ya se tienen los coeficientes de los productos y se puede usar una ecuación lineal como se muestra en seguida:

a) Se buscan los compuestos que contienen Hidrógeno y si ya tiene coeficiente solo se indica, en caso contrario, se plantea como la incógnita. Así para el Hidrógeno:

$$\begin{aligned} 7 + 2x (\text{H}_2\text{O}) &= 12 + 7 + 12 \\ 2x &= 31 - 7 \\ x &= 24 / 2 \\ x &= 12 \end{aligned}$$

10.- En la reacción, el coeficiente del agua es 12

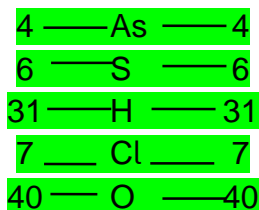
11.- Verificar que, tanto en los reactivos como en los productos, se tiene el mismo número de átomos



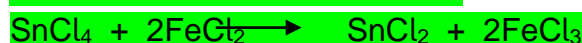
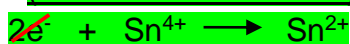
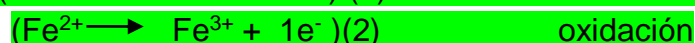
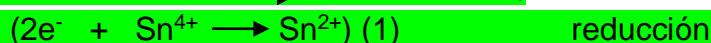
**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



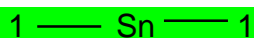
Verificar:



Ejemplo 1:



Verificar:



5.2 PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR UNA REACCIÓN POR EL MÉTODO IÓN ELECTRÓN EN MEDIO ÁCIDO

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:

- a) Enfatizar la naturaleza iónica de la reacción
- b) No necesita determinar previamente el número de oxidación de los elementos



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



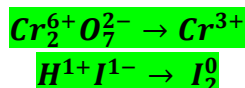
- c) Ayuda a completar, conociendo el medio de la reacción, las ecuaciones químicas.

Las etapas que se siguen para balancear una reacción por este método se exponen a continuación.

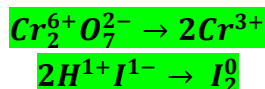
1.- Obtener No.de oxidación de cada uno de los átomos tanto de los reactivos como de los productos.



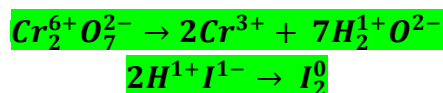
2.- Identificar los elementos que se reducen y los elementos que se oxidan. Si están unidos directamente al Oxígeno o al Hidrógeno considerar la molécula completa, si es compuesto neutro o solamente el ion que forma.



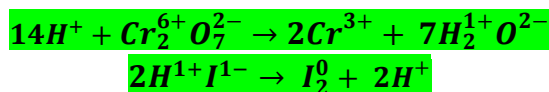
3.- Balancear respecto al número de átomos que no son ni Oxígeno, ni Hidrógeno de ambos lados.



4.- En medio ácido el Oxígeno se balancea agregando las moléculas de agua necesarias en el lado de la "semireacción" deficiente en Oxígeno.



5.- Balancear el Hidrógeno agregando protones en el lado de la "semireacción" deficiente de Hidrógeno.

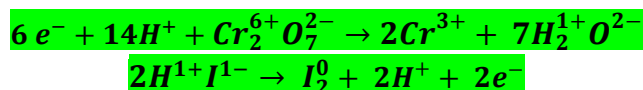




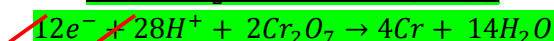
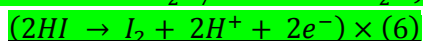
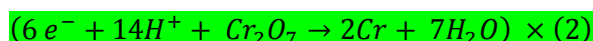
**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



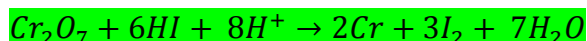
6.- Balancear respecto a los electrones y sumar la ecuación de reducción y la de oxidación.



7.- Multiplicar cruzado, los electrones que se ganaron y los que se perdieron en la semireacción.



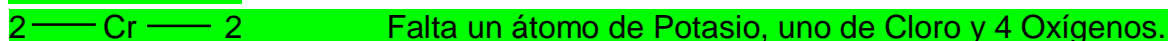
Por simplificación de electrones.



8.- Sustituyendo en la reacción:



9.- Verificar que, tanto en los reactivos como en los productos, se tiene el mismo número de átomos



Verificando nuevamente:

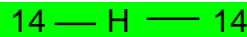




SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA

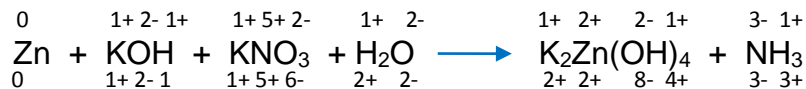


MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

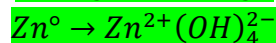
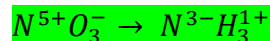


**5.3 PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR UNA REACCIÓN POR EL MÉTODO IÓN
ELECTRÓN EN MEDIO BÁSICO**

1.- Obtener No.de oxidación de cada uno de los átomos tanto de los reactivos como de los productos:

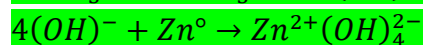
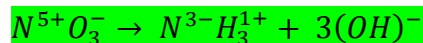


2.- Identificar los elementos que se reducen y los elementos que se oxidan. Si están unidos directamente al Oxígeno o al Hidrógeno considerar la molécula completa, si es compuesto neutro o solamente el ión que forma.

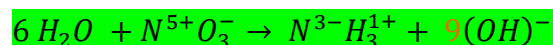


3.- Balancear respecto al número de átomos que no son ni Oxígeno, ni Hidrógeno de ambos lados. En este ejemplo la “semireacción” queda igual.

4.- En medio básico el Oxígeno se balancea agregando iones hidroxilos (OH)⁻ necesarios en el lado de la “semireacción” deficientes en Oxígeno.

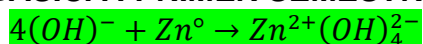


5.- Balancear el Hidrógeno agregando moléculas de agua en el lado de la “semireacción” deficiente de Hidrógeno. En este ejemplo y en la primer “semireacción”, al agregar 6 moléculas de agua en el lado de los reactivos para balancear el Hidrógeno, se observa que se ha desbalanceado el número de átomos de Oxígeno en los productos, por lo que es necesario modificar el número de hidroxilos en el lado derecho, a 9:

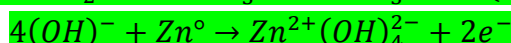
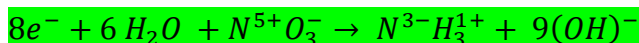




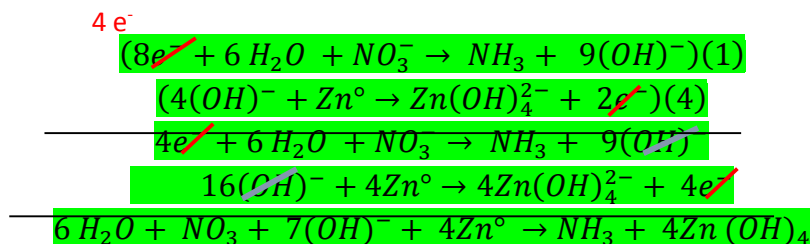
**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



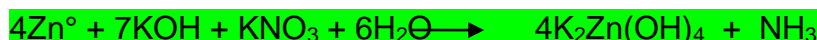
6.- Balancear respecto a los electrones y sumar la ecuación de reducción y la de oxidación.



7.- Multiplicar cruzado, los electrones que se ganaron y los que se perdieron en la "semireacción". Se observa que el número de electrones es divisible entre 2:



8.- Sustituyendo en la reacción:



9.- Verificar que, tanto en los reactivos como en los productos, se tiene el mismo número de átomos

4	— Zn —	4
8	— K —	8
1	— N —	1
16	— O —	16
19	— H —	19

6.0 CÁLCULOS 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.



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



- 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, cuál 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

La **masa atómica** porque 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 la 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”. Cómo puede observarse, de hecho, esta ley hace un balance de masa.

A continuación, se muestran las leyes ponderales, necesarias también para realizar cálculos estequiométricos.

6.1 LEYES PONDERALES

Un compuesto, es la unión química de dos o más elementos. Dicha unión se lleva a cabo a través de una reacción química en la cual se rompen y/o forman nuevos enlaces.

Las leyes ponderales que relacionan los pesos de las sustancias que participan en una reacción, son:

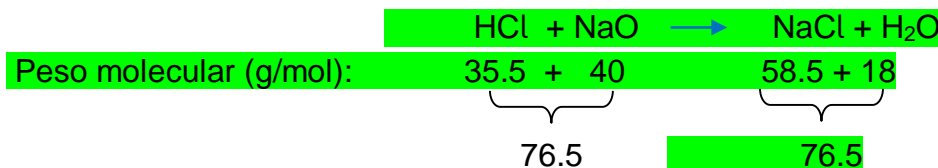
- 1.- Ley de conservación de la masa (Lavoisier).
- 2.- Ley de proporciones constantes (Proust).
- 3.- Ley de proporciones múltiples (Dalton).
- 4.- Ley de los volúmenes de combinación de los gases

6.1.1 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA (LAVOISIER)

La materia no se crea ni se destruye solo se transforma.



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



6.1.2 LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES (PROUST)

Proporción se refiere a las cantidades que forman una sustancia, por ejemplo, el H_2O está formada por una parte de 16g de Oxígeno y por 2 partes de 1g de Hidrógeno, lo cual se puede expresar como un porcentaje: 88.89% de O y 11.11% de H, o bien una relación.

En química, una relación se representa con dos puntos e indica una división. Para el ejemplo del agua la relación es de $16 : 2 = 8$ y sigue siendo válida en múltiplos enteros y fraccionarios.

Ejemplo: $32:4 = 64:8 = 16:2 = 8:1 = 4:0.5 = 8$

6.1.3 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (DALTON)

En 1803, el inglés John Dalton, postula dicha ley en la cual establece que: si dos elementos A y B se combinan para formar más de un compuesto, las masas de B que pueden combinarse con una masa dada de A, están en razón de números enteros pequeños^[10]. Otra definición indica que “las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar compuestos diferentes, están en una relación de números enteros sencillos”^[11]. En otras palabras, al combinarse dos elementos en diferentes proporciones, obtendremos diferentes compuestos y para establecer la proporción, tomamos como base el peso molecular de ambos elementos y simplificamos (dividiendo los pesos moleculares entre 2, 3, etc., hasta obtener esa relación de números enteros sencillos).

Ejemplo 1:

El Carbono y el Oxígeno pueden unirse en relaciones de 3:8 y de 3:4, para formar compuestos diferentes.

-En la relación 3:8, se forma dióxido de Carbono (CO_2).



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



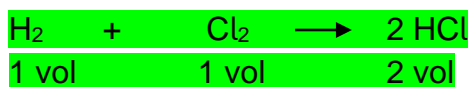
	Carbono	Oxígeno
Peso molecular	12	16 x 2 = 32
Dividiendo entre 4	3	8

-En la relación 3:4, se forma monóxido de Carbono (CO).

	Carbono	Oxígeno
Peso molecular	12	16 x 1 = 16
Dividiendo entre 4	3	4

6.1.4 LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN DE LOS GASES

Quando se mide a presión y temperatura constante los volúmenes de los gases que reaccionan o cuando se produce una reacción química puede expresarse en proporción de números enteros sencillos.



Relación 1 1 2

6.2 CÁLCULOS CON SUSTANCIAS QUÍMICAMENTE 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 **seguir** 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 qué se funda el tema del problema dado. Y sobre todo interpretar las relaciones estequiométricas de la ecuación.
4. Efectuar el cálculo pedido.



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



En este 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 la 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 centésimas.

A continuación, se mostrarán los distintos tipos de cálculos estequiométricos, como son relación masa-masa, relación masa- volumen, etc. La aplicación de cada uno dependerá de la naturaleza de la reacción principalmente (estados de agregación de reactivos y productos). Estos cálculos son fundamentales en la Ingeniería Química, ya que son la base para el diseño de procesos industriales u optimizaciones. Por ejemplo, si deseo obtener cierta cantidad de Penicilina (como producto final), necesito forzosamente conocer cuánto reactivo (materia prima), es necesaria y así producir la cantidad deseada. Como un ejemplo más general veamos estos cálculos como una receta, si yo deseo preparar cierto platillo, forzosamente necesito conocer las cantidades necesarias de ingredientes.

Para esto se mostrará el procedimiento para cada tipo de relación, así como sus fundamentos y los resultados que se pueden obtener.

6.2.1 RELACIÓN MASA-MASA

Tanto los reactivos como los productos se expresan en unidades de masa.

Ejemplo 1:

En la siguiente reacción



Si se producen 250 Kg de Cloruro de Potasio (KCl) Calcular:

a) Los gramos de Dióxido de Carbono (CO₂) que se producen



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

$$250\,000\text{g de KCl} \left(\frac{1\text{ mol KCl}}{74.5\text{g de KCl}} \right) \left(\frac{6\text{ mol CO}_2}{4\text{ mol KCl}} \right) \left(\frac{44\text{g CO}_2}{1\text{ mol CO}_2} \right) \left(\frac{1000\text{g CO}_2}{1\text{Kg CO}_2} \right) = 221476\text{ g CO}_2$$

b) Los miligramos de Carbono (C) que se consumen

$$250\,000\text{g de KCl} \left(\frac{1\text{ mol KCl}}{74.5\text{g de KCl}} \right) \left(\frac{6\text{ mol C}}{4\text{ mol KCl}} \right) \left(\frac{12\text{g C}}{1\text{ mol C}} \right) \left(\frac{1000\text{mg C}}{1\text{g C}} \right) = 6 \times 10^7\text{ mg C}$$

c) Las libras de Clorato de Potasio (KClO₃) que se consumen

$$250\,000\text{g de KCl} \left(\frac{1\text{ mol KCl}}{74.5\text{g de KCl}} \right) \left(\frac{4\text{ mol KClO}_3}{4\text{ mol KCl}} \right) \left(\frac{122.5\text{ g KClO}_3}{1\text{ mol KClO}_3} \right) \left(\frac{1\text{lb KClO}_3}{454\text{g KClO}_3} \right) = 905.45\text{ lb KClO}_3$$

6.2.2 RELACIÓN MASA-VOLUMEN

Las cantidades de reactivos o de productos se pueden expresar en gramos (o sus equivalentes) y/o volúmenes (ml).



Con la reacción anterior a partir de 13g de Clorato de Potasio (KClO₃) Calcular:

a) Los mililitros de CO₂ que se producen en condiciones normales de P y T

$$13\text{g de KClO}_3 \left(\frac{1\text{ mol KClO}_3}{122.5\text{g KClO}_3} \right) \left(\frac{6\text{ mol CO}_2}{4\text{ mol KClO}_3} \right) \left(\frac{22.4\text{ lt}}{1\text{ mol CO}_2} \right) = 3.5657\text{ lt} = 3565.7\text{ ml de CO}_2$$

b) A partir de 20g de C calcular el volumen de CO₂ que se producen a 20 atmósferas de presión y 24°C

$$20\text{ g de C} \left(\frac{1\text{ mol de C}}{12\text{ g de C}} \right) \left(\frac{6\text{ mol de CO}_2}{6\text{ mol de C}} \right) = 1.66\text{ mol de CO}_2$$

$$PV = nRT$$



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



$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1.66 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{atm lt}}{\text{mol K}}\right) (279 \text{ K})}{20 \text{ atm}} = 2.02 \text{ lt de } CO_2$$

6.2.3 RELACIÓN VOLUMEN-VOLUMEN

Tanto los reactivos como los productos se expresan en unidades de volumen (ml) o unidades de concentración (Molar, Normal, %v/v).



Dada la reacción anterior calcular:

- a) A partir de 20 ml de solución 5M de Permanganato de Potasio ($KMnO_4$), que cantidad de Amoníaco (NH_3) se consume en gramos.

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \left(\frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ de } KMnO_4}\right) \left(\frac{3 \text{ mol de } NH_3}{8 \text{ mol de } KMnO_4}\right) \left(\frac{17 \text{ g de } NH_3}{1 \text{ mol de } NH_3}\right) = 0.6375 \text{ g de } NH_3$$

- b) Con la misma solución de $KMnO_4$ que volumen de Nitrato de Potasio (KNO_3) 0.5 M se produce.

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \left(\frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ de } KMnO_4}\right) \left(\frac{3 \text{ mol de } KNO_3}{8 \text{ mol de } KMnO_4}\right) \left(\frac{1000 \text{ ml de solución}}{0.5 \text{ mol de } KNO_3}\right) = 75 \text{ ml de solución}$$

- c) Cuantos ml de una solución 3N de Hidróxido de Potasio (KOH) se producen

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \left(\frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ de } KMnO_4}\right) \left(\frac{5 \text{ mol de } KOH}{8 \text{ mol de } KMnO_4}\right) \left(\frac{1 \text{ eq de } KOH}{1 \text{ mol de } KOH}\right) \left(\frac{1000 \text{ ml de solución}}{3 \text{ eq de } KOH}\right) = 20.83 \text{ ml de solución de } 3N \text{ de } KOH$$

- d) Qué cantidad de vapor de H_2O en condiciones normales de presión y temperatura se producen.

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \left(\frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ de } KMnO_4}\right) \left(\frac{2 \text{ mol de } H_2O}{8 \text{ mol de } KMnO_4}\right) \left(\frac{22.4 \text{ lt de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O}\right) = 0.560 \text{ lt de } H_2O$$



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



e) Si la reacción se verifica a 50 atm. De presión y 20°C. ¿Qué volumen de H₂O se produce?

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \left(\frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ de } KMnO_4} \right) \left(\frac{2 \text{ mol de } H_2O}{8 \text{ mol de } KMnO_4} \right) = 0.025 \text{ mol de } H_2O$$

$$V = \frac{(0.025 \text{ mol}) \left(0.082 \frac{\text{atm lt}}{\text{mol K}} \right) (293 \text{ K})}{20 \text{ atm}} = 0.03 \text{ lt } H_2O$$

6.2.4 REACTIVO LIMITANTE Y EXCESO DE REACTIVO

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. En una reacción química balanceada, el reactivo limitante será la **base de cálculo** que ha de tomarse en cuenta para obtener la masa o volumen de productos que se han de obtener.

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 **o tomar como base a uno de los reactivos, calcular cuántas moles o gramos se requieren del otro reactivo y comparar con las cantidades que se tienen** y a partir de esos datos inferir el que limita la reacción y el que se halla en exceso.

Ejemplo 1:

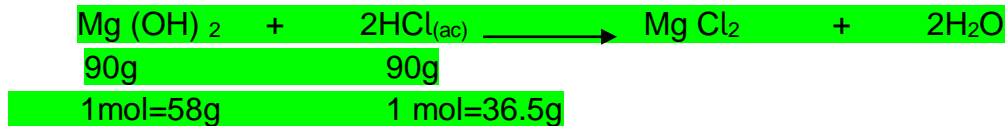
Se tienen 90 g. de Hidróxido de Magnesio {Mg (OH)₂} que reaccionan con 90 g. de ácido Clorhídrico (HCl). ¿Cuál es el reactivo limitante?



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



Primero se deben obtener los pesos moleculares de cada reactivo para conocer el número de moles y después establecer cuál de los dos reactivos es el limitante.



Para calcular el número de mol de Hidróxido de Magnesio:

$$90\text{g Mg}(\text{OH})_2 \left(\frac{1\text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{58\text{ g Mg}(\text{OH})_2} \right) = 1.5517\text{ mol Mg}(\text{OH})_2$$

Para calcular el número de mol del ácido Clorhídrico:

$$90\text{g HCl}_{(\text{ac})} \left(\frac{1\text{ mol HCl}_{(\text{ac})}}{36.5\text{g HCl}_{(\text{ac})}} \right) = 2.4657\text{ mol HCl}_{(\text{ac})}$$

Aplicando una regla de tres simple en donde relacionamos el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ con el HCl :

$$1.5517\text{ mol Mg}(\text{OH})_2 \left(\frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Mg}(\text{OH})_2} \right) = 3.1034\text{ mol HCl que se necesitan}$$

Se tienen 2.4657 mol de HCl y se requieren 3.1034 mol para reaccionar con 1.5517 mol de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ¡el HCl es el reactivo limitante!

$$2.4657\text{ mol HCl}_{(\text{ac})} \left(\frac{1\text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{2\text{ mol HCl}} \right) = 1.2328\text{ mol Mg}(\text{OH})_2$$

1.2328 mol de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ son las que reaccionarán con las 2.4657 mol de HCl.

El reactivo en exceso es el $\text{Mg}(\text{OH})_2$, ya que se tiene 1.5517 mol y se necesitan 2.2328 mol para reaccionar completamente con el HCl.



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



Reactivo en exceso= 1.55 moles de $Mg(OH)_2$
- 1.20 moles de $Mg(OH)_2$
0.35 moles de $Mg(OH)_2$

Para expresarlo en gramos:

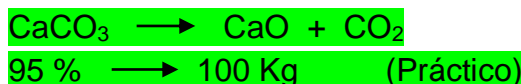
$$0.35 \text{ mol } Mg(OH)_2 \left(\frac{58 \text{ g de } Mg(OH)_2}{1 \text{ mol } Mg(OH)_2} \right) = 20.3 \text{ g } Mg(OH)_2$$

6.3 CÁLCULOS CON SUSTANCIAS CON 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 químicos cualitativos y cuantitativos, y de acuerdo con estos se calculan las cantidades de las reacciones de obtención.

Ejemplo 1:

Calcular la cantidad de óxido de Calcio (CaO) que se puede preparar al calentar 200 Kg de piedra caliza que contiene Carbonato de Calcio ($CaCO_3$) al 95% de pureza. Calcular el porcentaje de rendimiento si se obtienen 100 Kg de CaO .



$$200 \text{ Kg } (95\%) = 190 \text{ Kg } CaCO_3$$

$$190 \text{ Kg } CaCO_3 \left(\frac{1000 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ Kg } CaCO_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100 \text{ g } CaCO_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } CaO}{1 \text{ mol } CaCO_3} \right) \left(\frac{56.1 \text{ g } CaO}{1 \text{ mol } CaO} \right) \left(\frac{1 \text{ kg } CaO}{1000 \text{ g } CaO} \right) = 107 \text{ Kg } CaO \text{ (Teórico)}$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{peso práctico}}{\text{peso teórico}} \times 100 =$$



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



$$\% \text{ rendimiento} = \frac{100 \text{ kg}}{107 \text{ kg}} \times 100 = 93.45\%$$

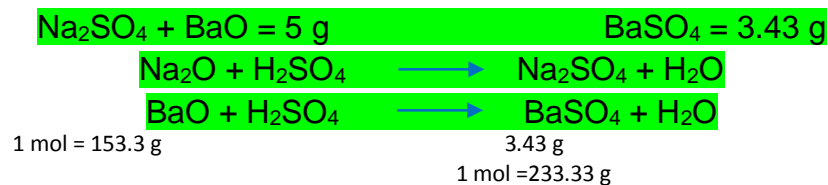
6.3.1 REACCIONES CON REACTIVOS O PRODUCTOS QUE FORMAN UNA MEZCLA

Una mezcla es la combinación de dos o más sustancias en la que cada uno de las sustancias conservan sus propiedades características (no hay reacción).

Los reactivos de una mezcla no siempre se van a encontrar solos o 100% puros. Los ingenieros metalúrgicos, por ejemplo, encontrarán mezclados al oro, plata o cualquier otro metal unido con otros compuestos de menor interés, por lo que será necesario utilizar otros reactivos para aislarlos.

Ejemplo 1:

Una mezcla de óxido de Sodio (Na_2O) y óxido de Bario (BaO) pesa 5 g, se disuelve y se hace reaccionar con ácido Sulfúrico (H_2SO_4 (dil)) para producir los sulfatos respectivos. El Sulfato de Bario (BaSO_4) se filtra y se seca obteniéndose 3.43 g. El Sulfato de Sodio (Na_2SO_4) Permanece en la solución. ¿Qué porcentaje de óxido de Bario (BaO) había en la mezcla inicial?



$$3.43 \text{ grs de BaSO}_4 \left(\frac{1 \text{ mol de BaSO}_4}{233.33 \text{ g de BaSO}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol de BaO}}{1 \text{ mol de BaSO}_4} \right) \left(\frac{153.3 \text{ g de BaO}}{1 \text{ mol de BaO}} \right) = 2.254 \text{ grs de BaO}$$

$$\left(\frac{2.254 \text{ grs de BaO}}{5 \text{ g de muestra}} \right) \times 100 = 45.07\% \text{ de BaO}$$

Demostración:

$$\begin{array}{r} 5.000 \text{ g de muestra} \\ - 2.254 \text{ g de BaO} \\ \hline 2.746 \text{ g de Na}_2\text{O} \end{array}$$



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

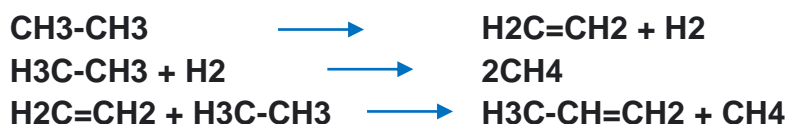


$$\left(\frac{2.746 \text{ g de Na}_2\text{O}}{5 \text{ g de muestra}} \right) \times 100\% = 54.92\% \text{ de Na}_2\text{O}$$

6.4 RENDIMIENTO O EFICIENCIA DE UNA REACCIÓN

El rendimiento o eficiencia de una reacción, está referido a una reacción a la máxima cantidad de un 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, ésta debería ser única. Sin embargo, esto no ocurre así en todos los casos y se obtienen cantidades inferiores a lo esperado teóricamente.

Lo anterior puede ser ocasionado por aspectos (técnicos) 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 los aspectos de equilibrio químico (reacciones reversibles) y por la 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:



Cómo 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 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.



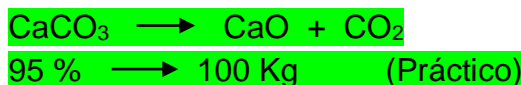
**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



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 porciento.

Ejemplo 1:

Calcular la cantidad de óxido de Calcio (CaO) que se puede preparar al calentar 200 Kg de piedra caliza que contiene Carbonato de Calcio (CaCO₃) al 95% de pureza. Calcular el porcentaje de rendimiento si se obtienen 100 Kg de CaO.



$$200 \text{ Kg} (95\%) = 190 \text{ Kg CaCO}_3$$

$$190 \text{ Kg CaCO}_3 \left(\frac{1000 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ Kg CaCO}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \right) \left(\frac{56.1 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg CaO}}{1000 \text{ g CaO}} \right) = 107 \text{ Kg CaO (Teórico)}$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{peso práctico}}{\text{peso teórico}} \times 100 =$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{100 \text{ kg}}{107 \text{ kg}} \times 100 = 93.45\%$$

7.0 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.



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



7.1 CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Hay varios tipos de pares soluto- disolvente:

- a. Líquido en líquido (alcohol en agua).
- b. Sólido en líquido (Cloruro de Sodio en agua).
- c. Gas en líquido (Amoniaco en agua).
- d. Líquido en sólido (Mercurio en Zinc).
- e. Gas en líquido (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 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.

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 ejemplos de disoluciones moleculares están: alcohol en agua, acetona en agua y en general, sustancias no electrolíticas solubles en agua. Entre las disoluciones iónicas están los electrolitos 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 –



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



líquido (alcohol en agua 1:99) el volumen de las muestras es igual a la suma de los volúmenes de los componentes de las misma.

En las disoluciones reales, por el contrario, las moléculas del soluto interaccionan (pueden formar puentes de hidrógeno, asociaciones que involucran dos o más moléculas) lo cual se traduce en desviaciones del comportamiento esperado.

Por ejemplo, el volumen de una disolución alcohol en agua 20:80 no es 100. Como esté 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 finita, 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 maneja en físico química.

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 disolución.

Concentración = cantidad de soluto / volumen de solución

O bien, a la cantidad de soluto en un volumen dado de disolvente.

Concentración = cantidad de soluto / volumen de disolvente

Debido a que el volumen de una disolución cambia con la temperatura, en el trabajo preciso está debe especificarse, cuando se emplean unidades de concentración.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

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 mol 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 disolución.

Las unidades más comunes son:

- Peso de soluto por unidad de volumen de disolución
- Peso de soluto por peso de disolvente

La preparación de disoluciones no solo se lleva a cabo en los laboratorios de clase, diversos procedimientos de análisis cuantitativos o cualitativos en la industria requieren de soluciones de concentración exacta.

Recordemos que, en una solución, el soluto se encuentra en menor proporción y el solvente en mayor proporción, lo que cambia, es como se encuentra expresado en la fórmula de preparación.

7.2.1.1 POR CIENTO EN PESO [% EN PESO (% P/P)]

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ g de solución}} (100\%)$$

Estas soluciones son las más fáciles de preparar ya que no se necesita hacer cálculos (ni siquiera de pesos moleculares) y para preparar la solución solo se requiere un matraz aforado de 100 ml si el disolvente es agua (para otros volúmenes, solo se tendrá que aplicar una regla de tres simple y para otros disolventes se requerirá la densidad del líquido).

Ejemplo: Preparar una solución al 10% de Hidróxido de Amonio



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



$$10\% \text{ (p/p) de } NH_4OH = \frac{10 \text{ g de } NH_4OH}{100 \text{ g desolución}} (100\%) = 10$$

Se necesitan 10 g de NH_4OH

Si se requiere más o menos volumen de disolución, solo hay que usar una regla de 3 simple.

7.2.1.2 POR CIENTO EN PESO/VOLUMEN [% EN VOLUMEN (% P/V)]

$$\% \text{ en volumen (p/v)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ ml desolución}} (100\%)$$

Ejemplo: Para preparar una solución al 28% (p/v) de Cloruro de Calcio ($CaCl_2$):

$$28\% \text{ (p/v) de } CaCl_2 = \frac{28 \text{ g de } CaCl_2}{100 \text{ ml de solución}}$$

Se pesan 28 g. de $CaCl_2$ y se disuelven en un matraz aforado de 100 ml

Ejemplo: Preparar una solución al 12% (p/v) de Fluoruro de amonio (NH_4F):

$$12\% \text{ (p/v) de } NH_4F = \frac{12 \text{ g de } NH_4F}{100 \text{ ml de solución}}$$

Se pesan 12 g de NH_4F y se disuelven en un matraz aforado de 100 ml.

6.2.1.1 POR CIENTO EN VOLUMEN [% EN VOLUMEN (% V/V)]

$$\% \text{ en volumen (v/v)} = \frac{\text{mililitros de soluto}}{100 \text{ ml desolución}} (100\%)$$

Ejemplo. Calcular el volumen de alcohol etílico que hay en una botella de 750 ml de Brandy cuya etiqueta indica que su concentración en volumen es del 40%.

$$ml \text{ de soluto} = \frac{\% \text{ en volumen} * 750 \text{ ml de disolución}}{100} = \frac{(40\%)(750 \text{ ml})}{100} = 300 \text{ ml de alcohol etílico}$$



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



7.2.2 UNIDADES QUÍMICAS

Las unidades químicas más usuales para expresar concentraciones son: molaridad, molalidad, normalidad y formalidad.

7.2.2.1 MOLALIDAD (m)

La molalidad de una disolución se define como el número de moles de soluto que hay en 1,000 g (1 Kg) de disolvente

$$\text{molalidad (m)} = \frac{\text{no. de moles de soluto}}{1\text{Kg de disolvente}}$$

Si queremos preparar una solución 1 molal de cualquier compuesto, se debe considerar que

$$1.0 \text{ m} = \frac{1 \text{ mol de soluto}}{1000\text{g de disolvente}}$$

Así por ejemplo para preparar una solución 0.5 m de Cianuro de Potasio (KCN):

$$0.5 \text{ m de KCN} = \frac{0.5 \text{ moles de KCN}}{1\text{Kg de disolvente (H}_2\text{O)}}$$

Pero como no podemos pesar 0.5 moles de KCN, necesitamos el peso molecular del KCN = 65 g/mol.

$$0.5 \text{ moles de KCN} \left(\frac{65 \text{ g de KCN}}{1 \text{ mol de KCN}} \right) = 32. \text{ g de KCN}$$

Significa que se deben pesar 32 g de KCN y disolverse en 1 Kg de disolvente. A menos que se indique el disolvente se presupone que será agua y entonces el soluto se disuelve en un litro de agua considerando que su densidad es 1 g/ml.

La molalidad es una unidad útil en los cálculos que implican los puntos de congelación y de ebullición de las disoluciones como se aplicará en la Unidad 4, pero el hecho de que sea difícil pesar los disolventes líquidos, hace que la molalidad sea una unidad inconveniente para el trabajo de laboratorio (por que esta concentración no cambia con la temperatura).



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



7.2.2.2 MOLARIDAD (M)

La molaridad de una disolución es el número de mol de soluto que se encuentran disueltos en un litro de disolución. Se usa para preparar soluciones de compuestos moleculares

$$M = \frac{\text{no. de mol de soluto}}{1 \text{ l de disolución}}$$

La molaridad es una unidad muy conveniente para el trabajo de laboratorio, ya que las disoluciones acuosas de molaridad conocida pueden ser preparados fácilmente, pasando la cantidad de soluto que corresponda a la concentración y completando el volumen de la disolución en un matraz aforado.

Ejemplo: Preparar una solución 0.325 M H₂CO₃

$$0.325 \text{ M de H}_2\text{CO}_3 \left(\frac{62 \text{ g de H}_2\text{CO}_3}{1 \text{ M de H}_2\text{CO}_3} \right) = 20.15 \text{ g de H}_2\text{CO}_3$$

7.2.2.3 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 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 CH₃-COOH es igual a una solución 1F del mismo ácido, ya que su peso molecular es el mismo que el de su peso formula.

Para solutos que no tienen pesos moleculares verdaderos, como las sales, no es estrictamente correcto referirse a mol, si no que se usa el peso de la formula. Por ejemplo, el cloruro de sodio tiene una formula NaCl y una solución 1F contiene 58.5 g de cloruro de sodio (que es el peso formula) en un litro de disolución.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

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.

Aplica para preparar soluciones de compuestos iónicos (u.f.) que se disociarán en el solvente

$$F = \frac{\text{no. de mol de soluto}}{1 \text{ l de disolución}}$$

Ejemplos:

a) ¿Cuántos gramos de Perclorato de Rubidio se necesitan para preparar 1 L de una solución 1.5 F?

$$1.5 \text{ Formal de RbClO}_4 \text{-----} \times \text{-----} 1 \text{ L}$$

$$1.0 \text{ Formal de RbClO}_4 \text{-----} 185 \text{ g-----} 1 \text{ L}$$

$$1.5 \text{ F de RbClO}_4 \left(\frac{185 \text{ g de RbClO}_4}{1 \text{ F de RbClO}_4} \right) = 277.5 \text{ g de RbClO}_4$$

b) preparar una solución 0.25 F de KOH

$$0.25 \text{ F de KOH} \left(\frac{56 \text{ g de KOH}}{1 \text{ F de KOH}} \right) = 14 \text{ g de KOH}$$

c) preparar una solución 0.50 F de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

$$0.50 \text{ F de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \left(\frac{310 \text{ g de Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ F de Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \right) = 155 \text{ g de Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

7.2.2.4 NORMALIDAD (N)

La normalidad de una solución se define como el número de equivalentes de soluto que hay en un litro de disolución.

$$\text{Normalidad: } \frac{\text{no. de equivalentes de soluto}}{1 \text{ l de disolución}}$$

¿Y cómo se conoce el número de equivalentes de una sustancia?

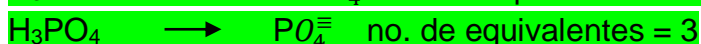
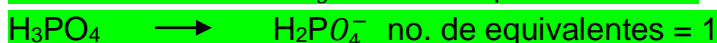
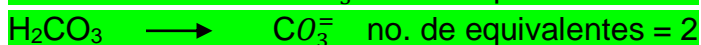
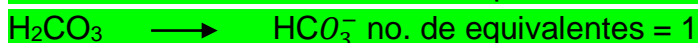


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



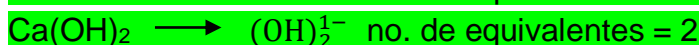
Número de equivalentes de ácidos

Se obtiene por medio del número de Hidrógenos intercambiados.



Número de equivalentes de bases fuertes

Se obtiene por medio del número de $(\text{OH})^-$ sustituibles.



Número de equivalentes de bases débiles

Se puede considerar de dos formas:

1.- Número de átomos del catión por su valencia

Ejemplo: $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2$ átomos de sodio $\times 1+ = 2$ equivalentes

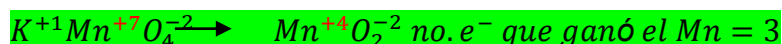
2.- Valencia del anión

Ejemplo: para el $(\text{CO}_3^{2-}) = 2$ equivalentes

Es aquí donde se hace necesario que memorices los elementos de la familia IA y IIA, eso facilitará el cálculo de número de equivalentes.

Número de equivalentes en reacciones óxido-reducción

El número de electrones intercambiados en la reacción es igual al número de equivalentes.



Por lo tanto, el número de equivalentes será 3.



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



En el laboratorio de ciencia básica I, II y III, aplicarás este conocimiento para preparar disoluciones. La mayoría de las veces, deberás calcular los gramos de sustancia a pesar o mililitros a medir y será necesario que calcules el peso equivalente que se define a continuación:

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{no. de equivalentes}} \text{ ó } \frac{\text{peso atómico}}{\text{valencia}}$$



De ella se puede observar que el número de electrones ganados por el Cromo es tres, pero como son dos átomos, entonces serán seis electrones, por lo tanto, el peso equivalente del ión Dicromato de Potasio es:

$$\text{Peso eq. de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \frac{294.1 \text{ g/mol}}{6 \text{ g/mol}} = 49.04 \text{ g/eq de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Para preparar una disolución Normal en el laboratorio, se utiliza la siguiente fórmula, siempre y cuando el reactivo sea sólido:

$$g = \text{VEN}$$

$$g = \text{volumen (l)} * \text{peso equivalente (g/eq)} * \text{normalidad de la disolución (eq/l)}$$

Si el reactivo es líquido, entonces se debe considerar la densidad y pureza del mismo:

$$g = \text{VENp(pureza)}$$

El porcentaje de la pureza del líquido debe considerarse en forma invertida, para garantizar que la solución contiene la cantidad de soluto requerido (100/pureza).

Ejemplo: Preparar la siguiente solución Normal.

a) 250 ml de una solución 0.25 N de NaCl

$$g = (0.250) \left(\frac{58.5 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ eq de NaCl}} \right) (0.25 \text{ N de NaCl}) = 3.6563 \text{ g de NaCl}$$



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



7.2.3 DILUCIÓN POR RELACIÓN DE VOLÚMENES

Generalmente se encuentran expresadas como una relación de proporción $x: y$. El primer número (x) indica las partes de soluto y el segundo (y) las partes del solvente.

Ejemplo: Preparar una solución de ácido Clorhídrico (HCl) 1:3. Como no se indica el solvente se presupone que es agua y se deben mezclar 1ml de HCl y 3 ml de agua.

Si se requiere más cantidad de disolución solo se tendrá que multiplicar por el mismo factor (2, 5, 7, etc.).

- ❖ 2 ml de HCl y 6 ml de agua
- ❖ 5 ml de HCl y 15 ml de agua

7.2.4 DILUCIÓN DE DISOLUCIONES

La dilución es el procedimiento que se sigue para preparar una solución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Al efectuar un proceso de dilución, conviene recordar que al agregar más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de moles de soluto presente en la disolución. En otras palabras:

moles de soluto antes de la dilución = moles de soluto después de la dilución

Con esta base y considerando que las soluciones están formadas por el soluto disuelto (C_2) en un volumen de disolución (V_2) y que todo el soluto proviene de la disolución concentrada original (C_1), se concluye que:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

donde:

C_1 y C_2 son las concentraciones de la disolución inicial y final, V_1 y V_2 son los volúmenes respectivos de la disolución inicial y final. Desde luego, las unidades de V_1 y V_2 deben ser las mismas (ml de preferencia)

Ejemplo:



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



¿Qué volumen de una disolución 8.61M de ácido Sulfúrico (H_2SO_4) se necesita para preparar 500 ml de una disolución 1.75M de H_2SO_4 .

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

donde:

$$\begin{array}{l} M_1 = 8.61M \qquad M_2 = 1.75M \\ V_1 = \qquad \qquad V_2 = 500ml \end{array}$$

$$V_1 = \frac{M_2 \times V_2}{M_1}$$

Sustituyendo datos:

$$V_1 = \frac{1.75M \times 500ml}{8.61M} = 102 ml$$

Se deben tomar 102 ml de la disolución y aforar con agua en un matraz de 500 ml.

BIBLIOGRAFÍA

1- Vázquez Flores Carolina. (2016). Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química. (Tesis para obtener el título de Ing. Químico). UNAM. Facultad de Estudios Superiores Zaragoza. Ciudad de México.

2- S. W. Benson, Cálculos químicos, Editorial Limusa, México, 2003.

3- 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 2002.

4- S. Brewer, Solución de problemas de química analítica, Editorial Limusa, 2002.

5- C. R. Dillar y D. E. Goldberg, Química reacciones, estructuras, propiedades. Fondo educativo interamericano, S. A., México, 2000.

6- S. Fontana y M. Norbis, Química general universitaria, Fondo educativo interamericano, S. A., México, 2001.



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



- 7- L. M. Guzmán A. E. Loyo A. y G. C. Rosales R., Balanceo de ecuaciones, Material didáctico, FES Zaragoza.
- 8- R. Luna R., Química básica aplicada y fundamentos de estequiometría, Limusa, México, 2005.
- 9- E. Gil F y F. Vázquez G., Estequiometría, Grijalbo, 2000.
- 10- B. H. Mayan, Química, Cursó universitario, Addison – Wesley Iberoamericana, México, 2000.
- 11- W. I. Masterton y E. J. Slowinsky, Química general superior, Interamericana, México, 2001.
- 12- CH. E. Mortimer, Química, Ed. Iberoamericana, 2003.
- 13- R. O. Connor y CH. Mikel, Problemas de química aplicada, Ed. Haría, México, 2002.
- 14- J. L. Rosenberg, Teoría y problemas de química general, McGraw-Hill, México, 2001.
- 15- G. H. Schmidt, Química biológica, Interamericana, McGraw-Hill, Madrid, España, 2005.
- 16- H. Stephen Stiker, Chemistry, A science for today, MacMillan, Publishing Company, USA, 2008.



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE
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, porque 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(a), 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:

- 1- Leer cuidadosamente los pasos de todo el experimento a fin de entender perfectamente lo que se pretende y la forma en que se logrará.
- 2- Efectuar con verdadero ahínco las actividades de investigación propuestas en cada experimento.
- 3- Realizar correctamente los cálculos estequiométricos.
- 4- No olvidar que se evaluará a través de la lista de cotejo, los métodos de laboratorio, así como el trabajo en general.
- 5- Presentar por escrito y discutir con el profesor(a) el plan de trabajo, basándose siempre en el método experimental y en la unidad dos.
- 6- Al finalizar un experimento entregar el informe correspondiente y no esperar a terminar la unidad.
- 7- Realizar una discusión en grupo de los objetivos alcanzados en cada experimento, así como el de la unidad.



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



ESTEQUIOMETRÍA 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 de 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 y Solubilidad.
- 2- Uso correcto de: Balanza Analítica, Desecador, Estufa eléctrica y Mufla (opcional).

Actividades, el alumno:

- 1- Investigará las propiedades de las sustancias involucradas en la reacción, incluyendo las tóxicas.
- 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 y



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



- 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 guiado 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

Protocolo Jorge Rivas Montes

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:

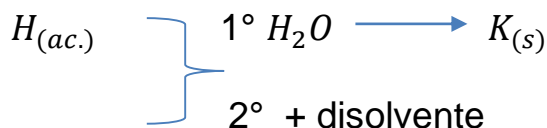
- 1- Presentará al profesor un plan de trabajo basándose en el método científico y que incluya, además:

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 PRIMER SEMESTRE**



1.2- Propiedades de los compuestos:

1.2.1- Físicas: color, solubilidad, densidad (únicamente los líquidos), estabilidad ante el medio (delicuescencia, eflorescencia, 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.

1.3.5- 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 los cálculos entre 0.5- 1g 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 PRIMER SEMESTRE**



UNIDAD 4

ESTADOS DE AGREGACIÓN



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



CONTENIDO

- 1.0 Objetivo
- 2.0 Requisitos
- 3.0 Introducción
- 4.0 Diferencias estructurales de los estados de agregación de la materia
 - 4.1 Gases
 - 4.2 Líquidos
 - 4.3 Sólidos
- 5.0 Cambios de estado
- 6.0 Presión de vapor de líquidos.
 - 6.1 Punto de ebullición.
- 7.0 Constantes críticas.
- 8.0 Presión de vapor de sólidos.
 - 8.1 Punto de sublimación.
 - 8.2 Punto de congelación.
- 9.0 Fases.
 - 9.1 Diagrama de fases.
 - 9.2 Punto triple.
- 10.0 Apéndice.
 - 10.1 Barómetro
 - 10.2 Manómetro
 - 10.3 Unidades de presión.
 - 10.4 Medidas y factores de conversión.
 - 10.5 Temperatura de mezclas frigoríficas.
 - 10.6 Temperatura de baños de líquidos.
 - 10.7 Tabla de presión de vapor del agua a diferentes temperaturas.
 - 10.8 Nomograma presión de vapor- temperatura para sustancias con punto de ebullición bajo.



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



1.0 OBJETIVOS

Al concluir esta Unidad, el alumno:

- 1- Identificará y diferenciará las propiedades de una sustancia sólida, líquida o en fase vapor.
2. Explicará con sus palabras, los siguientes conceptos:
 - 2.1- Presión de Vapor, Punto de fusión, Punto de ebullición, Punto de sublimación, Punto de congelación, Punto de condensación, Temperatura crítica, Presión crítica y Punto triple.
- 3- Propiedades coligativas:
 - 3.1- Elevación del punto de ebullición y Disminución del punto de congelación.
- 4- Interpretará un diagrama de fases de una sustancia.
- 5- Identificará la energía asociada en los cambios de estado de una sustancia.
- 6- Observará y analizará el efecto de la presión en los cambios de estado.
- 7- Observará y analizará el efecto sobre los cambios de estado, causados por la adición de un soluto electrolito y no electrolito, de un líquido puro.
- 8- Aplicará el Método Experimental en los experimentos que realice en esta Unidad.

2.0 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

3.0 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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE



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: sólidos, 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 posterior. 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 el último como la causa mediante la cual sucedía lo que hoy llamamos un “cambio de estado”: la energía.

Cómo 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.

Cómo estudiante de la Química interesa mucho conocer la pureza de las sustancias que se manejan. Comparando las condiciones en qué 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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

4.0 DIFERENCIAS ESTRUCTURALES DE LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

4.1 GASES

Se considera que los gases están compuestos por **estructuras cuyas** moléculas separadas unas de las 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 los contiene.

La influencia de las fuerzas intermoleculares y el tamaño finito molecular es muy baja.

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 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 movimiento libre como en el estado gaseoso o como en el líquido, sino que se encuentran en posiciones definidas dentro de sus estructuras, presentando solamente movimiento vibratorio.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

La conformación ordenada tiene un volumen menor que en el estado líquido, aunque esta diferencia solo llega a ser del 5 al 10%, pero su densidad si es más alta.

5.0 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 de líquido a sólido.

Generalmente, a medida que disminuye la energía, aumenta 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.

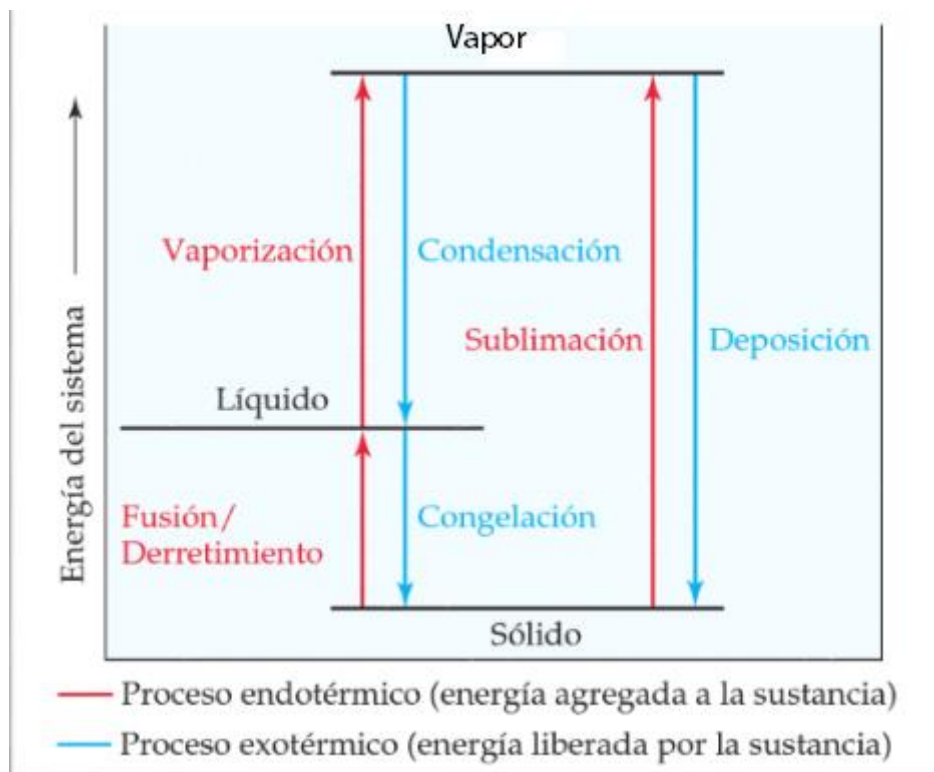


Figura 5. Cambios de fase y sus distintos nombres (Brown, Química la ciencia central, 12^o, 2014).



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



6.0 PRESIÓN DE VAPOR DE LÍQUIDOS

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 “unidas” por fuerzas intermoleculares y si el líquido se evapora, significa que las moléculas son capaces de vencer estas fuerzas y pasar al estado vapor.

Según la distribución 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 mantiene 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 aumenta en la fase vapor y debido a los choques entre ellas regresan a la fase líquida.

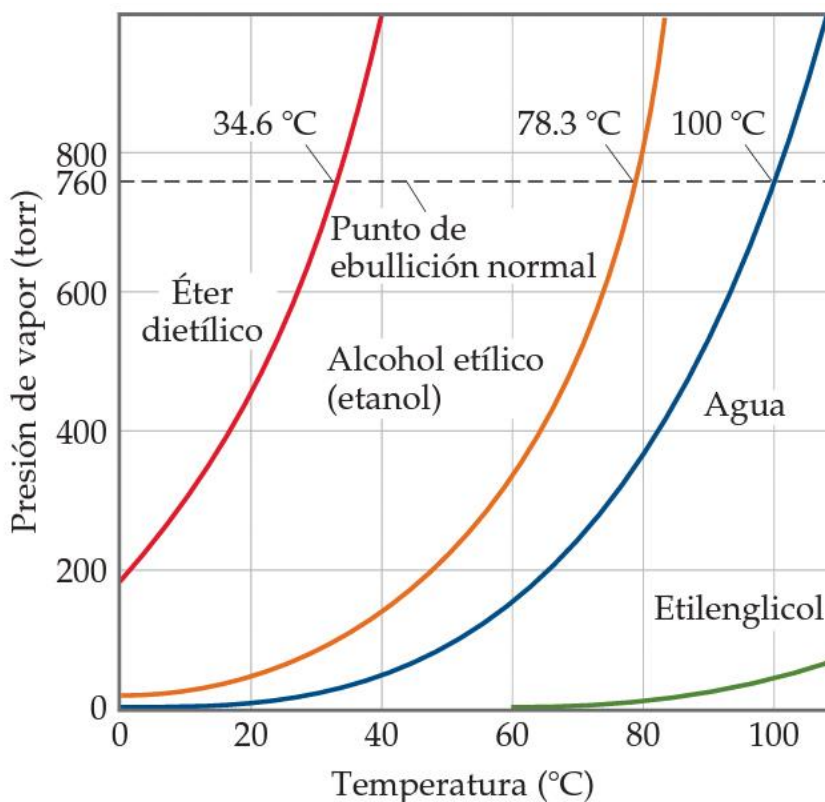
La velocidad de condensación sigue aumentando hasta igualar a la velocidad de evaporación y en este momento, el número de moléculas que salen del líquido es el mismo número de moléculas que regresan a él.

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. 2), ya que aumenta la energía cinética 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 interface existente.



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



Gráfica 13. Presión de vapor de cuatro líquidos como una función de la temperatura (Brown, Química la ciencia central, 12^o, 2014).

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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

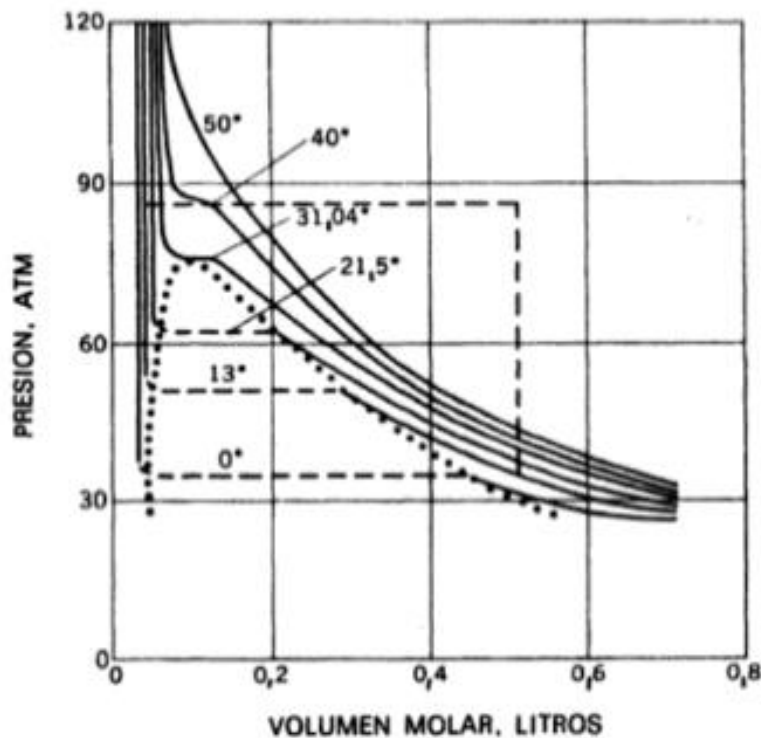
Entonces, la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual la presión de vapor **es igual** la presión atmosférica. Cuando la presión de vapor llega a ser 1 atm, se conoce como temperatura de ebullición normal.

Los líquidos con temperatura de ebullición baja generalmente tienen presiones de vapor altas y viceversa.

7.0 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 Gráfica 14).



Gráfica 14. Isotermas del CO_2 cerca del punto crítico.(M. G. Barrow. Química Física. Ed. Reverte.2002)

Cada una de las líneas que se encuentra en la gráfica se denomina isotermas (a temperatura constante). Analicemos la isoterma de 13 °C. En el punto A tenemos un



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



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-líquido. Cuando se llega al punto C, como el líquido es relativamente incomprensible ya no disminuye su volumen, pero, aunque se siga aumentando la presión.

En la isoterma de $21.5\text{ }^\circ\text{C}$ se puede observar el mismo comportamiento, pero el intervalo de coexistencia gas-líquido disminuye. A una temperatura de $31\text{ }^\circ\text{C}$ desaparece la coexistencia gas-líquido; esta temperatura es la temperatura crítica, y la presión que corresponde a este punto, es la presión crítica, en este caso de 73 atm.

Por encima de $31\text{ }^\circ\text{C}$ 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 (hiperbola)

8.0 PRESIÓN DE VAPOR DE LOS SÓLIDOS

Un sólido también tiene presión de vapor. Las moléculas de los sólidos 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, por ejemplo: 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 esta temperatura el vapor tiene suficiente presión para contrarrestar la atmosférica; por



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



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 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 del líquido reaparecen gradualmente y no a una temperatura definida.

9.0 FASES

Un material es homogéneo si sus propiedades macroscópicas (por ejemplo, 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 continuamente y lentamente, mientras que, al cruzar una frontera, hacia otra fase, lo hacen bruscamente.

9.1 DIAGRAMA DE FASES

Cómo 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:

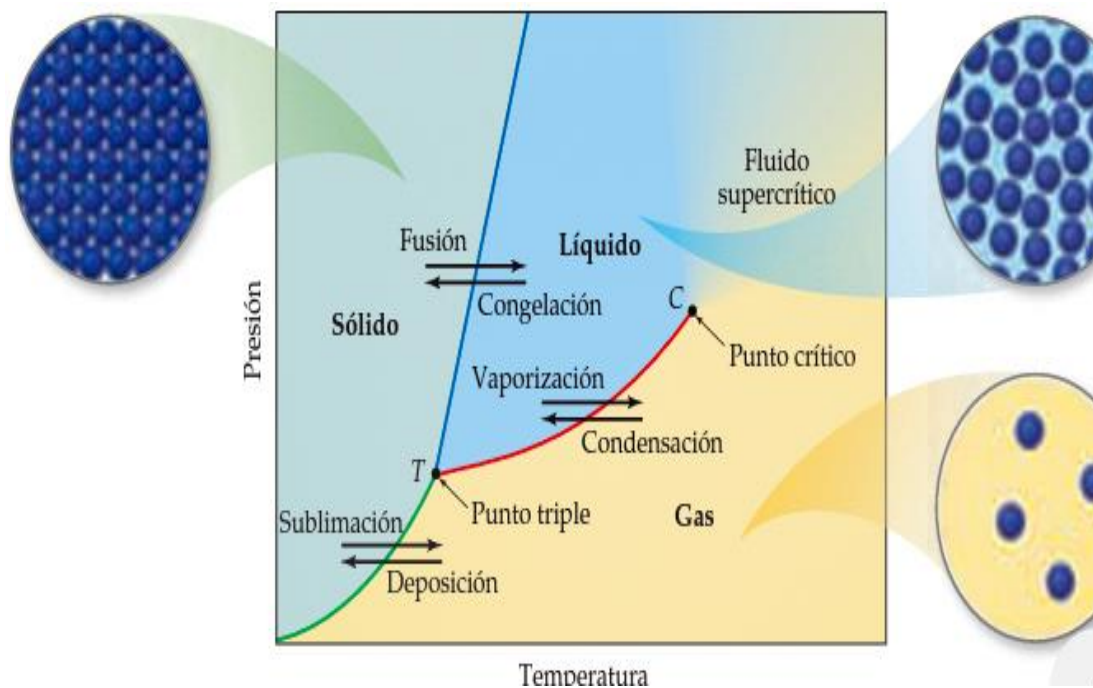


Figura 6. Diagrama de fases genérico para una sustancia pura. (Brown, Química la ciencia central, 12^o, 2014).

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.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

La figura 6, es un diagrama de fases, es la representación gráfica de los rangos de la temperatura y presión en los cuales las diferentes fases de una sustancia son estables. Estos diagramas son característicos 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 de 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 el punto de congelación del punto de congelación normal.

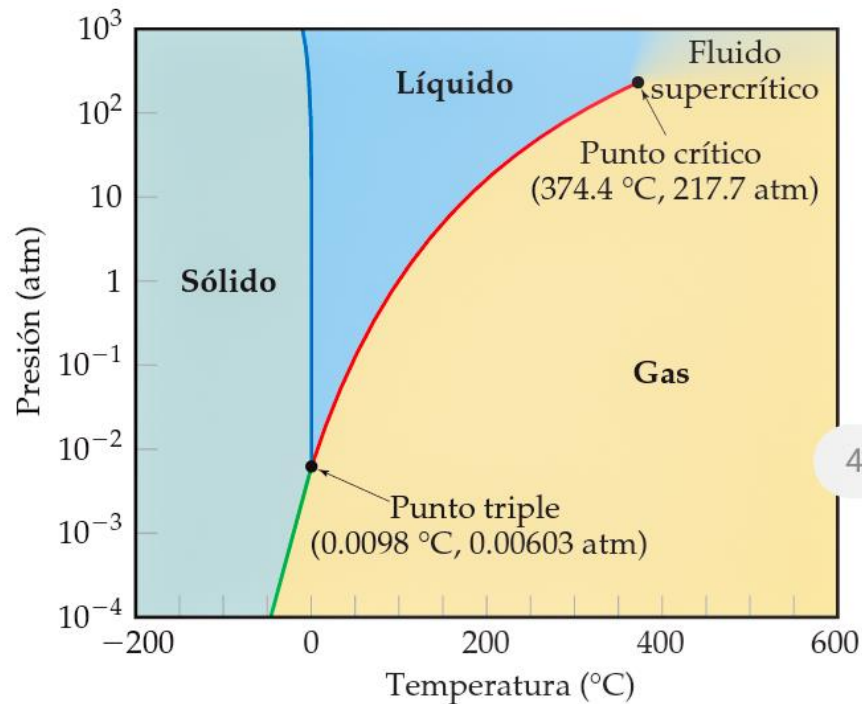
La presión de vapor del agua en el punto triple es de 4.759 mm de Hg. Ahora, si aumentamos la presión externa mediante un pistón, ¿Qué ocurre? El vapor de agua presente se condensaría en el líquido y sólido y a medida que siga aumentando la presión, la temperatura del sistema debe disminuir para mantener el equilibrio al agua y al hielo. Para cada valor de presión superior a 4.579 mm de 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.



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



La siguiente gráfica nos muestra el diagrama de fases del agua:



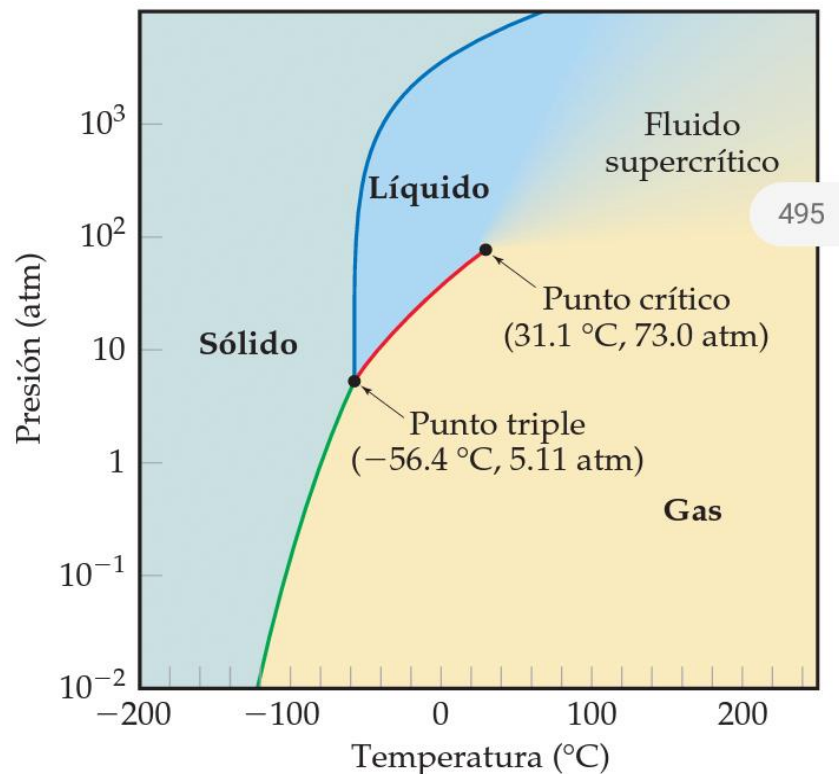
Gráfica 15. Diagrama de fases del agua. (Brown, Química la ciencia central, 12^o, 2014).

La gráfica 15, muestra el diagrama de fases del agua, debido al amplio rango de presiones en el diagrama, se utiliza una escala logarítmica para representar la presión. La curva de fusión (línea azul) es atípica, ya que se inclina hacia la izquierda cuando la presión aumenta, lo cual indica que, en el caso del agua, el punto de fusión **disminuye** cuando aumenta la presión. Este comportamiento inusual ocurre porque el agua está entre las muy pocas sustancias cuya forma líquida es más compacta que la sólida.

Si la presión se mantiene constante a 1 atm, es posible moverse de la región sólida a la líquida o gaseosa del diagrama de fases mediante un cambio en la temperatura, como es de esperarse por nuestros cotidianos encuentros con el agua. Su punto triple se encuentra a una presión relativamente baja, 0.00603 atm. Debajo de esta presión, el agua líquida no es estable y el hielo se sublima a vapor de agua por calentamiento. Esta propiedad del agua se utiliza para secar los alimentos y bebidas “por congelación”.

El alimento o la bebida se congela a una temperatura menor a 0°C , después se coloca en una cámara de baja presión (por debajo de 0.00603 atm) y entonces se calienta para que el agua sublime, deshidratando el alimento o bebida.

El siguiente diagrama de fases corresponde al CO_2



Gráfica 16. Diagrama de fases del Bióxido de carbono. (Brown, Química la ciencia central, 12^o, 2014).

El diagrama de fases del CO_2 se muestra en la gráfica 16. La curva de fusión (línea azul) se comporta de manera usual, inclinándose a la derecha cuando la presión aumenta. La presión es relativamente alta en el punto triple. 5.11 atm , entonces el CO_2 no existe como líquido a 1 atm , lo cual significa que el CO_2 sólido no se funde al calentarse, pero si se sublima. Así, el CO_2 no tiene punto de fusión normal; en vez de ello, tiene un punto de sublimación normal -78°C . como el CO_2 se sublima en lugar de fundirse cuando absorbe energía a presiones ordinarias, entonces el CO_2 sólido (hielo seco) es un buen refrigerante.



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**

**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**



La temperatura que corresponde a una presión de 1 atm y $-78\text{ }^{\circ}\text{C}$, se conoce como temperatura normal de sublimación. El CO_2 solo puede ser licuado a presiones superiores a 5 atm y temperaturas arriba de $-56.6\text{ }^{\circ}\text{C}$.

BIBLIOGRAFÍA

- 1- P. Ander y A. J. Sonsea, Principios de Química, editorial Limusa, México, 2004.
- 2- M. G. Barrow, Química Física, Editorial Reverte, España, 2002.
- 3- G. W. Castellan, Physical Chemistry, 2° Edition, Addison-Wesley Publishing Co. Inc., USA, 2005.
- 4- H. B. Mahan, Química Universitaria, Fondo educativo Interamericano, S. A. Bogotá, 2002.
- 5- W. I. Masterton y E. J. Slowinsky, Química general superior, Interamericana, Mexico, 2005.
- 6- Open University, Los estados de agregación de la materia, McGraw-Hill, México, 2004.
- 7- Brown, Theodore L., LeMay, H. Eugene, Bursten, Bruce E. Química, la Ciencia Central, 12 ed. Pearson Educación, México, 2014.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE 10 APÉNDICE

10.1 BARÓMETRO

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 (Ver figura 7) 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.

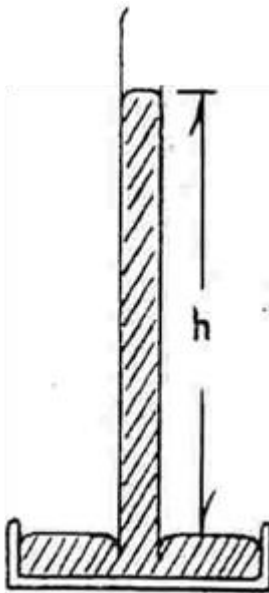


Figura 7. Esquema barómetro de Torricelli.



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



10.2 MANÓMETRO

Es un aparato que se emplea para determinar la presión de un gas o de un líquido contenido en un recipiente cerrado o sistema.

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 (Ver figura 8). Una de las ramas del

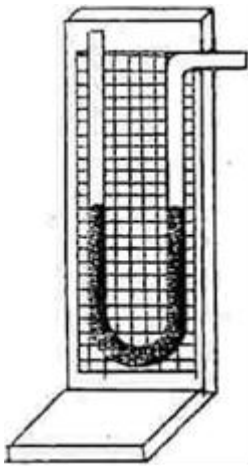


Figura 8. Esquema manómetro.

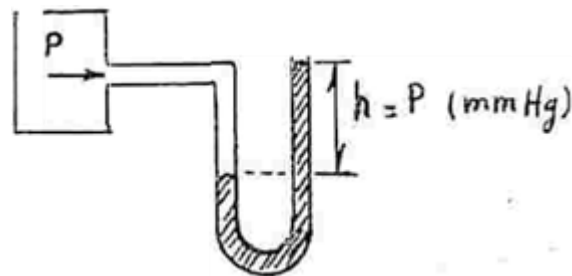
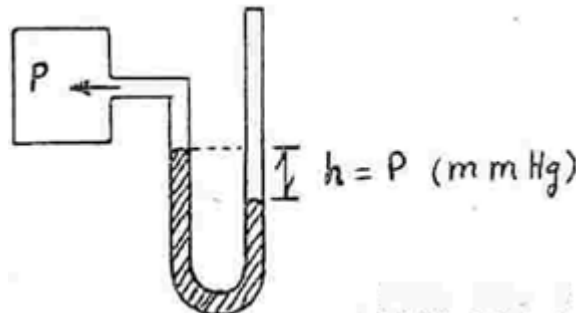


Figura 9. Conexión del manómetro al sistema.



manómetro se conecta con el sistema que se desea medir (Ver figura 9).



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



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:

Tabla de conversión de unidades de presión

	mbar	bar	Pa(Nm⁻¹)	atm	PSI
1 mbar =	1	1×10 ⁻³	100	9.869×10 ⁻⁴	1.45×10 ⁻²
1 bar =	1.000	1	1×10 ⁵	0.987	14.5
1 Pa (Nm⁻²) =	0.01	1×10 ⁻⁵	1	9.87×10 ⁻⁶	1.45×10 ⁻⁴
1 atm =	1.013×10 ³	1.013	1.013×10 ⁵	1	14.7
1 PSI =	68.95	6.895×10 ⁻²	6.895×10 ³	6.805×10 ⁻²	1
1 kgf/cm² =	9.807×10 ²	0.981	9.807×10 ⁴	0.968	14.22
1 in Hg =	33.86	3.386×10 ⁻²	3.386×10 ³	3.342×10 ⁻²	0.491
1 mm Hg =	1.333	1.333×10 ⁻³	1.333×10 ²	1.316×10 ⁻³	1.934×10 ⁻²
1 in H₂O =	2.491	2.491×10 ⁻³	2.491×10 ²	2.458×10 ⁻³	3.613×10 ⁻²
1 mm H₂O =	9.807×10 ⁻²	9.807×10 ⁻⁵	9.807	9.677×10 ⁻⁵	1.42×10 ⁻³

	Kgf/cm²	in Hg	mmHg	in H₂O	mm H₂O
1 mbar =	1.02×10 ³	2.953×10 ⁻²	0.75	0.402	10.197
1 bar =	1.02	29.53	7.5×10 ²	4.015×10 ²	1.02×10 ⁴
1 Pa (Nm⁻²) =	1.02×10 ⁵	2.953×10 ⁻⁴	7.5×10 ⁻³	4.015×10 ⁻³	0.102
1 atm =	1.033	29.92	7.6×10 ²	4.068×10 ²	1.033×10 ⁴
1 PSI =	7.03×10 ²	2.036	51.71	27.68	7.03×10 ²
1 kgf/cm² =	1	28.96	7.356×10 ²	3.937×10 ²	10,000
1 in Hg =	3.453×10 ⁻²	1	25.4	13.6	3.45×10 ²
1 mm Hg =	1.36×10 ³	3.937×10 ⁻²	1	0.535	13.59
1 in H₂O =	2.54×10 ³	7.356×10 ⁻²	1.868	1	25.4
1 mm H₂O =	1×10 ⁻⁴	2.896×10 ⁻³	7.354×10 ⁻²	3.394×10 ⁻²	1

Tabla A1. Tabla de conversión de unidades de presión (www.metring.com)



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

- Siglas que identifican al sistema cuyas unidades son pie (foot) libra (pound) y segundo (second)

A una presión de un millón de dyn/cm^2 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: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ y equivale a $1.013 \times 10^6 \text{ dyn/cm}^2$.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE Apéndice 10.4 Medidas y factores de conversión.

Factores de conversión y relaciones útiles

Longitud

Unidad del SI: metro (m)

$$\begin{aligned}1 \text{ km} &= 0.62137 \text{ mi} \\1 \text{ mi} &= 5280 \text{ ft} \\&= 1.6093 \text{ km} \\1 \text{ m} &= 1.0936 \text{ yd} \\1 \text{ in.} &= 2.54 \text{ cm (exactly)} \\1 \text{ cm} &= 0.39370 \text{ in.} \\1 \text{ \AA} &= 10^{-10} \text{ m}\end{aligned}$$

Masa

Unidad del SI: kilogramo (kg)

$$\begin{aligned}1 \text{ kg} &= 2.2046 \text{ lb} \\1 \text{ lb} &= 453.59 \text{ g} \\&= 16 \text{ oz} \\1 \text{ amu} &= 1.660538782 \times 10^{-24} \text{ g}\end{aligned}$$

Temperatura

Unidad del SI: Kelvin (K)

$$\begin{aligned}0 \text{ K} &= -273.15 \text{ }^\circ\text{C} \\&= -459.67 \text{ }^\circ\text{F} \\K &= \text{ }^\circ\text{C} + 273.15 \\^\circ\text{C} &= \frac{5}{9} (\text{ }^\circ\text{F} - 32^\circ) \\^\circ\text{F} &= \frac{9}{5} \text{ }^\circ\text{C} + 32^\circ\end{aligned}$$

Energía (derivada)

Unidad del SI: Joule (J)

$$\begin{aligned}1 \text{ J} &= 1 \text{ kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2 \\&= 0.2390 \text{ cal} \\&= 1 \text{ C}\cdot\text{V} \\1 \text{ cal} &= 4.184 \text{ J} \\1 \text{ eV} &= 1.602 \times 10^{-19} \text{ J}\end{aligned}$$

Presión (derivada)

Unidad del SI: Pascal (Pa)

$$\begin{aligned}1 \text{ Pa} &= 1 \text{ N}/\text{m}^2 \\&= 1 \text{ kg}/\text{m}\cdot\text{s}^2 \\1 \text{ atm} &= 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} \\&= 760 \text{ torr} \\&= 14.70 \text{ lb}/\text{in}^2 \\1 \text{ bar} &= 10^5 \text{ Pa} \\1 \text{ torr} &= 1 \text{ mm Hg}\end{aligned}$$

Volumen (derivada)

Unidad del SI: metro cúbico (m³)

$$\begin{aligned}1 \text{ L} &= 10^{-3} \text{ m}^3 \\&= 1 \text{ dm}^3 \\&= 10^3 \text{ cm}^3 \\&= 1.0567 \text{ qt} \\1 \text{ gal} &= 4 \text{ qt} \\&= 3.7854 \text{ L} \\1 \text{ cm}^3 &= 1 \text{ mL} \\1 \text{ in}^3 &= 16.4 \text{ cm}^3\end{aligned}$$

(Brown, Química la ciencia central, 12^o, 2014).



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

10.5 TEMPERATURA DE MEZCLAS CONGELANTES (frigoríficas)

MEZCLA	TEMP. OBTENIDA
NH_4Cl (30g) + 100 ml de agua a 13°C	-5°C
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (110g) + 100 ml de agua a 11°C	-13°C
NH_4NO_3 (60g) + 100 ml de agua a 13°C	-13°C
NaCl (33g) + 100 g de hielo finamente picado	-21°C
$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (100g) + 80 g de hielo finamente picado	-40°C
$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (100g) + 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

10.6 LÍQUIDOS PARA BAÑOS DE CALENTAMIENTO

LÍQUIDO	INTERVALO ÚTIL DE CALENTAMIENTO
Agua	Hasta 100°C (1atm)
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



**SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA**



**MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA
BÁSICA I PRIMER SEMESTRE**

**10.7 PROPIEDADES DEL AGUA Y PRESIÓN DE VAPOR DEL AGUA A
DIFERENTES TEMPERATURAS**

Densidad: 0.99987 g/mL a 0 °C
1.00000 g/mL a 4 °C
0.99707 g/mL a 25 °C
0.95838 g/mL a 100 °C

Calor (entalpía) de fusión: 6.008 kJ/mol a 0 °C

Calor (entalpía) de vaporización: 44.94 kJ/mol a 0 °C
44.02 kJ/mol a 25 °C
40.67 kJ/mol a 100 °C

Constante de ion-producto, K_w : 1.14×10^{-15} a 0 °C
 1.01×10^{-14} a 25 °C
 5.47×10^{-14} a 50 °C

Calor específico: 2.092 J/g·K = 2.092 J/g·°C para hielo a -3 °C
4.184 J/g·K = 4.184 J/g·°C para agua a 25 °C
1.841 J/g·K = 1.841 J/g·°C para vapor a 100 °C

Presión de vapor (torr) a diferentes temperaturas

T(°C)	P	T(°C)	P	T(°C)	P	T(°C)	P
0	4.58	21	18.65	35	42.2	92	567.0
5	6.54	22	19.83	40	55.3	94	610.9
10	9.21	23	21.07	45	71.9	96	657.6
12	10.52	24	22.38	50	92.5	98	707.3
14	11.99	25	23.76	55	118.0	100	760.0
16	13.63	26	25.21	60	149.4	102	815.9
17	14.53	27	26.74	65	187.5	104	875.1
18	15.48	28	28.35	70	233.7	106	937.9
19	16.48	29	30.04	80	355.1	108	1004.4
20	17.54	30	31.82	90	525.8	110	1074.6

(Brown, Química la ciencia central, 12°, 2014).

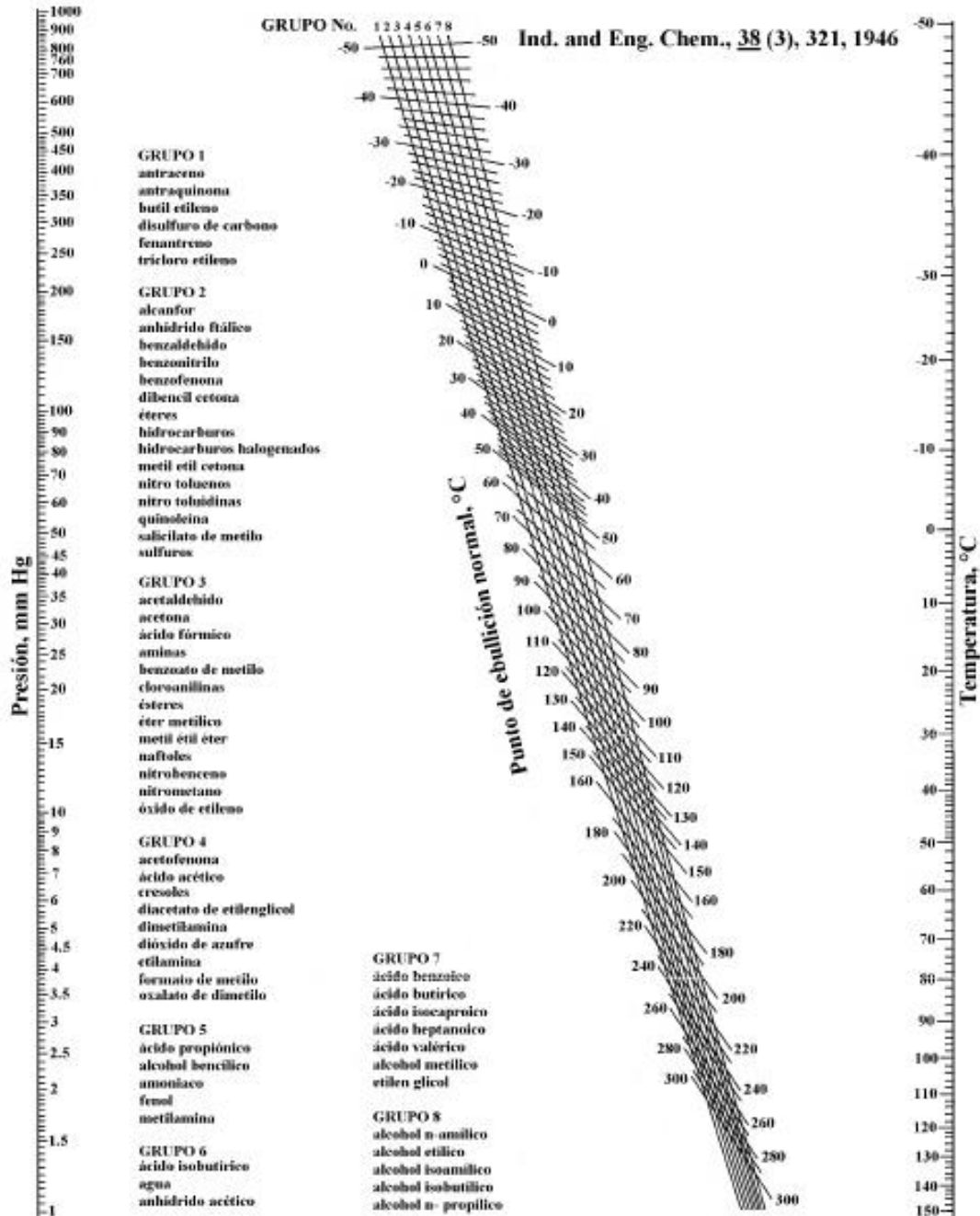


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

Apéndice 10.8. Nomograma Presión de vapor-Temperatura, para sustancias con punto de ebullición bajo.



Nomograma presión de vapor-temperatura. (Austin G. T. Manual de procesos químicos en la industria. McGraw-Hill, 1998)



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

DETERMINACIÓN DE LOS CAMBIOS DE ESTADO DE UN LÍQUIDO Y DE SU SOLUCIÓN, A PRESIÓN AMBIENTE

OBJETIVOS

Al terminar el experimento, el alumno:

- 2- Identificará experimentalmente, con una sustancia seleccionada, los estados de agregación que presenta una sustancia pura.
- 3- Determinará experimentalmente la influencia de un soluto en los cambios de estado de la sustancia seleccionada.
- 4- Encontrará las variables más importantes que influyen en los cambios de estado.
- 5- Diseñará un experimento en que se modifique alguna de las variables.
- 6- Después de haber obtenido resultados experimentales particulares válidos para una sustancia, deberá generalizar en base a los experimentos de sus condiscípulos.
- 7- Aplicará en el desarrollo del experimento y en la presentación de sus informes, la metodología establecida en la unidad uno.
- 8- Aplicará los conceptos de gráficas y análisis de datos presentados en la unidad dos.

ACTIVIDADES:

- 1.0- Investigación bibliográfica.
 - 1.1- ¿Cómo diseñará el (los) aparatos(s) para la medición de los cambios de estado de una sustancia (pura e impura) a presión constante?
 - 1.2- ¿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 dos de actividades.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I PRIMER SEMESTRE

- 2.0- 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 la 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 encuentra en existencia en el CERFYS
 - 2.4- Que de acuerdo al punto 2.1, la sustancia tenga dos cambios de estado que puedan ser medidos.
- 3.0- El alumno seleccionara otra sustancia pura (soluto) para añadir en concentración conocida a la sustancia seleccionada en el punto dos, de acuerdo a los siguientes criterios.
 - 3.1- Naturaleza electrolito o no electrolito.
 - 3.2- La sustancia se encuentra en existencia en el CERFYS
- 4.0- Auxiliado por el profesor y basado en el método experimental, presentar un plan de trabajo para realizar el experimento.
- 5.0- 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.
- 6.0- Construir cuadros comparativos de los resultados obtenidos para una sustancia pura e impura.
- 7.0- Construir graficas de temperatura contra tiempo para los cambios de estado.
- 8.0- Elaborar el informe del experimento basándose en la unidad uno.
- 9.0- 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

I.Q Eduardo Loyo Arnaud

CONCLUSIONES

En la elaboración de esta tesis se llevaron a cabo todos los requisitos solicitados. Para mas adelante ayudar con la certificación de los laboratorios de Ciencia Básica.

Se realizó una exhaustiva actualización del Manual de Ciencia Básica (Organización, Ortografía, actualización de gráficas, figuras, redacción, contenido, etc.).

Se elaboraron los protocolos correspondientes de la asignatura, cumpliendo con el plan de estudios de la licenciatura de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza, aprobado por el H. Consejo Técnico, el 13 de agosto del 2013.

Con todo lo realizado en este trabajo se espera contribuir a la acreditación de la licenciatura de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza.

BIBLIOGRAFIA

- 1- Brown, Theodore L., LeMay, H. Eugene, Bursten, Bruce E. Química, la Ciencia Central, 12 ed. Pearson Educación, México, 2014.
- 2- Vázquez Flores Carolina. (2016). Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química. (Tesis para obtener el título de Ing. Químico). UNAM. Facultad de Estudios Superiores Zaragoza. Ciudad de Mexico.
- 3- Raymond Chang. Química. 6ª ed. Ed. Mc Graw Hill 1998 México. Pp: 24
- 4- Fundamentos de química. Frank Brescia, et. al. Ed. Continental. 1980. Pp: 345.
- 5- Ing. Carlos Gutiérrez Aranzeta. Introducción a la Metodología Experimental. 2ª ed. Ed. Limusa. México. 2007. Pp: 15 – 17.
- 6- Arana, F. (2007). Método experimental para principiantes. México: Fondo de cultura económica.
- 7- Jorge Rivas Montes. Manual de laboratorio de ciencia basica I. Version 2008. UNAM
- 8- <https://condor.zaragoza.unam.mx/sipda/>
- 9- Moore, John W. El Mundo de la Química Conceptos y Aplicaciones. 2 ed. Addison-Wesley, México, 2000.
- 10-R. Chang: Principios Esenciales de Química General. 4ª edición McGraw-Hill 2006.
- 11- W. L. Masterton, C. N. Hurley: Química Principios y Reacciones. 4ª edición Thomson Ed, 2003.
- 12- Baird D. C. Experimentación. Una introducción a la teoría de mediciones y al diseño de experimentos 2º Ed. Prentice Hall Hispanoamericana. México. 2001.
- 13- Miller C. J. y Miller N. J. Estadística para química analítica. 2º Ed. Addison-Wesley Iberoamérica. USA. 2000.
- 14- Squires G. L. Física práctica. McGraw-Hill. México. 2005.
- 15- L. M. Guzmán A. E. Loyo A. y G. C. Rosales R., Balanceo de ecuaciones, Material didáctico, FES Zaragoza.
- 16- 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 2002.
- 17- E. Gil F y F. Vázquez G., Estequiometría, Grijalbo, 2000.
- 18- P. Ander y A. J. Sonsea, Principios de Química, editorial Limusa, México, 2004.
- 19- M. G. Barrow, Química Física, Editorial Reverte, España, 2002.
- 20- G. W. Castellan, Physical Chemistry, 2º Edition, Addison-Wesley Publishing Co. Inc., USA, 2005.