



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA



Ingeniería Química

Ciclo Básico

Manual de Laboratorio de Ciencia Básica II

Segundo semestre

Fecha de aprobación: 27/07/ 2022

Vigente hasta: 27/07/2025



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	2/ 186

AUTORES DE LA SEGUNDA EDICIÓN 2008 (Versión 0):

Q. Jorge Rivas Montes

I.Q. Enrique Gil Flores 

I.Q. Eduardo Loyo Arnaud

Q. Patricia Fuentes Velázquez

Q. F. B. Georgina Rosales Rivera

Q. Imelda Velázquez Montes

Compiladores:

Q.F.B Germán Ramírez Medina

Dr. Felipe Vázquez Gutiérrez



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	3/ 186

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

Q.F.B Erik Abel De los Santos Mata
Dra. María Guadalupe Salinas Juárez
I.Q. Ivonne Edith Martínez Juárez
Dra. Teresa de Jesús García Pérez
Q.A. Eduardo Giles Velázquez
Mtro. José Ponce Guerrero
Dra. Elisa Blanca Viñas Reyes
M. en C. Dora Alicia Longares Méndez
I. Q. Andrea Hernández Fernández
Q.F.B Sergio Cruz Ortíz
Biol. María Eugenia Ibarra Hernández
M. en C. Pedro Lavias Hernández
Dra. Ana Lilia Maldonado Arellano

Coordinación del trabajo

M. en C. Pedro Lavias Hernández
I.Q. Andrea Hernández Fernández
Q.F.B. Erik de los Santos Mata
Dra. Ana Lilia Maldonado Arellano

Responsable de la edición electrónica

Dra. Ana Lilia Maldonado Arellano



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	4/ 186

CONTENIDO

1.- INTRODUCCIÓN	9
2.- EL CURSO	10
3.- OBJETIVOS GENERALES Y ESPECÍFICOS	10
4.- TRABAJO DE LABORATORIO	12
I. REGLAMENTO INTERNO DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA I, II y III	13
II. DE LOS CAMBIOS DE GRUPO	15
III. DE LA ASISTENCIA	15
IV. DEL USO DE LAS INSTALACIONES	15
V. DEL TRABAJO EN EL LABORATORIO	15
VI. DEL PRÉSTAMO DEL MATERIAL	16
VII. CRITERIOS DE EVALUACIÓN (LCBI, LCBII, LCBIII)	16
VIII. DEL INFORME	18
IX VARIOS	18

UNIDAD 1. TERMODINÁMICA (CALORIMETRÍA)

1.- OBJETIVOS	20
2.- INTRODUCCIÓN	21
3.- CALOR Y TEMPERATURA	22
3.1 CALOR	22
3.2 PROPAGACIÓN DEL CALOR	22
3.2.1 CONDUCCIÓN	23
3.2.2 CONVECCIÓN	25



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	5/ 186

3.2.3 RADIACIÓN	27
3.3 TEMPERATURA	30
3.3.1 DETERMINACIÓN DE LA TEMPERATURA	31
3.3.2 ESCALAS TERMOMÉTRICAS	32
4.- CALOR Y CAMBIOS DE ESTADO	36
5.- CALOR ESPECÍFICO Y CALORÍA	38
6.- ECUACIONES TERMOQUÍMICAS Y LEY DE HESS	39
6.1 CALOR DE REACCIÓN	41
6.1.1 CALOR DE REACCIÓN	41
6.1.1.1 PROCESO DE LA COMBUSTIÓN	42
6.1.2 CALOR DE NEUTRALIZACIÓN	44
6.1.3 CALOR DE DISOLUCIÓN	47
7.- ENTALPÍA Y ENERGÍA INTERNA	49
8.- CALORIMETRÍA	52
8.1 CALORÍMETROS	53
8.2 TIPOS DE CALORÍMETROS	55
8.3 CALORÍMETRO HUMANO	57
9.- EJERCICIOS RESUELTOS	59
10.- EJERCICIOS	81
11.- PROTOCOLO DE EXPERIMENTOS	91
EXPERIMENTO 1 “CALIBRACIÓN DE UN CALORÍMETRO”	92
EXPERIMENTO 2 “CALOR DE DISOLUCIÓN DEL CARBONATO DE SODIO ANHIDRO”	93



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	6/ 186

EXPERIMENTO 3 “DETERMINACIÓN DEL CALOR DE REACCIÓN (DESCOMPOSICIÓN) DEL H_2O_2 ”	94
12.- PROBLEMARIO	96
BIBLIOGRAFÍA	102

UNIDAD 2. EQUILIBRIO QUÍMICO

INTRODUCCIÓN	104
OBJETIVOS	105
1. EQUILIBRIO QUÍMICO	106
2. CLASIFICACIÓN DEL EQUILIBRIO QUÍMICO	108
3. CONSTANTE DE EQUILIBRIO Y SU EXPRESIÓN	110
3.1 EJERCICIO	111
4. CARACTERÍSTICAS DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO	111
5. PROBLEMAS RESUELTOS	116
5.1 CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO	117
5.2 CÁLCULO DE LAS CONCENTRACIONES Y PRESIÓN DE EQUILIBRIO	120
6. EJERCICIOS PARA RESOLVER	126
7. ALTERACIÓN DEL EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRINCIPIO DE LE CHATELIER	127
7.1 CAMBIO DE CONCENTRACIÓN	128
7.2 CAMBIO DE TEMPERATURA	130
7.3 CAMBIO DE PRESIÓN	131
8. COCIENTE Q Y GRADO DE AVANCE DE UNA REACCIÓN	132
9. EJERCICIOS PARA RESOLVER	135
10. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD	139
11. EJERCICIOS RESUELTOS	140
12. APLICACIONES DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD	143



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	7/ 186

12.1	KPS Y SOLUBILIDAD	143
12.1.1	EJERCICIOS RESUELTOS	144
12.2	KPS Y PRECIPITACIÓN	146
12.2.1	EJERCICIOS RESUELTOS	147
12.3	PRECIPITACIÓN CUANTITATIVA	149
13.	EFFECTO ION COMÚN	149
14.	EJERCICIOS PARA RESOLVER	154
15.	EXPERIMENTOS	
	EXPERIMENTO 4 EQUILIBRIO IÓNICO “DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO DEL ÁCIDO ACÉTICO”	156
	EXPERIMENTO 5 “EQUILIBRIO HETEROGÉNEO”	158
	EXPERIMENTO 6 “ANÁLISIS DE CATIONES”	160
16.	PROBLEMARIO GENERAL	161
	EJERCICIOS DE KPS	164
	ANÁLISIS CUALITATIVO	166
17.	BIBLIOGRAFÍA CONSULTADA	167
UNIDAD 3. ANÁLISIS QUÍMICO DEL AGUA DE LA FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA		
	ANÁLISIS QUÍMICO DEL AGUA	169
1.	INTRODUCCIÓN	170
1.1	EL AGUA	170
1.2	EL AGUA EN LA NATURALEZA	172
1.3	FUENTES DE ABASTECIMIENTO	173
1.4	AGUA POTABLE	175
1.5	AGUA NEGRA	174
2.	ANÁLISIS DEL AGUA	176



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	8/ 186

3. RECOLECCIÓN DE MUESTRAS	176
4. EXPERIMENTOS	177
EXPERIMENTO 7 “DETERMINACIÓN GRAVIMÉTRICA DE SULFATOS”	178
EXPERIMENTO 8 “ALCALINIDAD EN AGUA”	179
EXPERIMENTO 9 “DETERMINACIÓN DE CALCIO Y MAGNESIO EN AGUA”	180
EXPERIMENTO 10 “DETERMINACIÓN DE CLORUROS EN UNA MUESTRA DE AGUA”	181
5. PROBLEMARIO	182
6. BIBLIOGRAFÍA	186



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	9/ 186

GENERALIDADES

Jorge Rivas Montes.

Prof. de tiempo completo.

1. INTRODUCCIÓN.

Con este laboratorio, se concluye la primera etapa del aprendizaje de los principios de 'los métodos de Laboratorio para Química Inorgánica y Fisicoquímica que se inició en el Laboratorio de Ciencia Básica I y a su vez, se continuará con el carácter formativo de la etapa teórico-práctica de un laboratorio que sirve de introducción a la práctica profesional y en el que didácticamente, están integradas experiencias que involucran a la Química inorgánica, y a la Fisicoquímica. Asimismo, este laboratorio servirá de plataforma para estudiar problemas teórico-práctica de Química Orgánica que se tratarán en el siguiente Laboratorio de Ciencia Básica III.

Es pertinente hacer hincapié en que el Laboratorio de Ciencia Básica II, cumple una función dicotómica respecto a las asignaturas teóricas, dado que en algunas unidades servirá como antecedente y en otras como consecuente de ellas. La primera situación significa que, en determinadas unidades, se estudiarán algunos temas primeramente en el laboratorio, como será el caso del Equilibrio Químico en los que se adquirirán una serie de conocimientos a priori que posteriormente serán reafirmados. La segunda (consecuente), quiere decir que primero o paralelamente al laboratorio, se estudiarán temas en alguna asignatura de teoría, relacionados con ciertos temas de L. C. B. II, lo que acrecentará el aprendizaje cuando en el laboratorio se lleve el terreno de la praxis. Se tiene como ejemplo que en la asignatura de Química I, se estudió una introducción a la Termoquímica en la unidad II y en Fisicoquímica I, casi paralelamente al laboratorio, se estudiarán en la unidad III tópicos referentes a la Termodinámica, Procesos Termodinámicos (entalpía) y Termoquímica (calorímetro, cambio de entalpía en reacciones, calor sensible, etc.)



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	10/ 186

2. EL CURSO

El Laboratorio de Ciencia Básica II, es una asignatura práctica de observación y experimentación, entendida ésta como la asignatura por la que el estudiante puede lograr soluciones a los problemas planteados en el campus experimental, pero siempre enmarcadas dentro de los conocimientos adquiridos en las materias de teoría o en los derivados del experimento, porque este es también generador tanto de experiencias prácticas como de conocimientos. Así este laboratorio propicia la realización de trabajos experimentales en los que el estudiante observa, reflexiona, formula hipótesis, experimenta, critica, discute, interpreta y descubre conocimientos y técnicas, guiadas por los lineamientos del método experimental.

La asignatura consta de 10 créditos y se lleva diariamente durante dos horas, lo que hace un total de 10 horas a la semana. El tipo de enseñanza es activa y no se impartirán clases ortodoxas, sino que cada unidad se revisarán algunos temas siguiendo los lineamientos que marca la enseñanza activa. La materia es impartida por profesores de diferentes disciplinas científicas.

3. OBJETIVOS GENERALES Y ESPECIFICOS

Objetivo general: El alumno aplicará los conocimientos, habilidades y destrezas necesarias para realizar la búsqueda de información bibliográfica, diseñar experimentos en el laboratorio, operar el equipo y manejar las sustancias especificadas en las prácticas.

Objetivos específicos:

- Identificar y aplicar los conceptos relacionados con la transferencia de calor en la construcción de un calorímetro adiabático.
- Aplicar los conceptos relacionados con el equilibrio químico para obtener experimentalmente las constantes de equilibrio involucradas en el experimento.
- Determinar la calidad de una muestra de agua con base en la normatividad vigente.

Las unidades de que consta el Laboratorio son tres:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	11/ 186

Unidad I, Termodinámica (calorimetría)

Unidad II, Equilibrio Químico

Unidad III, Análisis Químico del Agua de la FES Zaragoza

Cada unidad consta de:

- Nombre y número de la unidad.
- Lista de contenido, en la que se listan los términos y conceptos de que consta la unidad.
- Objetivos que guían al estudiante en la aprehensión de los conocimientos cuyo logro se pretende con la unidad.
- Introducción en la que se justifica y plantea el panorama general de la unidad.
- Desarrollo de los temas, en el que se expone de una forma sucinta el contenido teórico de la unidad.
- Ejercicios para que el estudiante tenga una guía hacia la resolución de problemas como teóricos de aplicación.
- Experimentos, parte medular de la unidad, en la que se da el título del experimento, los objetivos, actividades y bibliografía concretas para desarrollar correctamente el experimento.

La unidad I, Termodinámica (calorimetría), se emprende el estudio de la calorimetría experimental y a través de ella se pretende familiarizar al alumno con la determinación de los cambios energéticos y la forma de cuantificarlos.

La unidad II, el Equilibrio Químico, se expone en forma general el tema que abarca equilibrios químicos en sistemas homogéneos, heterogéneos; finaliza con una aplicación al análisis químico cualitativo y cuantitativo.

Con la unidad III, Análisis químico del agua de la FES Zaragoza, referente a una muestra de agua, se trabajará de ser posible con un problema real, encaminado a ilustrar una serie de técnicas propias del análisis cuantitativo y a su vez se introduzcan a temas como la gravimetría y volumetría.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	12/ 186

4.- TRABAJO DE LABORATORIO

En el Laboratorio de Ciencia Básica II, lo que se busca, no es la transmisión de conocimientos en forma tradicional ni la experimentación "per se", sino fomentar una actitud científica, es decir, observar, experimentar y describir con precisión los fenómenos; a razonar a partir de un conjunto de hechos y datos; a inferir y extraer conclusiones de las observaciones. Por lo tanto, lo más importante no es la retención de resultados, sino la comprensión e interpretación de ellos.

Para lograr lo anterior, será menester trabajar con la guía metodológica mostrada por el método experimental. El alumno desarrollará habilidades en las técnicas analíticas, que le permitan explicar y evaluar experimentos a través del análisis de resultados

Por tales motivos, el trabajo de laboratorio se verá desde la siguiente óptica:

- Revisión y discusión de los objetivos, tanto de cada tema, como de los experimentos.
- Investigación bibliográfica de los puntos de las actividades.
- Realización del experimento.
- Entrega del informe.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	13/ 186

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

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	14/ 186

11. Se deberá consultar las hojas de seguridad y manejo de los reactivos que utilizará con la finalidad de conocer las propiedades físicas, químicas y tóxicas de los reactivos y productos que se generan.
12. La disposición de los residuos deberá realizarse en los espacios destinados para tal fin, identificados en color amarillo, portando la etiqueta de residuos químicos oficial, no utilizar envases de plástico de acuerdo con lo establecido en el procedimiento 06 del Sistema de Gestión de la Calidad.
13. No realizar experimentos sin autorización y sin asesoría del profesor(a) a cargo del grupo.
14. No almacenar reactivos y/o sustraerlos para uso propio
15. No quedarse con material sin la autorización del profesor. Prohibido quedarse con equipo de laboratorio.
16. Solicitar reactivos de acuerdo con los lineamientos del CERFyS.
17. Todas las anotaciones deberán registrarse en una bitácora personal.
18. Al finalizar el curso es obligación de los alumnos desocupar las gavetas en las fechas establecidas por el CERFyS, de lo contrario serán abiertas (rompiendo los candados); el material y pertenencias que se encuentren en éstas serán puestos a disposición del jurídico.
19. No permanecer en el laboratorio realizando cosas ajenas a los experimentos fuera del horario de clases. Los alumnos no podrán acceder al laboratorio fuera de su horario de clase.
20. La supervisión del profesor(a) incluye asegurarse de la entrega de material de su grupo.
21. Es responsabilidad de los alumnos y profesores revisar que los servicios como gas, energía eléctrica, agua, campanas de extracción, entre otros, al final de la clase queden debidamente cerrados o apagados y la limpieza de sus mesas de trabajo.
22. Apegarse a los lineamientos de seguridad e higiene en cuestión de salud vigentes (cubrebocas, guantes, gel antibacterial, lavado continuo de manos, etc.)
23. Lavarse las manos antes de abandonar el laboratorio.
24. Todas las actividades realizadas en los laboratorios deberán estrictamente apegarse a este reglamento.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	15/ 186

II. DE LOS CAMBIOS DE GRUPO

1. Los cambios de grupo deberán ser oficiales.

III. DE LA ASISTENCIA

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

IV. DEL USO DE LAS INSTALACIONES

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

V. DEL TRABAJO EN EL LABORATORIO

1. Nunca escudarse en lo que dicen o hacen los demás, para justificar actos.
2. Usar las medidas de seguridad más adecuadas, de acuerdo a cada experimento, para evitar accidentes.
3. Para poder realizar un experimento, éste deberá ser revisado y autorizado por el profesor.
4. Para hacer uso correcto de la balanza analítica es indispensable usar siempre lo siguiente:
 - a) Brocha pequeña
 - b) Recipiente adecuado para pesar (vidrio de reloj o vasos de precipitados pequeños)
 - c) Espátula pequeña



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	16/ 186

- d) Libreta para anotar
- e) Trapo para asear el área de la balanza
- 5. La balanza analítica se empleará exclusivamente para pesar cantidades menores a 1 g, caso contrario, usar la granataria.
- 6. El laboratorio contará con una cubeta y/o tambo de arena para absorber la sustancia química. En caso de accidente y/o derrame y/o fuga el profesor a cargo del grupo consultará las medidas de emergencia establecidas en las hojas de seguridad y avisará al coordinador de ciclo básico y al responsable del CERFyS. En caso necesario acudir de inmediato al consultorio médico de campus II

VI. DEL PRÉSTAMO DEL MATERIAL

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

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

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

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	17/ 186

Lista de control de actividades:

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

Exámenes Parciales:

Se realizará al final de cada unidad un examen parcial.

Si los criterios de evaluación son suficientes para calificar al estudiante, lo eximirá del examen ordinario.

Informes:

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

Otros.

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

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

Observación

El profesor(a) asigna el porcentaje de cada rubro que sumados deberá corresponder al 100%.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	18/ 186

VIII. DEL INFORME

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

IX. VARIOS

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

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



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	19/ 186

UNIDAD 1

TERMODINÁMICA

(CALORIMETRÍA)

ING. QUIM. ENRIQUE GIL FLORES

PROFESOR DE ASIGNATURA

Dr. FELIPE VÁZQUEZ GUTIÉRREZ

PROFESOR DE TIEMPO COMPLETO



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	20/ 186

1. OBJETIVOS

Al terminar esta unidad el alumno:

- Definirá con sus propias palabras todos los conceptos de los términos enunciados a continuación:
 - Calor y sus formas de propagación.
 - Temperatura.
 - Calor específico.
 - Entalpía.
 - Energía interna.
 - Trabajo.
 - Calor de reacción.
 - Calor de formación.
 - Calor de combustión.
 - Calor de disolución.
 - Calor de vaporización.
 - Calorimetría.
 - Calorímetro.
 - Calibración de un calorímetro.
- Diferenciará entre cada uno de los términos presentados en el punto No. 1.
- Representará por medio de fórmulas la ecuación matemática más importante que rige cada uno de los conceptos presentados en el punto No. 1 y como mínimo las fórmulas descritas en esta unidad.
- Resolverá problemas que se le presenten referidos a los términos escritos en el punto No. 1 y como mínimo problemas semejantes a los presentados en la unidad.
- Interpretará verbal o por escrito el funcionamiento adecuado del calorímetro.
- Diferenciará entre cada uno de los tres calorímetros presentados en esta unidad en cuanto a su funcionamiento.
- Escribirá adecuadamente, como señala en la unidad, las ecuaciones termoquímicas y su significado en cuanto a la emisión y absorción de calor.
- Aplicará las operaciones fundamentales (suma, resta, multiplicación y división) sobre las ecuaciones termoquímicas..



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	21/ 186

9. Aplicará a los experimentos realizados en esta unidad los conceptos listados anteriormente.
10. Interpretará, los resultados de los experimentos conforme a los objetivos, 1, 2, 3.
11. Realizará los experimentos indicados en esta unidad a fin de integrar teoría y práctica.

2. INTRODUCCIÓN

JORGE RIVAS MONTES

PROFESOR DE TIEMPO COMPLETO

Un ejemplo clásico de las ciencias experimentales lo constituye la termodinámica, cuyo origen proviene de los resultados experimentales y observaciones del comportamiento de la materia localizada por muchos hombres de ciencia y curiosamente algunos de ellos eran médicos y físicos tal como el caso del ruso G. H. Hess (1802-1850) y de los alemanes Heilbron Robert Mayer Von Helmholtz (1821-1894).

Actualmente, la termodinámica se encarga de estudiar la relación entre el calor y otras formas de energía. En esta unidad, con la que se inicia el curso de Laboratorio de Ciencia Básica II, se estudiará la parte de la termodinámica relacionada con los cambios térmicos que acompañan a las reacciones químicas. Dicha parte de la termodinámica, se designa con el nombre de termoquímica. Así mismo, dentro de ésta, se trabajará con la calorimetría para iniciarse en el estudio de la termodinámica vía la experimentación. Para ello, se expondrán sucintamente los conceptos



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	22/ 186

3. CALOR Y TEMPERATURA

3.1 CALOR.

El calor es una forma de energía en tránsito. Un cuerpo a una temperatura elevada (condición que determina si el calor pasará hacia o desde el cuerpo) no contiene necesariamente gran cantidad de energía calorífica; posee, en cambio, cierta cantidad de energía interna, poca o mucha, pero disponible a nivel o potencial térmico elevado (temperatura). Por el contrario, un cuerpo a menor temperatura puede o no contener menor cantidad de energía interna almacenada, pero el nivel de esta es claramente inferior a la del primero. Poniendo ambos cuerpos en contacto térmico, el que está a mayor temperatura cederá parte de su energía interna (aunque puede que no tenga tanta como podría ceder), el de menor temperatura ganará dicha energía cedida, pudiéndose aplicar con propiedad la palabra calor únicamente a la energía transferida en el proceso. Debe observarse que la energía interna, de la que proviene el calor, es la suma de energía que poseen todas las moléculas que forman el cuerpo.

No siempre puede afirmarse que el calor puede apreciarse únicamente en un intercambio térmico. Por lo que hace a la sensación física, la palabra calor, aplicado a un sistema de cuerpos a la misma temperatura, carece de significado, quedando únicamente el concepto físico del mismo, o sea energía interna. No nos damos cuenta del "calor" cuando las condiciones son de equilibrio térmico. Únicamente si un cuerpo y un dispositivo sensible al calor se encuentran en principio a temperaturas diferentes, es posible comprobar y medir la transferencia de energía en forma de calor.

3.2 PROPAGACIÓN DEL CALOR

El calor se puede propagar por tres mecanismos: conducción, convección y radiación.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	23/ 186

3.2.1. CONDUCCIÓN.

Si sujetamos una lámina de cobre con la mano (fig. 1) y colocamos uno de sus extremos en la llama de un mechero, no pasará mucho tiempo antes de que observemos que la porción que tenemos en la mano se calienta, en ciertos casos, llegará un momento en que deberemos soltarla. Si repetimos la experiencia con una varilla de vidrio llegaremos a la conclusión de que podemos tenerla perfectamente con una mano de uno de sus extremos sin notar el más leve calentamiento aun cuando su otro extremo se halle al rojo vivo.



Fig. 1. Conducción

Se recordará que entre las partículas que forman el sólido existen fuerzas relativamente intensas. Los átomos se comportan como si estuvieran conectados por resortes con sus vecinos, los átomos de la varilla en su extremo más cercano a la flama, son bombardeados por moléculas de gas de gran energía en la flama, absorben energía y oscilan más violentamente que antes; transmiten energía cinética a sus vecinas, y esta energía va siendo transmitida como calor hacia el extremo más frío de la varilla. (Si la varilla es de metal, el proceso es especialmente rápido, porque hay electrones libres dentro del metal que ayudan a transportar energía cinética a lo largo de aquella). En los líquidos, y en los gases, las moléculas se mueven con mayor libertad que en los sólidos, pero el proceso de conducción es también una entrega de energía cinética de las moléculas que se mueven más rápidamente, a las más lentas. En la conducción solamente pasa calor de un lugar a otro. Ahora bien, la temperatura no es la misma a lo largo de toda la barra de cobre pues en el extremo calentado es mayor que en otro.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	24/ 186

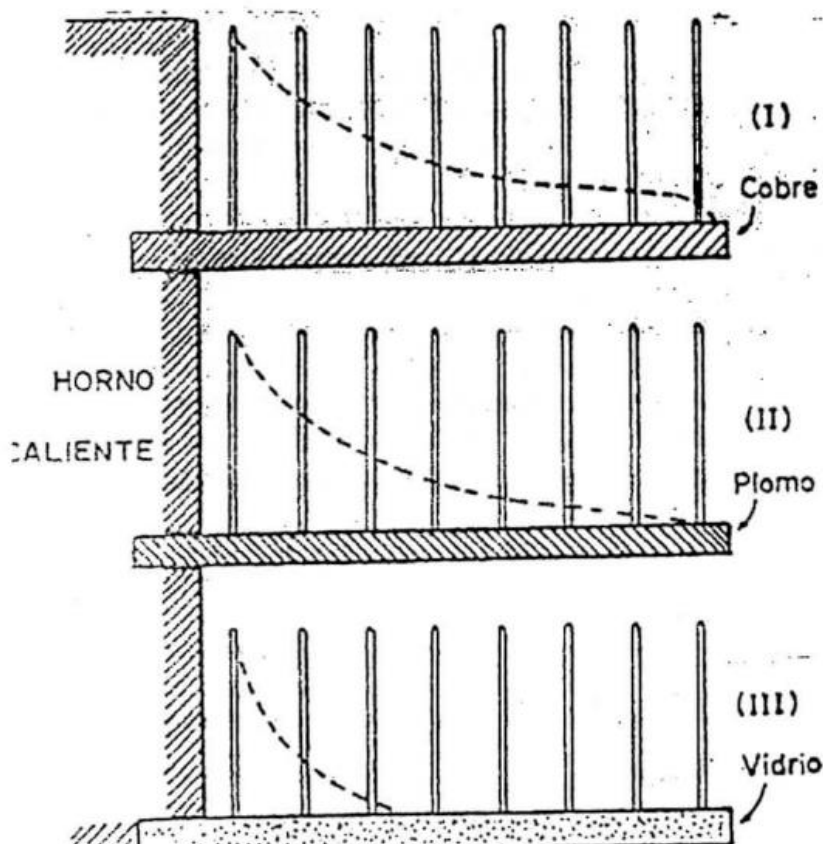


Fig.

2

Conducción

Si se miden las temperaturas se obtendría un resultado análogo al representado en la figura (2). Si realizamos mediciones del mismo tipo en una varilla de plomo la distribución sería como la indicada en la figura 2 (II) y finalmente en el caso del vidrio se tendría, algo análogo a la distribución en la figura 2 (III). Estos hechos se deben a que, a igualdad de condiciones, a través del cobre pasa por conducción una cantidad de calor mayor que a través del plomo, y a través de éste, a su vez, más que del vidrio.

Se clasifican así distintos materiales en buenos conductores, conductores y malos conductores (aisladores) del calor. Entre los buenos conductores figuran en primer



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	25/ 186

término los metales entre éstos, la plata y el cobre ocupan los primeros lugares. El hierro y el plomo son simplemente conductores. El vidrio, la porcelana, la madera, la lana, etc., son malos conductores del calor.

El uso de ropa de lana en invierno se basa en que dicho material, al ser mal conductor del calor, aísla al cuerpo del medio ambiente más frío o impide la pérdida de calor de nuestro organismo. Se sabe que resultan más eficaces para esta finalidad dos prendas de vestir delgadas que una gruesa. Esto se debe a que entre las dos prendas se establece una capa de aire, que es muy mal conductor del calor.

3.2.2. CONVECCIÓN.

La experiencia de la figura 3, demuestra que el agua es una sustancia muy mala conductora de calor. Esta propiedad es general para todos los líquidos a excepción del mercurio. Sin embargo, aplicando calor en la parte inferior de una olla que contiene agua, se puede calentar toda la masa líquida. ¿Cuál es la razón de que se pueda hacer eso siendo al agua tan mala conductora? Estudiemos el fenómeno de cerca.

Las porciones de agua que se hallan en contacto con el fondo caliente se calientan. Se ha visto que, al calentarse el agua (o una sustancia cualquiera a excepción de la propia agua, entre 0°C y 40°C, su densidad disminuye, de modo tal que las porciones calientes ascienden en el seno de las más frías siendo reemplazadas por ellas y de este modo todo el líquido se calienta. Esto explica perfectamente la experiencia de la figura anterior, pues el agua caliente, menos densa, no desciende en el seno de la fría más densa. Esta aplicación está apoyada por la existencia de corriente en los fluidos (líquidos y gases) en cuyo interior existen diferencias de temperaturas.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	26/ 186

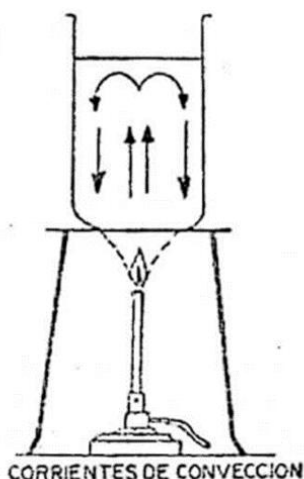


Fig. 3 Convección

¿En qué difiere este mecanismo de propagación del calor del que llamamos conducción? En ese caso el calor se transmitía de una zona de un cuerpo a otra sin movimiento de las partículas del cuerpo. En cambio, en este caso, la propagación se realiza mediante el transporte de partículas de fluidos de un punto a otro del cuerpo. Esta manera de propagar el calor se llama convección.

Es evidente que solo en los gases y líquidos (fluidos) pueden producirse corrientes de convección, pues en los sólidos las distintas porciones mantienen posiciones recíprocas fijas. La convección es el método por el que se propaga principalmente el calor de los fluidos dado que se trata de cuerpos muy malos conductores. Para evitar, por ejemplo, que el aire transmita calor basta con evitar que se mueva, y por este motivo una capa de aire en reposo es uno de los aisladores más perfectos. Los vientos son grandes corrientes de convección en la atmósfera.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	27/ 186

Una aplicación interesante de la convección se tiene en los dispositivos de calefacción de habitaciones. El agua de la caldera, más caliente, asciende por la tubería y la de los tubos más fría, desciende a la caldera, teniéndose de este modo una circulación continua de agua caliente. Véase la figura 4



Fig. 4 Aplicación de la convección.

3.2.3. RADIACIÓN.

Si en el interior de una campana, fig. 5 la cual se le ha practicado el vacío, se coloca un cuerpo calentado al rojo vivo, suspendido, se podrá percibir el aumento de temperatura en las paredes de la campana. ¿Cómo se ha propagado el calor del cuerpo caliente a las paredes de la campana? Entre ambos no existe material que pueda conducir el calor ni un fluido en el que se produzca convección. Esta manera de propagarse el calor, a través de vacío se llama radiación.

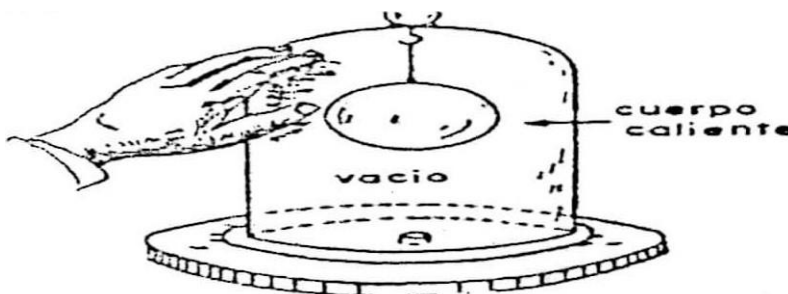


Fig.5 Radiación



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	28/ 186

El calor solar nos llega por radiación a través del espacio vacío existente entre nuestra atmósfera y la del sol. La propagación del calor por radiación se produce simultáneamente con la convección y la conducción. Así, por ejemplo, el fuego de una chimenea y un radiador de calefacción calientan una habitación, principalmente por radiación a pesar de que en ese proceso también intervienen las otras dos formas.

La radiación pura se trata de algo distinto a los dos otros modos de propagación, pues en ella el calor se transforma en energía radiante que se propaga en el vacío o en el espacio vacío comprendido entre las partículas materiales, y esa energía radiante vuelve a transformarse en térmica al incidir sobre una superficie absorbente.

La cantidad de calor irradiada en un dado tiempo por un cuerpo depende del área de la superficie de este. En general las superficies mates, ásperas y de color oscuro irradian, a igualdad de las demás circunstancias (por ejemplo, temperatura), más calor que las brillantes, lisas y caras. Por este motivo las superficies de los radiadores de calefacción son rugosas y oscuras.

Uno de los hechos más interesantes a este asunto es que las superficies que irradian mejor son también las que absorben mejor la energía radiante. Una experiencia nos convencería de esto. Si tenemos una pieza de porcelana blanca con un dibujo negro, la porción negra parece menos brillante que la blanca a temperatura ambiente, esto es, la negra absorbe más radiación que la blanca, pues, de la que ambas reciben, la negra emite menos. Si colocamos ahora la pieza en un horno al rojo vivo la porción negra parece ahora más brillante que la blanca, es decir la porción que antes absorbía más energía radiante es la que ahora emite más.

Cuando queremos conseguir que un sistema pierda o reciba la menor cantidad posible de calor debemos evitar todas las formas de propagación entre el sistema y el medio ambiente. Para evitar la conducción usamos materiales aisladores; para



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	29/ 186

evitar la convección hacemos de modo que el aire se halle en reposo. ¿Qué podemos hacer para evitar la radiación? Pues pulimos las superficies y las hacemos lo más brillantes posibles pues entonces la absorción y la emisión de energía radiante se reducen a un mínimo.

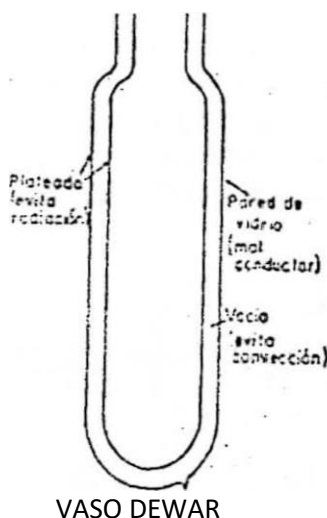


Fig. 7

Estos principios están aplicados en los vasos Dewar (Fig. 7) para aire líquido, cuya forma casera y corriente es el "termo" usado para conservar, fríos (cremas, heladas) o calientes (sopas, etc.).



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	30/ 186

3.3. TEMPERATURA.

La palabra temperatura requiere toda vía mayor análisis, la relacionamos generalmente con la energía cinética media de las moléculas de un cuerpo, cuando en realidad se refiere al nivel o potencial de la energía interna, de la misma manera que la tensión eléctrica debe considerarse como nivel alcanzado por esta forma de energía. Véase la figura 8.

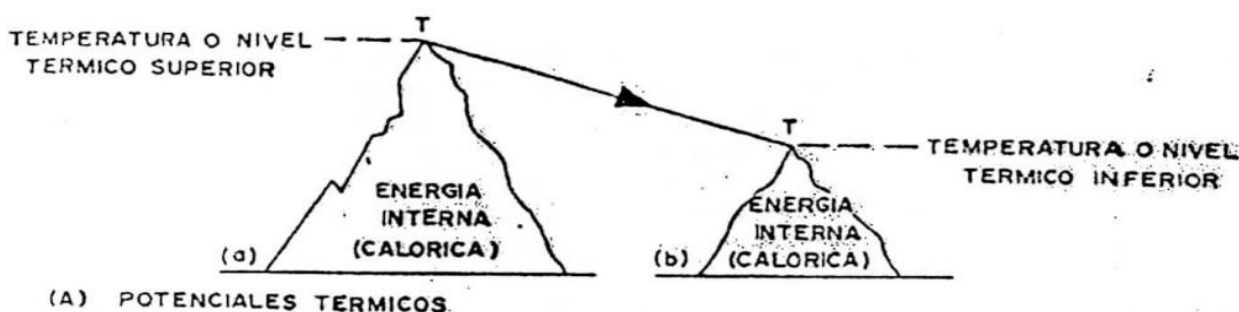


Fig. 8

Concepto de "nivel o potencial" en calor y electricidad (A) Niveles térmicos: el calor circula desde (a) hacia (b), o desde un nivel T hacia otro inferior. Esto ocurre, aunque la energía interna de (a) sea menor que la de (b).

¿Esto es temperatura? ¿Qué significa la palabra temperatura? Puede verse con ejemplos lo anteriormente dicho: Si el termómetro indica que la temperatura en el exterior es de -290°C uno sabe que tendrá frío; si el termómetro marca 430°C no hay duda que hace mucho calor. La temperatura nos informa de algo relacionado con nuestra sensación de bienestar, porque la temperatura es un número que indica en qué sentido va a fluir la energía térmica o el calor.

Veamos otro ejemplo, si se sumerge un trozo de metal caliente en un recipiente que contiene agua a la temperatura ambiente, la temperatura del agua aumenta y la temperatura del metal disminuye, finalmente agua y metal alcanzarán un estado en el cual las lecturas realizadas con termómetros bien controlados serán iguales, están en equilibrio térmico. Experimentalmente se puede considerar que la "temperatura es un número que nos indica en qué sentido fluirá la energía térmica (calor) entre dos cuerpos". Si calentamos un objeto, la temperatura aumenta, también puede disminuirse la temperatura, por lo tanto, se puede decir que la temperatura es una medida de la intensidad de calor.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	31/ 186

3.3.1 DETERMINACIÓN DE LA TEMPERATURA.

La determinación de la temperatura consiste en asignarle un número a la diferencia de temperatura entre dos cuerpos. Para esto, es necesario disponer de un instrumento que permita determinar cuantitativamente la temperatura. Lo anterior se logra con los llamados termómetros cuyo diseño depende de la propiedad física que se use. En general, la construcción de los termómetros, se basa en la dilatación con el aumento de la temperatura; aunque puede echarse mano de otras propiedades físicas, tales como la longitud de una barra, el volumen de un líquido, la resistencia eléctrica de un alambre o el color de un filamento de una lámpara. Para ampliar lo anterior, se recomienda leer el apéndice 10.1 de esta unidad.

Cuando se determina la temperatura (lectura termométrica) se puede incurrir en los siguientes errores:

- a) Columna emergente
- b) Paralaje

El error de la columna emergente se relaciona con el tipo de termómetro usado, esto es, si el termómetro es de inmersión total o parcial. Cuando se emplea un termómetro de inmersión total se debe sumergir totalmente para determinar la temperatura, debido a que así fue como se graduó. Sin embargo, lo más usual es operar con una parte de la columna descubierta, lo que repercutirá en la dilatación uniforme de la columna termométrica, toda vez que la parte de la columna que está en el recinto más caliente se podrá dilatar uniformemente, no así la parte de la columna emergente que está rodeada de aire frío.

Para corregir este error se puede recurrir a dos caminos: uno de ellos consiste en emplear un termómetro de inmersión parcial, el cual tiene una marca hasta donde tendrá que ser sumergido. El segundo camino es hacer la corrección de la temperatura leída, de acuerdo a la siguiente relación:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	32/ 186

$$T_c = 1.6 \times 10^{-4} h (T-t)$$

En donde :

1.6×10^{-4} es el coeficiente de dilatación de mercurio en la mayoría de los vidrios.

h la altura o longitud de la columna emergente

T Temperatura experimental

t Temperatura ambiente

El error de paralaje al depender de la posición visual en que se realice la lectura, se evita, como es sabido, mirando perpendicularmente a la columna de mercurio.

Finalmente, es indispensable calibrar el termómetro para asegurar una mayor exactitud en los resultados experimentales.

3.3.2. ESCALAS TERMOMÉTRICAS.

Bajo este nombre, se designa a la graduación que tiene un termómetro. Así, se tiene la escala Celsius, la Fahrenheit, etc.

Para poder definir un grado de temperatura de cualquier termómetro es preciso fijar arbitrariamente dos puntos sobre su escala que representan temperaturas fáciles de reproducir en el laboratorio. Tales temperaturas son las de fusión del hielo y la de ebullición del agua a la presión atmosférica. Estos puntos fueron adoptados por primera vez por Fahrenheit para la escala de temperatura que actualmente lleva su nombre. Sobre esta escala, un grado es $1/180$ de la distancia que hay entre los dos puntos fijos; por encima y por debajo de estos puntos se prolonga la división en grados de igual longitud. Fahrenheit escogió como cero de esta escala la temperatura de una mezcla de hielo, agua y sal que para él suponía la mínima temperatura alcanzable y que era 32^a inferior al punto fijo correspondiente a la congelación del agua; por ello, a este último le asignó el valor de 32^a y al punto de ebullición del agua 212^a . Posteriormente, a mediados del siglo XVIII, Celsius, propuso la escala centígrada, que se ha adoptado universalmente para los trabajos científicos. Los puntos fijos son los mismos, pero los valores asignados a los puntos de congelación y ebullición son cero y cien respectivamente.

Debe resaltarse que estas escalas de temperatura se han escogido arbitrariamente y, por tanto, no se basan en ninguna teoría sobre la naturaleza del calor y de la



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	33/ 186

temperatura. Los valores cero de cualquiera de las escalas no significan la ausencia total de temperatura siendo posibles temperaturas inferiores a cero. .

Recientemente se ha propuesto como punto fijo inferior el punto triple del agua (temperatura de equilibrio del hielo, agua y vapor de agua), cuyo valor se ha establecido en 0.01°C , pero debido a la sencillez, se continúa considerando como cero y 100 los puntos fijos de la escala Celsius y 32 y 212 los de la escala Fahrenheit.

La longitud de la columna entre los puntos fijos superior e inferior de la escala Fahrenheit se divide en 180 partes iguales, cada una de las cuales representa un intervalo de temperatura igual a un grado Fahrenheit. La misma columna puede dividirse, en 100 partes iguales, se deduce que el intervalo correspondiente a un grado Celsius representa un intervalo de temperatura igual a $180/100$ o sea $9/5$ de la escala Fahrenheit; por análogo razonamiento, un grado Fahrenheit equivale a $5/9$ de un grado Celsius.

La temperatura más baja que se puede obtener (aunque no se ha logrado) es la que se conoce como cero absoluto, cuyo valor es igual a -273.160°C o muy aproximadamente -273°C , es el punto cero de la escala llamada Kelvin o absoluta establecida por Lord Kelvin fundándose en consideraciones termodinámicas. Las lecturas en esta escala son proporcionales a la energía cinética media del movimiento de traslación de las moléculas. Las temperaturas de la escala Kelvin (K) se obtienen sumando 273 grados a la correspondiente en escala Celsius, de modo que el punto de fusión del hielo es de 273 K, y el de ebullición del agua de 373 K. En la escala Fahrenheit, el cero absoluto equivale a -460°F , luego la temperatura absoluta de la escala Rankine ($^{\circ}\text{R}$), están por encima de 460 grados, de la señalada en la escala 0°F .

En la figura 9, se han representado las escalas $^{\circ}\text{C}$, $^{\circ}\text{F}$, $^{\circ}\text{K}$ y $^{\circ}\text{R}$, permitiendo su comparación.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	34/ 186

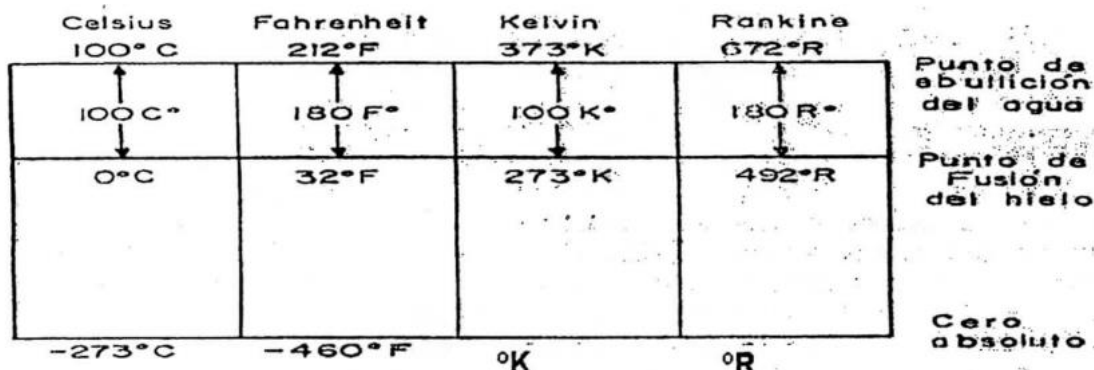


Fig. 9 representación gráfica de las diferentes escalas.

Para transformar de una escala a otra, es menester efectuar la relación entre los puntos de ebullición y congelación del agua, tanto en una escala como en la otra, por ejemplo, la relación entre la escala °F y la escala °C:

$$\frac{100-0}{212-32} = \frac{^{\circ}\text{C}-0}{^{\circ}\text{F}-32} = \frac{100}{180} = \frac{^{\circ}\text{C}}{^{\circ}\text{F}-32} \text{ por tanto } \frac{5}{9} = \frac{^{\circ}\text{C}}{^{\circ}\text{F}-32}$$

Finalmente $\frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32) = ^{\circ}\text{C}$

También puede obtenerse otra ecuación despejando °F

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32$$

La relación entre la escala C y K es como sigue:

$$\frac{373-273}{100-0} = \frac{^{\circ}\text{K}-273}{^{\circ}\text{C}-0} \text{ simplificando se tiene } \frac{100}{100} = \frac{^{\circ}\text{K}-273}{^{\circ}\text{C}}$$

Finalmente, °K: °C + 273

Siguiendo el mismo razonamiento se obtiene otra ecuación conocida:

$$^{\circ}\text{R} = ^{\circ}\text{F} + 460$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	35/ 186

Sin embargo, si el lector memoriza los puntos de fusión y ebullición de las cuatro escalas, podrá pasar de una escala a otra directamente. Por ejemplo, pasar de 0 °C a 0 °R; de 0 °R a 0 K; o de 0 K a 0 °F. Hagamos la primera de 0 °C a 0 °R:

$$\frac{672 - 492}{100 - 0} = \frac{^{\circ}R - 492}{^{\circ}C - 0} \text{ simplificando se obtiene } \frac{180}{100} = \frac{^{\circ}R - 492}{^{\circ}C}$$

$$\text{por lo que los grados Ranking serán, } ^{\circ}R = \frac{9}{5}^{\circ}C + 492$$

Para transformar de °R a K

$$\frac{373 - 273}{672 - 0} = \frac{^{\circ}K - 273}{^{\circ}R - 492} \text{ simplificando se tiene } \frac{100}{180} = \frac{^{\circ}K - 273}{^{\circ}R - 492}$$

Por lo tanto:

$$^{\circ}K = \frac{5}{9}(^{\circ}R - 492) + 273$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	36/ 186

4. CALOR Y CAMBIOS DE ESTADO

La siguiente figura muestra la terminología científica usada para describir los procesos de transferencia de energía que acompañan los cambios de un estado a otro.



La conversión de líquido a gas o de sólido a líquido es un proceso endotérmico; requiere la adición de calor. En los procesos contrarios, se libera calor, siendo exotérmicas.

Cuando se suministra calor a un sólido cerca de cero absoluto de temperatura, las moléculas comienzan a vibrar alrededor de sus posiciones fijas en la estructura sólida. Al adquirir más energía las moléculas, sus vibraciones aumentan, la temperatura del sólido se eleva hasta alcanzar el 'punto de fusión'; la temperatura permanece constante hasta que todo el sólido se convierte en líquido. Este efecto se ilustra en la siguiente figura donde la temperatura de una masa dada de sustancia se grafica en función de la cantidad de calor suministrado a presión constante.

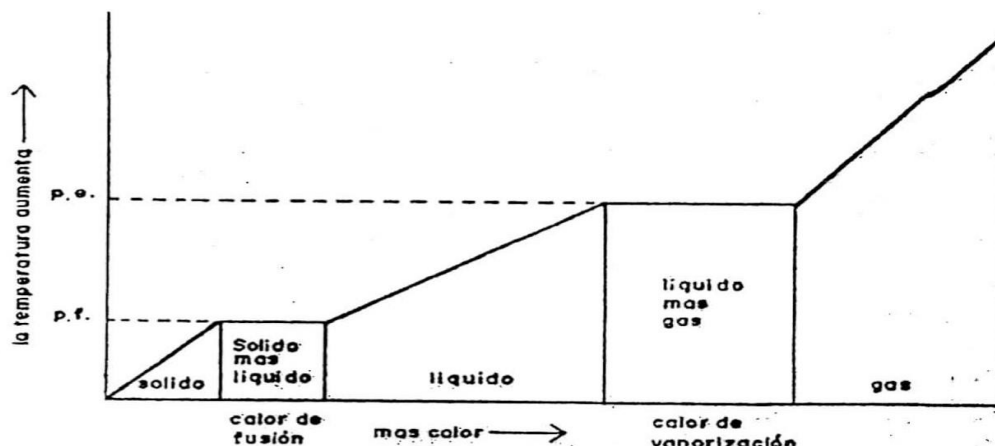


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	37/ 186



La temperatura a la cual los estados líquido y sólido coexisten en equilibrio a 760 torr de presión se llama punto de fusión (PO; la sustancia absorbe calor adicional, pero la temperatura no aumenta, toda la energía suministrada se utiliza para vencer las fuerzas de atracción que mantienen a las moléculas en sus posiciones fijas de estado sólido. Cuando se ha suministrado suficiente energía para convertir todo el sólido en líquido, la siguiente absorción de calor, produce aumentos de temperatura. La cantidad de calor necesaria para convertir una masa dada de sustancia del estado sólido al líquido en el punto de fusión se llama "calor de fusión". Inversamente si el proceso va en dirección opuesta y un líquido pasa a sólido en el punto de congelación (igual al punto de fusión) se llama calor de congelación, o calor de solidificación. El punto de fusión y el calor y el calor de fusión son constantes físicas características de un compuesto a determinada presión.

El calor de fusión del agua es de 80 cal/g en su punto de fusión, 0°C para el elemento bromo, el calor de fusión es de 16.1 cal/g en su punto de fusión a -7°C.

El suministro de más calor a las moléculas en el estado líquido incrementa su energía cinética y la temperatura se incrementa al punto de ebullición, en este punto, la absorción de más energía térmica no aumenta la temperatura, toda la energía se consume en vencer las fuerzas de atracción entre las moléculas en el estado líquido. La cantidad de energía necesaria para convertir una masa dada de líquido en vapor en el punto de ebullición se llama calor de vaporización, y para el proceso contrario, paso de gas a líquido, la constante se llama calor de condensación, o calor de licuefacción.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	38/ 186

Cuando se ha suministrado suficiente energía para vaporizar todas las moléculas del líquido, la energía adicional simplemente aumenta la energía cinética de las moléculas del gas aumentando la temperatura. El calor de vaporización es característico de un compuesto dado, para el agua es de 540 cal/g a 100 °C o 212 °F, esto es cierto, sin embargo, sólo bajo ciertas condiciones físicas. El punto de fusión se altera por los cambios en la pureza de las sustancias y también por los cambios en la presión.

5.- CALOR ESPECÍFICO Y CALORÍA

Para cambiar la temperatura de una sustancia, debe añadirse o eliminarse calor; algunas sustancias requieren poco calor para cambiar su temperatura, otras, una gran cantidad de calor, por ejemplo, un gramo de agua necesita una caloría de calor para aumentar su temperatura un grado Celsius.

Para aumentar la temperatura de un gramo de aluminio en un grado Celsius, solo necesita 0.215 calorías. "La cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de sustancia 1° C se denomina capacidad calorífica específica o calor específico". Cada sustancia tiene su propio calor específico.

La cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua un grado Celsius (14.5 °C al 15.5 °C) se llama caloría.

Los calores específicos generalmente se expresan en calorías por gramo-grado Celsius.

$$\frac{\text{Cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}$$

Otro parámetro calorífico semejante al calor específico es la capacidad calorífica molar; este parámetro es el calor necesario para elevar la temperatura de un mol de sustancia un grado Celsius. En el caso de un elemento monoatómico se utiliza el término capacidad calorífica atómica en vez de capacidad calorífica molar.

6. ECUACIONES TERMOQUÍMICAS Y LEY DE HESS

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

Bajo concesión



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

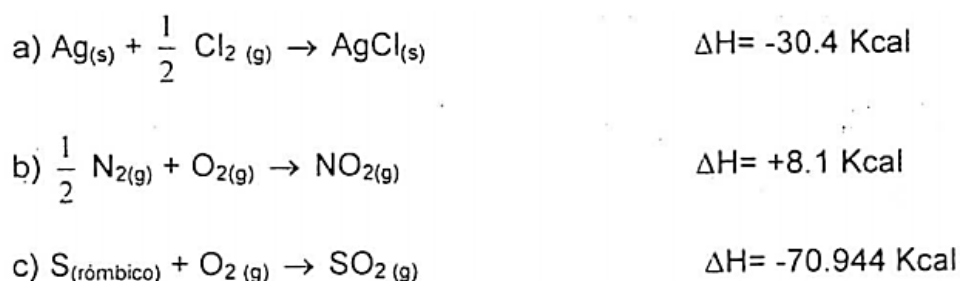
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	39/ 186

Las ecuaciones termoquímicas, son las ecuaciones químicas acompañadas de la siguiente información: estequiometría, estado físico, cantidad de calor y temperatura. Toda vez que la cantidad de calor desprendido o absorbido depende de los anteriores parámetros.

La estequiometría de la reacción se representa balanceando la ecuación, ya que la cantidad de calor depende de la cantidad de sustancia y la estequiometría de la reacción fija dicha cantidad. El estado físico se debe indicar usando la siguiente simbología: (s) sólido; (l) líquido; (v) vapor; (g) gas; (ac) acuoso; así como las diferentes formas alotrópicas. La cantidad de calor se indica con el valor numérico de ésta y con el signo se indica si la reacción es exotérmica (-) o endotérmica (+). Se emplean como símbolos Q o AH si el proceso es a presión constante. Las unidades en que se expresan Q o H son Kcal por mol. Finalmente, la temperatura se especifica, aunque generalmente se da por entendido que es a 250 C. Caso contrario, se debe especificar. A continuación, se presentan algunos ejemplos:



Ley de G. H. Hess (1802-1850)

En el año de 1840, el médico y académico G. H. Hess descubrió la Ley de la constancia de las sumas térmicas, que es la cima de las investigaciones calorimétricas en el siglo XIX. La ley de Hess permite calcular el calor que actúa en una reacción siempre que se conozcan los calores de las reacciones parciales. A veces resulta difícil, o imposible, determinar por métodos experimentales el calor de formación de ciertas sustancias.

También en de estos casos se recurre a la ley de Hess. Por ejemplo, la formación de monóxido de carbono va acompañada siempre por producción de gas carbónico;



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	40/ 186

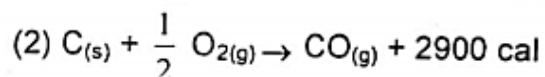
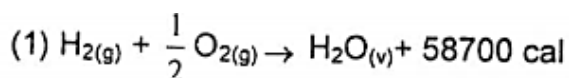
de ahí la dificultad que presenta calcular directamente el calor de formación del CO por combustión del carbono en atmósfera de oxígeno.

La ley de Hess establece que: si una reacción procede en varias etapas el calor de reacción total será la suma algebraica de los calores de las distintas etapas, y a su vez esta suma es idéntica a la que tendría lugar por absorción o desprendimiento en una reacción que procediera en una sola etapa.

Las ecuaciones termoquímicas se manejan como si fueran ecuaciones algebraicas, se suman, se restan, se multiplican, o se dividen. Ejemplo: El CO gaseoso se obtiene se obtiene pasando calor sobrecalentado a través de carbón de Kobe.



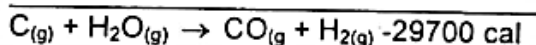
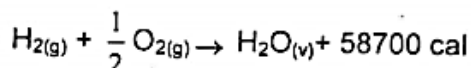
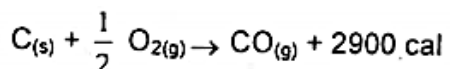
dado que:



Calcular el calor de reacción de la ecuación (a)

Solución:

Restando 1 de 2



El valor -29700 indica una reacción endotérmica



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	41/ 186

6.1. CALOR DE REACCIÓN.

Todas las reacciones químicas van acompañadas de liberación o consumo de energía. Se les denomina, respectivamente, reacciones exotérmicas y endotérmicas. Esa liberación o absorción de energía está directamente relacionada con el principio de la conservación de la energía: "En un sistema aislado, la energía total se mantiene constante". En otros términos: si en un proceso cualquiera una cantidad de cierta forma de energía desaparece otra cantidad equivalente aparece bajo otra forma.

La cantidad de energía térmica que acompaña el desarrollo de determinado proceso químico realizado a temperatura y presión constantes recibe el nombre de calor de reacción. Esta, generalmente representado por el símbolo AH, asume valores negativos si la reacción es exotérmica; si el proceso es endotérmico, AH es positivo. Los valores de AH suministrados por las tablas están referenciados a una temperatura de 25 °C y a una presión de una atmósfera

Dependiendo de la naturaleza de la reacción, el calor correspondiente recibe diferentes denominaciones. Así, por ejemplo, la cantidad de calor cedida o absorbida en la síntesis de un mol de una sustancia dada se llama calor de formación. Así, cuando 2.016 gramos de oxígeno para formar agua, se desprenden 68.32 Kcal, que es el calor de formación del agua.

6.1.1 CALOR DE COMBUSTIÓN.

Para comprender más ampliamente lo que es el calor de combustión, se describirá sucintamente el proceso de la combustión en primer término y a continuación se derivará el concepto del calor de combustión.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	42/ 186

6.1.1.1. PROCESO DE LA COMBUSTIÓN.

Si acercamos un cerillo encendido al pabilo de una vela de estearina o de sebo, brota la llama y la vela continua ardiendo, ¿qué-ha pasado? al acercar el cerillo, el calor funde parte de la estearina o sebo que sube por el pabilo, y el mismo calor la vaporiza; este vapor o gas se inflama y origina la llama, es decir, que la llama es un as incandescente, y no la combustión de la materia sólida. Una vez encendida la vela, es el propio calor de su llama el que funde la estearina, y ésta asciende por capilaridad, por el pabilo. Con el calor, la estearina produce gases combustibles (hidrocarburos), que no arden por falta de oxígeno (zona oscura de la llama). A su alrededor los hidrocarburos en abundancia se descomponen en hidrógeno, que arde, y carbón, que se calienta hasta la incandescencia (zona caliente y luminosa de la llama). Una tercera zona rodea a las dos anteriores; como en ella hay exceso de oxígeno, la combustión del hidrógeno y del carbón es completa (zona incolora de la llama); en la base de la llama, por último, una pequeña porción azul brillante denota la combustión del óxido de carbono.

Lo anterior se puede observar en la siguiente figura.





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	43/ 186

Ni los sólidos ni los líquidos arden con llama, solamente dan, llama los gases, que no necesitan mecha para arder, los artefactos de gas son una prueba de ello.

Los líquidos arden con llama solamente cuando se vaporizan; los combustibles líquidos, como el alcohol de quemar y el queroseno necesitan una mecha para facilitar su gasificación y poder arder. En las lampas y estufas de queroseno, por ejemplo, la mecha absorbe por capilaridad el líquido contenido en un recipiente y al vaporizarse en su extremo libre, es cuando se inflama. En los encendedores de bolsillo, la chispa producida por la piedrita inicia la combustión que se gasifica gracias a la mecha.

Existen procedimientos mediante los cuales se consigue una gasificación directa del combustible, y, por lo tanto, los artefactos no necesitan mecha; las estufas y calentadores a presión tienen quemadores donde el combustible, al mezclarse con el aire caliente, se gasifica y produce una llama poco luminosa pero muy caliente.

Para obtener fuego es menester procurarse el combustible, es decir, la sustancia capaz de arder, por ejemplo, la leña luego hay que encender el fuego, pues la leña no arde sola, ¿Cómo hacerlo? Utilizando los cerillos o los modernos encendedores, con los cuales podemos encender elementos que ardan con facilidad; pedazos de papel, astillas de madera, etc.; rociadas o no, con queroseno, o alcohol; lo importante es elevar la temperatura hasta en punto de inflamación de los elementos que vamos a quemar.

Además, precisamos oxígeno, claro que como este gas está en el aire atmosférico, no pensamos en él; pero que es necesario lo pruébale hecho de que sin oxígeno la vela se apaga. El fuego se extingue. El oxígeno es comburente, es decir, el agente que al combinarse con otro el (combustible) lo hace entrar en combustión. Para que haya fuego se necesitan, entonces, tres elementos concurrentes:

1. El combustible, sustancia generalmente rica en carbono que puede arder en el seno de un gas
2. El comburente, gas que hace posible la combustión.
3. Una fuente de calor cualquiera, sin la cual no comienza la combustión.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II

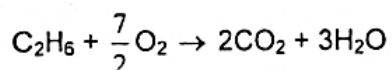


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	44/ 186

Ahora bien, siendo la combustión una oxidación, aquellas sustancias que, como el agua, por ejemplo, ya están oxidadas al máximo, no pueden oxidarse más y, por lo tanto, no pueden arder. En cambio, la leña seca, los carbonos, el petróleo, etc., son ávidos de oxígeno y por ello resultan excelentes combustibles ya que se inflaman con facilidad. El fósforo blanco, se oxida a la temperatura ordinaria, y arde con el simple calor de la mano. El carbono, con una provisión suficiente de oxígeno, da monóxido de carbono, en contacto con el oxígeno de la atmósfera se oxida dando dióxido de carbono, que no puede oxidarse más

Por otra parte, donde hay vida, existe una combustión, vale decir, se produce una oxidación. El alimento es el combustible apropiado en este caso. Cuando inspiramos, el aire entra a nuestro organismo proporcionando el oxígeno necesario para aquella combustión. El calor del cuerpo es el resultado de los diversos procesos de oxidación (o combustión) que tienen lugar en el interior de nuestro organismo; el vapor de agua y el dióxido de carbono producido es expelido mediante la espiración, y los residuos de esta singular combustión (que son como la ceniza que deja los combustibles al arder) son eliminados por los riñones en forma de orina (urea, ácido úrico, fosfatos, sulfatos).

Como la combustión se produce a volumen constante, la ΔE se convierte y corrige a ΔH . Puede definirse el calor de combustión como la "cantidad de calor liberado por mol de sustancia quemada". Por ejemplo, la combustión de un mol de etano desprende -372.82 Kcal.



Si se quemaran dos moles de etanol el calor que desprendido sería el doble, es decir 745.64 Kcal.

6.1.2. CALOR DE NEUTRALIZACIÓN.

Cuando un ácido reacciona frente a un hidróxido o viceversa, siempre se obtiene una sal y agua





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II

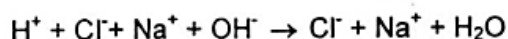


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	45/ 186

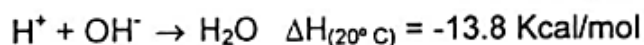
Como se puede observar en la reacción anterior el ión hidrógeno se combina con el ión oxidrilo, formando agua. Dicho de otra menea, las propiedades del ácido se neutralizan con la base, o viceversa, al formarse agua y una sal durante la reacción, esto se conoce como calor de neutralización.

La reacción de neutralización entre la base y el ácido se realiza en presencia de cantidades equivalentes, es decir, que cada molécula de ácido neutralice una cantidad equivalente de hidróxido, por ejemplo, en la ecuación anterior cada molécula de HCl debe neutralizar, a una, y solo una, molécula de NaOH. Si tuviésemos tres moléculas de HCl, estas tendrían que neutralizarse con tres moléculas de sosa.

La ecuación iónica de la reacción de neutralización de un ácido y una base fuertes es la siguiente:



un ácido y una base de este tipo está completamente disociados en sus iones, de forma tal que la reacción principal entre un ácido y una base fuertes es:



Este valor significa que, por un mol de agua formada se desprenden 13.8 Kcal. Se dice que este valor es constante en una neutralización -siempre y cuando sea entre ácido fuerte y base fuerte.

Las reacciones entre ácidos y bases débiles y ácidos polibásicos con bases fuertes, requiere una buena interpretación de los resultados termoquímicos, ya que ya que existen factores adicionales que se desarrollan en los ácidos y bases débiles, que afectan la neutralización. Por ejemplo, aparte de la formación de agua a partir de sus iones el electrolito débil necesita descomponerse en sus iones, de forma tal, que el cambio de calor total se desvía de -13.8 Kcal, en una cantidad correspondiente al calor de ionización.



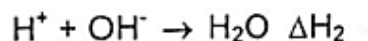
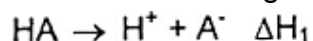
SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II

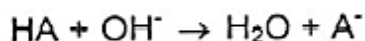


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	46/ 186

Así que las etapas de reacción entre un ácido débil y una base fuerte pueden escribirse como sigue:

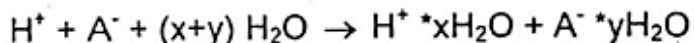
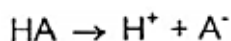


Puesto que ΔH_1 desarrolla ruptura de enlace en el ácido débil, su signo esperado es opuesto al de ΔH_2 , de forma tal, que en este ejemplo el cambio neto de calor en la reacción completa es:

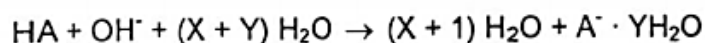


más pequeño en magnitud, como se ha encontrado en muchos casos, es decir, menor que 13.8 Kcal.

Sin embargo, lo anterior falla para explicar lo que ocurre para valores mayores que -13.8, además de una interpretación errónea del calor de ionización. Debe quedar claro que en todas las reacciones ácido-base el solvente juega una parte importante y, etapas adicionales deben introducirse, así que, para un ácido débil y una base fuerte son dadas más exactamente como:



Por lo tanto, la reacción total



es:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	47/ 186

Las primeras dos etapas muestran el efecto del solvente, la suma del cambio de calor para estas dos etapas es considerado, comúnmente, el calor de ionización en solución. Esta cantidad incluye, en adición al calor absorbido para romper la unión del ácido, todos los efectos en el calor de ionización debido al medio, en el que, el ácido se disocia. Una manera conveniente para mostrar esto, es escribir el proceso en dos pasos, como se mostró anteriormente, uno de los mejores efectos es la solvatación de los iones. Es mejor, sin embargo, no implicar que esta solvatación desarrolla un número definido de moléculas de agua, ni que este efecto único es debido al disolvente.

Ya que la solvatación de los iones es un proceso exotérmico, el cambio en el contenido de calor de una reacción completa, es la suma algebraica de las tres cantidades, dos de las cuales representan el calor liberado. El cambio en el contenido de calor aparente en la reacción principal, la formación de agua, puede aumentar o disminuir dependiendo del efecto dominante de la solvatación o la disociación. Realmente, la función del solvente es para explicar, porque algunas reacciones de neutralización, tales como, ácido sulfúrico con una base fuerte, son más exotérmicas que las reacciones entre ácido y bases fuertes, en las que todos los iones que reaccionan están totalmente disociados.

6.1.3. CALOR DE DISOLUCIÓN

Al mezclar líquidos, así como el disolver sólidos y gases en líquidos se produce una absorción o un desprendimiento de calor, los cuales, con frecuencia, alcanzan magnitudes apreciables. Este calor se determina experimentalmente, mediante la mezcla de los componentes directamente en el calorímetro, aunque puede calcularse a partir de otras magnitudes termodinámicas.

El calor de disociación se calcula, frecuentemente, para un mol de soluto, sin embargo, para las soluciones de componentes líquidos, frecuentemente, éste se calcula para un mol de solución

El calor de disolución depende de las cantidades relativas de los componentes a mezclar, así como de si desde un principio fueron tomados puros o si uno de ellos se introdujo en la solución con una determinada concentración inicial.

El calor, que se desprende o se absorbe al mezclar sustancias puras, se llama calor integral de disolución. La dependencia del calor integral H_n de un mol de



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



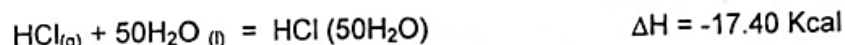
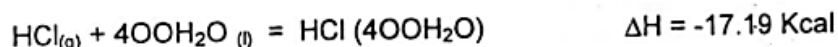
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	48/ 186

sustancia del número n de moles del solvente, puede expresarse por una fórmula empírica. La forma de esta fórmula para mezclas de diferentes sustancias puede ser variada.

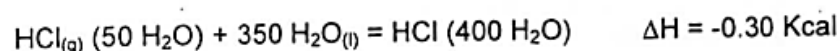
El calor de disolución de un mol de sustancia (convencionalmente tomado como segundo componente) en una cantidad muy grande de solución de una cierta concentración constante (n moles de solvente para cada n moles de soluto) se llama calor de disolución diferencial o parcial H_2 .

Una consecuencia de la variación del calor de disolución con la composición de la disolución, es que su dilución de una concentración a otra va también acompañada por un cambio térmico.

La variación final por mol de soluto que va asociada con la dilución de una concentración a otra, es el calor integral de la disolución. Por ejemplo, la dilución de la disolución HCl ($50\text{H}_2\text{O}$), esto es, 1.11 molal, hasta HCl ($400\text{H}_2\text{O}$), esto es 0.139 molal, va pues, acompañada por el desarrollo de una cantidad total de calor de 0.30 kcal por mol de cloruro de hidrógeno, a 25°C . Esto se puede ver con las siguientes ecuaciones:



así que restando





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	49/ 186

7. ENTALPIA Y ENERGÍA INTERNA

Un Cambio térmico a volumen constante, se debe únicamente a la diferencia entre las sumas de las energías de los productos y de los reactivos. El significado exacto de esto se puede obtener de la siguiente ecuación, conocida como la primera ley de la termodinámica:

$$\Delta E = q - W \quad (1)$$

de acuerdo con ella, cualquier calor agregado al sistema aumenta la AE y realiza un abajo (W) externo.

Despejando q de (1)

$$q = W + \Delta E \quad (2)$$

Donde $W = PdV$

Por lo que $q = E + PdV \quad (3)$

como el volumen es constante, no se realiza trabajo, por lo tanto, $dV = 0$, entonces

$$q_{(v)} = \Delta E \quad (4)$$

es decir, cualquier cambio térmico que ocurre en un calorímetro a volumen constante, es una variación de la energía interna debida a la reacción.

Cuando se trabaja con un calorímetro a presión constante, esto es, que son abiertos, se tiene lo siguiente:

$$W = P\Delta V \quad (5)$$

Sustituyendo en (3)

$$\Delta E = q_p - P\Delta V \quad (6)$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	50/ 186

cómo se observa en la ecuación (6), aparte de la variación de la energía interna, existe un trabajo de expansión o de compresión. La ecuación (6) puede escribirse haciendo referencia a los productos y reactivos como sigue:

$$\begin{aligned}q_{(p)} &= (E_p - E_r) + P(V_p - V_r) \\q_{(p)} &= E_p - E_r + P_p V_p - P_r V_r \\q_{(p)} &= (E_p + P_p V_p) - (E_r + P_r V_r) \quad (7)\end{aligned}$$

definiendo a la entalpía con la siguiente ecuación:

donde:

H = Entalpía

por lo tanto:

$$H_p = E_p + P_p V_p \quad \text{y} \quad H_r = E_r + P_r V_r \quad (8)$$

Sustituyendo (8) en (7)

$$\begin{aligned}q_p &= H_p - H_r = \Delta H \\q_p &= \Delta H \quad (9)\end{aligned}$$

la ecuación (9) muestra que a presión constante la entalpía es igual al calor. Cuando ΔE y ΔH son (-) se libera calor, cuando son (+) se absorbe calor.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	51/ 186

Se puede relacionar la ΔE y ΔH , si se considera que los gases de una reacción se comportan idealmente, por lo tanto, se puede escribir que:

$$P\Delta V = n_g RT$$

como:

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

entonces:

$$\Delta H = \Delta E + n_g RT \quad (10)$$

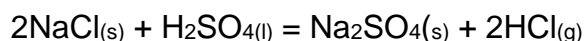
donde:

$$\Delta n_g = n_{g_p} + n_{g_r}$$

n_{g_p} = moles gaseosas de producto

n_{g_r} = moles gaseosas de reactivos

Un ejemplo para obtener n_g es el siguiente:



donde:

S= sólido

l= líquido

g= gaseoso



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	52/ 186

Nótese que solamente se tiene un producto gaseoso, por lo que el valor del cambio molar es:

$$\begin{aligned}\Delta n_g &= n_{gp} - n_{gr} \\ &= 2 - 0 = 2 \text{ mol}\end{aligned}$$

Ejemplo.

Hallar ΔE a 25 °C con la siguiente reacción:



Calculando Δn_g

$$\Delta n_g = n_{gp} - n_{gr}$$

$$n_g = \left(\frac{1}{2} + \frac{3}{2} \right) - 1 = 1$$

calculando ΔE

$$\Delta E = \Delta H - \Delta n_g RT$$

$$= 11040 - (1) (2) (298) = 10444 \text{ cal}$$

8. CALORIMETRÍA

La calorimetría como parte de la termoquímica, se refiere a los cambios térmicos asociados con las reacciones químicas, es decir, se encarga básicamente de la conversión de la energía química en energía térmica. Por lo tanto, la calorimetría se considera una parte de la de la termodinámica debido a que sus problemas están basados fundamentalmente en el primer principio de la termodinámica.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	53/ 186

Ahora bien, a través de la calorimetría es posible determinar experimentalmente el calor que absorbe o desprende una reacción química; para la cual echa mano de los llamados calorímetros, dentro de los cuales tiene efecto la transformación de energía química a térmica, la cual es registrada con un termómetro adecuado, esta temperatura sirve como elemento indispensable para realizar los cálculos que darán por resultado la cantidad de calor del proceso químico sometido a estudio.

8.1 CALORÍMETROS

Los calorímetros se utilizan para determinar los cambios que ocurren en la energía interna o en la entalpía, cuando el sistema cambia de un estado inicial a un estado final. Estos datos se utilizan en cálculos termodinámicos y termoquímicos.

Los calorímetros pueden utilizarse cualitativamente para detectar los procesos exotérmicos, y endotérmicos, y cuantitativamente para determinar la extensión del proceso que está ocurriendo.

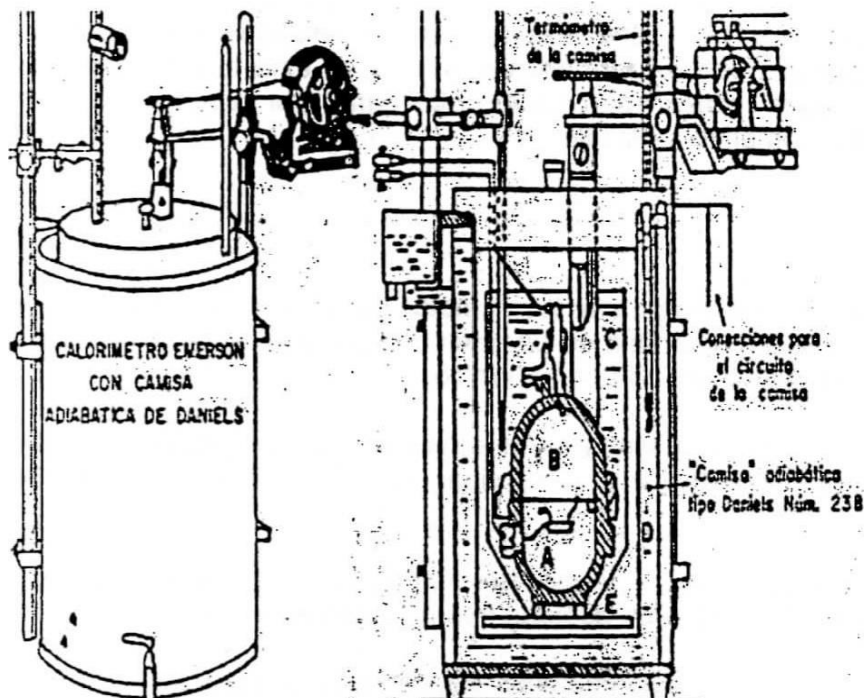
Pueden ser aplicados al estudio de las propiedades del equilibrio de la materia, así como al estudio de las velocidades de cambio en estados que no están en equilibrio.

Los cambios de fase, en estudios calorimétricos de sistemas condensados, han producido uno de los datos más útiles sobre la temperatura de equilibrio para estos cambios, así como la estimación de la pureza de la muestra.

El diseño y operación de un calorímetro es en principio simple, pero datos muy sutiles pueden generarse, aunque el equipo sea simple. Sin embargo, mediciones muy precisas son requeridas, por lo que en la práctica moderna se requieren de técnicas más exactas y atención meticulosa de los calorímetros.

Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	54/ 186

En la siguiente figura pueden observarse las partes de las que consta un calorímetro de bomba, empleado principalmente para determinar calores de combustión.



Calorímetro de bomba: I) Aspecto exterior, II) Corte longitudinal. La temperatura del agua en la cámara interna (C) cambia al quemarse el alimento en el recipiente (A). El agua de la cámara externa (D) actúa como material de aislamiento, además del aire en el espacio vacío (E). La cantidad de calor producido se mide en F por el cambio de temperatura de un volumen dado de agua. B es una cámara de oxígeno y G es un motor eléctrico para conservar el movimiento del agua.

El calorímetro contiene el sistema bajo estudio, uno o más termómetros, un calentador eléctrico y artificios de mezclado. El calorímetro está rodeado por una camisa, la cual contiene uno o más termómetros y algún artificio para controlar la temperatura. El calor puede ser transferido entre el calorímetro y la camisa por conducción a través de los materiales sólidos conectados entre sí; por conducción y convección a través de cualquier gas que pueda estar presente y, por radiación térmica. También puede transferirse energía en forma de trabajo, a través de movimientos mecánicos usados en la agitación, por compresión o expresión contra una presión externa, o por una corriente eléctrica utilizada para operar un calentador.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	55/ 186

Los estudios calorimétricos son muy amplios, que incluyen los tres estados de agregación de la materia, como una sola, dos o más fases, en las que se incluyen casi todos los tipos de reactivos químicos. Los intervalos de temperatura están entre 1 y 1500 grados Kelvin, la presión que puede ser medida es de micro atmósferas hasta varios cientos de atmósferas. En el estudio de explosivos la energía que puede medirse es aproximadamente de 100 Kcal hasta 10 Kcal para algunos calores de combustión que andan en ese intervalo; en algunos estudios calorimétricos se pueden obtener micro calorías.

A pesar del amplio intervalo de sistemas, las condiciones estudiadas requieren una gran variedad de instrumentos específicos y técnicos, algunas características comunes de casi todos ellos se encuentran en algunos tipos específicos de calorímetros.

8.2. TIPOS DE CALORÍMETROS

Los calorímetros, se pueden clasificar en tres tipos: estáticos, dinámicos y de flujo.

Los calorímetros estáticos operan en un estado de equilibrio definido en el estado inicial y final a temperatura constante; para los calorímetros dinámicos funciona con un cambio continuo de temperatura de manera que el contenido nunca llega a un estado verdadero de equilibrio. Los calorímetros dinámicos son, generalmente, de tamaño pequeño de manera que la temperatura permanece uniforme a través del calorímetro. En calorímetros de flujo, un flujo constante de materia, generalmente gas o líquido, se mantienen dentro y fuera del calorímetro, usualmente en condiciones de estado uniforme. Los calorímetros en donde se introduce el flujo materia y reacciona con los productos acumulados dentro del calorímetro reciben el nombre de calorímetro de titulación termométrica.

Cuando se toma en cuenta la interacción entre la camisa y el calorímetro, se pueden distinguir tres tipos: isotérmicos, de conducción y adiabáticos.

En los calorímetros de camisa isotérmica o adiabática el cambio de calor Q , es pequeña en comparación con el cambio total de calor del calorímetro y sus contenidos. En calorímetros de conducción el cambio de calor es aproximadamente igual al cambio de energía del calorímetro y sus contenidos. En calorímetro de conducción el cambio de calor es aproximadamente igual al cambio de energía del



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	56/ 186

calorímetro y sus contenidos. La temperatura de la camisa isotérmica se mantiene constante durante la medición; mientras que la temperatura de una camisa adiabática se ajusta a la del calorímetro todas las veces. La ventaja principal del control adiabático, es que, no existe intercambio de calor entre la camisa con el calorímetro y, por lo tanto, la temperatura del calorímetro es casi constante, en los estados inicial y final. Esto es muy importante en algunas investigaciones donde el sistema requiere un tiempo considerable para alcanzar el equilibrio y puede ser suficiente para favorecer un calorímetro con camisa adiabática. Ahora bien, es más fácil medir una temperatura constante y exacta que una temperatura cambiante. Por otra parte, es más difícil de construir un calorímetro de camisa adiabática que una isotérmica; el control de la temperatura es tedioso si se hace manualmente y, requiere de instrumentos complejos si se hace automáticamente.

A pesar de las ventajas del calorímetro adiabático se prefiere algunas veces el isotérmico por su alta exactitud en la medición, el uso de una camisa isotérmica requiere que el intercambio de energía entre el calorímetro y la camisa se evalúe cuidadosamente.

Ahora bien, raras veces es posible controlar una temperatura ideal en un calorímetro de camisa adiabática, y es necesario hacer una corrección al cambio de calor. La principal fuente de error al calcular la transferencia de calor es, la falta de uniformidad de la temperatura en la superficie del calorímetro y la chaqueta. Ya que la temperatura de una camisa isotérmica es más uniforme que en la adiabática se prefiere sobre ésta; aunque el cambio de calor es más grande en una camisa isotérmica el error al calcular el cambio de calor es menor.

La camisa adiabática es más difícil de construir y operar a menos que se labore con controles automáticos; la camisa isotérmica requiere más datos y cálculos complejos para su procedimiento; además la camisa isotérmica se prefiere para aquellos caloríferos donde el cambio de temperatura es rápido.

En calorímetros de conducción todo o casi todo el calor liberado o absorbido en el calorímetro se conduce de o para la camisa. La medición de ΔE_T o ΔH_T depende directamente del cálculo del intercambio de calor, esto depende del conocimiento de las temperaturas de la camisa y del calorímetro durante todo el tiempo en que se haga la medición, y conocer la velocidad de transferencia del calor como función de estas temperaturas. La exactitud que se puede tener con un calorímetro de



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	57/ 186

conducción, es menor, que la que se puede obtener con calorímetros de camisa adiabática o isotérmica.

Los calorímetros de conducción pueden ser del tipo estático, en cuyo caso la camisa se mantiene a temperatura constante, y la temperatura inicial y final del calorímetro serán las mismas que la temperatura de la camisa; o pueden ser del tipo dinámico, en cuyo caso de diferencia entre las temperaturas de la camisa y del calorímetro se mantienen constante de manera que la transferencia de calor es constante. Un calorímetro de camisa adiabática puede convertirse fácilmente en un calorímetro de conducción dinámica. Los calorímetros adiabáticos que utilizan agitador, con frecuencia son manejados con una temperatura en la camisa menor que la del calorímetro para eliminar el calor generado por la agitación, este proceso se llama control pseudo adiabático. .

8.3 CALORÍMETRO HUMANO

En calorimetría directa, el individuo humano se coloca en el calorímetro, y se mide la cantidad de calor producida. Sin embargo, es técnicamente difícil valorar sin errores la producción de calor en un sujeto de experimentación.

Los calorímetros humanos son cámaras especiales perfectamente aislados. Una corriente de agua atraviesa unos serpentines de cobre en el interior del calorímetro, absorbiendo calor producido por el sujeto. Si se mide el incremento de temperatura del agua, así como la velocidad a que se desplaza, la producción de calor puede valorarse con exactitud.

A este valor se le añade el calor contenido en el vapor de agua desprendido durante la respiración. El vapor de agua formado se absorbe con ácido sulfúrico. Este método es muy caro y se dispone de pocos calorímetros tan grandes.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

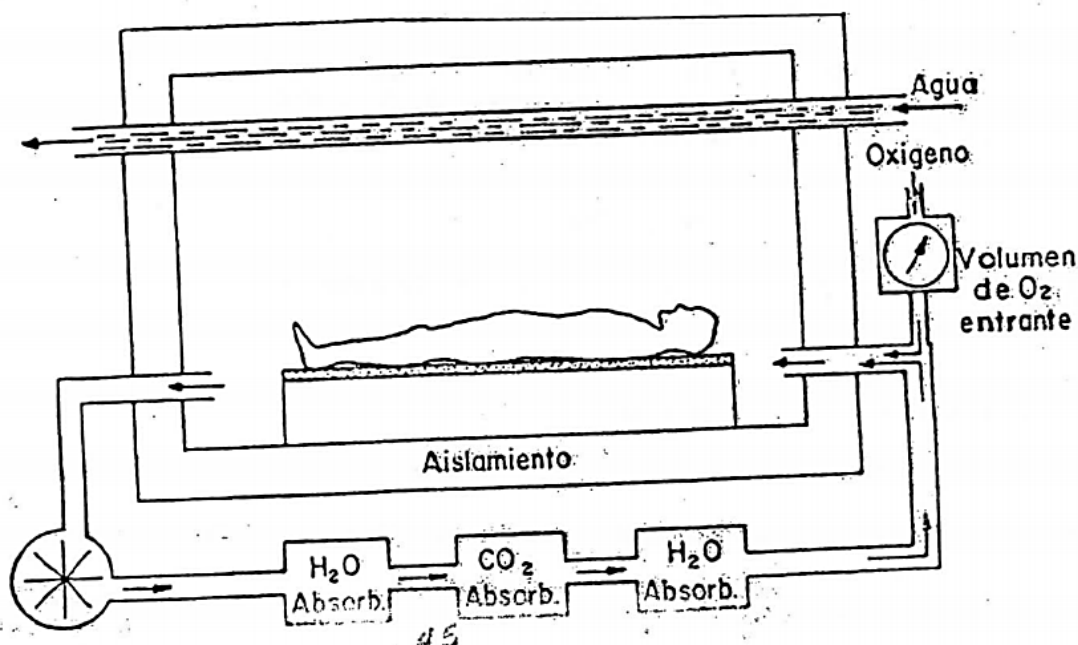
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	58/ 186

No obstante, un calorímetro humano sería como el de la siguiente figura.

Si el sujeto está en situación de descanso, el gasto total de energía es la suma de:



- 1.- El calor emanado (medido a partir del aumento de temperatura del agua que pasa a través de los serpentinos que recorren la cámara).
- 2.- El calor latente de vaporización (medido a partir de la cantidad de vapor de agua extraído del aire por el primer absorbente de agua). El CO_2 debe absorberse para evita que se acumule dentro de la cámara; en este proceso se libera agua. el consumo de oxígeno puede medirse teniendo en cuenta la cantidad del mismo que debe añadirse para mantener la cámara en condiciones constantes.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	59/ 186

9. EJERCICIOS RESUELTOS

1. Un recipiente A contiene 50g de agua cuya temperatura es de 80° C, se deja caer en un recipiente B que contiene 60 g de agua a una temperatura de 20° C. Si se considera que la transferencia de calor ocurre únicamente entre las masas de agua, ¿Cuál es la temperatura de equilibrio?

SOLUCIÓN

Para resolver los siguientes problemas se hará uso de dos balances de calor, con las siguientes condiciones:

- I. Calor ganado igual a calor perdido.
- II. La suma algebraica de los calores debe ser cero.

$$Q_A = Q_B \dots \text{_____} (1)$$

Como A pierde calor, por convección tiene signo (-), B gana, por lo tanto, tiene signo (+), por lo que

$$-Q_A + Q_B = 0 \text{ _____} (2)$$

Luego entonces, para nuestro problema se tienen las siguientes condiciones:

Recipiente A

$$m_1 = 50g$$

$$T_2 = 80^\circ \text{C}$$

$$T_1 = T_e$$

Recipiente B

$$m_1 = 60g$$

$$T_2 = 20^\circ \text{C}$$

$$T_1 = T_e$$

Sustituyendo en la ecuación (1)

$$m_1 C_1 \Delta T = m_2 C_2 \Delta T$$

$$m_1 C_1 (T_2 - T_e) = m_2 C_2 (T_e - T_1)$$

el calor específico del agua se puede considerar igual a uno

$$(50g)(1 \text{ cal/g}^\circ \text{C})(80^\circ \text{C} - T_e) = (60g)(1 \text{ cal/g}^\circ \text{C})(T_e - 20^\circ \text{C})$$

$$50(80 - T_e) = 60(T_e - 20)$$

$$4000 - 50T_e = 60T_e - 1200$$

$$4000 + 1200 = 60T_e + 50T_e$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	60/ 186

$$5200 = 110T_e$$

$$T_e = 47.27\text{ }^{\circ}\text{C}$$

2. En un calorímetro de aluminio, que contiene 100 cc de glicerina a 0 °C, se ha sumergido una masa de 300g de plomo, cuya temperatura era de 100 °C. El peso del calorímetro es de 40 g. ¿Cuál será la temperatura resultante? Suponga que no hay pérdida de calor, con el medio ambiente.

plomo

$$m_p = 300\text{ g}$$
$$T_p = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$$
$$C_p = 0.031\text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$$

$$T_e = ?$$

DATOS
glicerina

$$V_g = 100\text{ cc}$$
$$T_p = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$$
$$C_p = 0.58\text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$$
$$d_g = 1.26\text{ g/ml}$$

Aluminio

$$m_a = 40\text{ g}$$
$$T_a = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$$
$$C_a = 0.2114\text{ cal/g }^{\circ}\text{C}$$

El plomo pierde calor, por lo tanto, el balance de calor es:

Por lo tanto:

$$-Q_p + Q_a + Q_g = 0$$

$$Q_a + Q_g = Q_p$$

sustituyendo valores se obtiene el siguiente valor:

$$m_a C_a (T_e - T_a) + m_g C_g (T_e - T_g) = m_p C_p (T_p - T_e)$$

$$T_e = 10.238 = 10.24$$

3. En 220 cc de agua a 75 °C se introduce un pedazo de hielo cuyo peso es de 57g y cuya temperatura es de -20 °C. El calorímetro de cobre que contiene el agua pesa 240g y la temperatura final es de 43.5 °C. ¿Cuál es el calor específico del hielo?



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	61/ 186

SOLUCIÓN

Se puede suponer que no existe transferencia de calor al medio ambiente.

	DATOS		En este
hielo	agua	Calorímetro	
$m_h = 57g$	$m_a = 220g$	$m_c = 240g$	
$T_h = -20\text{ }^{\circ}\text{C}$	$T_a = 75\text{ }^{\circ}\text{C}$	$T_c = 75\text{ }^{\circ}\text{C}$	
$T_e = 43.5\text{ }^{\circ}\text{C}$	$T_e = 43.5\text{ }^{\circ}\text{C}$	$T_e = 43.5\text{ }^{\circ}\text{C}$	
$c_h = ?$	$c_a = 1\text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$	$c_c = 0.092\text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$	

ejemplo el hielo absorbe calor en tres etapas:

- El primero es un calor sensible, es decir pasa de $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- El segundo es calor latente, es decir, cambia de estado a temperatura constante.
- La tercera etapa corresponde a otro calor sensible, es decir, pasa de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $43.5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Terminar el problema a partir de:

El balance de calor, se hará sabiendo que

Calor ganado = calor perdido

4. DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE UN CALORÍMETRO POR EL MÉTODO DE LAS MEZCLAS DE AGUA

Para determinar experimentalmente la constante de un calorímetro es necesario realizar los siguientes pasos:

- Colocar una masa de agua a temperatura ambiente.
- Equilibrar a la misma temperatura el sistema calorímetro-agua registrando temperaturas con respecto al tiempo.
- Adicionar otra masa de agua a una temperatura mayor que la del sistema calorímetro agua ($8\text{ }^{\circ}\text{C}$ mayor) y agitar.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	62/ 186

- d) Registrar la temperatura de caída con respecto al tiempo.
- e) Construir una gráfica y calcular el incremento de temperatura corregida.

Datos para equilibrar al sistema calorímetro agua:

t (min)	T ° C	t (min)	T ° C	t (min)	T ° C
0	19.0	6	20.0	12	20.0
1	19.2	7	20.0	13	20.0
2	19.4	8	20.0	14	20.0
3	19.6	9	20.0		
4	19.8	10	20.0		
5	20.0	11	20.0		

$m_1 = 30\text{g}$ de agua utilizados.

En el minuto 14, (punto 1, gráfica 1) se introduce al calorímetro, la otra masa de agua de temperatura mayor. Se mezclan las masas de agua e inmediatamente se toma la lectura de temperatura

Con el ΔT corregido, el cual se obtiene a partir del punto (1) y del punto (2) de la

t (min)	T ° C	t (min)	T ° C	t (min)	T ° C
15	no .	25	22.8	35	21.8
16	24.6	26	22.6	36	21.8
17	24.4	27	22.4	37	21.8
18	24.2	28	22.2	38	21.8
19	24.0	29	22.0	39	21.8
20	23.8	30	21.8	40	21.8
21	23.6	31	21.8	41	21.8
22	23.4	32	21.8	42	21.8
23	23.2	33	21.8	43	21.8
24	23.0	34	21.8	44	21.8

gráfica (I). Se procede a calcular la constante del calorímetro.



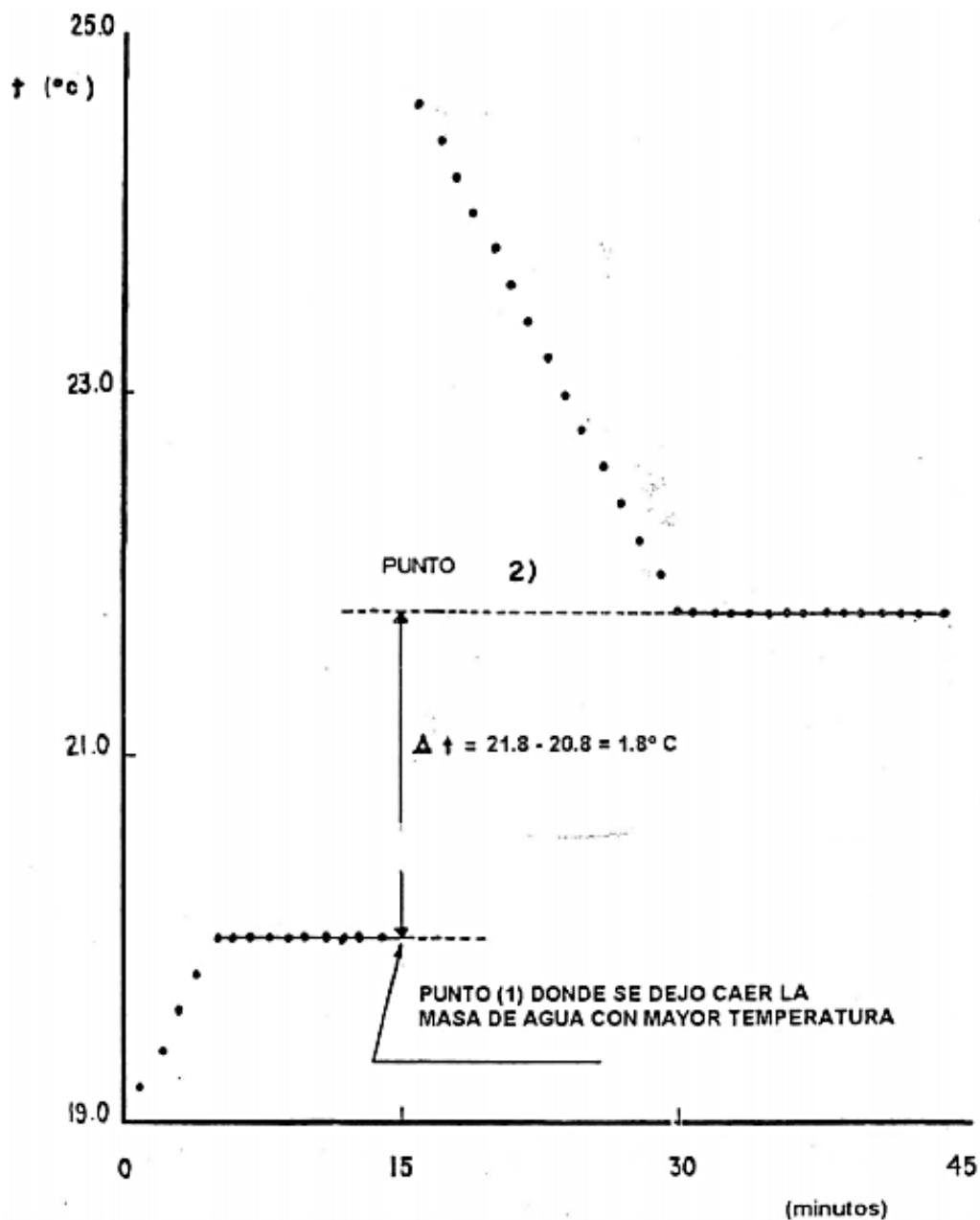
SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	63/ 186

Gráfica I





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	64/ 186

Datos del agua contenida en el calorímetro

$$m_1 = 30\text{g}$$

$$c_1 = 1.0 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta T \text{ corregido} = 1.8 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_e = 20.0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Datos del agua adicionada al calorímetro:

$$m_2 = 30\text{g}$$

$$T \text{ agua caliente} = 28 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T \text{ de agua de mezcla} = 24.6 \text{ } ^\circ\text{C} \text{ (punto 2 de la gráfica 1)}$$

Ahora la constante del calorímetro se determina de acuerdo con la siguiente igualdad:

$$\text{CALOR GANADO} = \text{CALOR PERDIDO}$$

La cual es expresada de la forma siguiente:

$$m_1 C_1 \Delta T = m_c C_c \Delta T = m_2 C_2 (T \text{ agua caliente} - T \text{ agua mezcla})$$

de donde:

$$m_c C_c = K = \text{constante del calorímetro y esta constante se expresa en "cal/}^\circ\text{C"}$$

por lo tanto, se obtiene la siguiente expresión:

$$m_1 C_1 \Delta T = K \Delta T = m_2 C_2 (T \text{ agua caliente} - T \text{ agua mezcla})$$

sustituyendo datos en esta ecuación:

$$(30\text{g} \times 1.0 \text{ cal/g } ^\circ\text{C} \times 1.8^\circ\text{C}) + K(1.8^\circ\text{C}) = 30\text{g} \times 1.0 \text{ cal/g } ^\circ\text{C} \times (28^\circ\text{C} - 24.6^\circ\text{C})$$

$$54 + K(1.8) = 102$$

Resolviendo para K,

$$K = 26.7 \text{ cal/}^\circ\text{C}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	65/ 186

Este valor representa el siguiente significado físico:

Para que el calorímetro eleve su temperatura un grado centígrado, es necesario que absorba 26.7 calorías.

5. DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE UN CALORÍMETRO POR CALOR DE DILUCIÓN

Esta determinación se ejemplifica, en base al trabajo práctico efectuado en el Laboratorio de Ciencia Básica II, en el grupo 1251.

Semestre 1º 79/80

Sesenta y cinco mililitros de agua destilada a temperatura ambiente, se colocaron en un calorímetro.

Se equilibró a la misma temperatura el sistema calorímetro-agua, registrando temperatura con respecto al tiempo y, representándola en un gráfico (punto (1) del gráfico II).

A continuación, se adicionaron 1.5 ml de ácido sulfúrico concentrado ($d = 1.84$ y 98.5% de pureza).

Se agito el agua en el calorímetro lenta y regularmente.

Los cambios de temperatura con respecto al tiempo fueron también representados en el gráfico anterior (punto (2) del gráfico II).

Fue calculada la temperatura corregida (punto (3) del gráfico II)

Se calculó la normalidad de la solución ácida final, mediante una titulación con hidróxido de sodio*.

La determinación de la constante del calorímetro se realizó de la siguiente manera:

Agua en el calorímetro = 65 ml

Ácido añadido = 1.5 ml

Temperatura corregida = 4.1°C

Normalidad de la solución final = 0.510



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	66/ 186

Calor (obtenido de la gráfica III) = 0.43899

Constante del calorímetro (K) = Calor para la elevación de 1 0 C. en 65 ml de agua.

$$K = 0.43899 \text{ Kcal} \times \frac{600 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} \times \frac{1}{4.1 \text{ }^{\circ}\text{C}}$$

$$K = 0.06959 \text{ Kcal/grado}$$

$$K = 69.59 \text{ cal/grado.}$$

NOTA: Relacione esta normalidad por el calor desprendido por medio del gráfico (III).

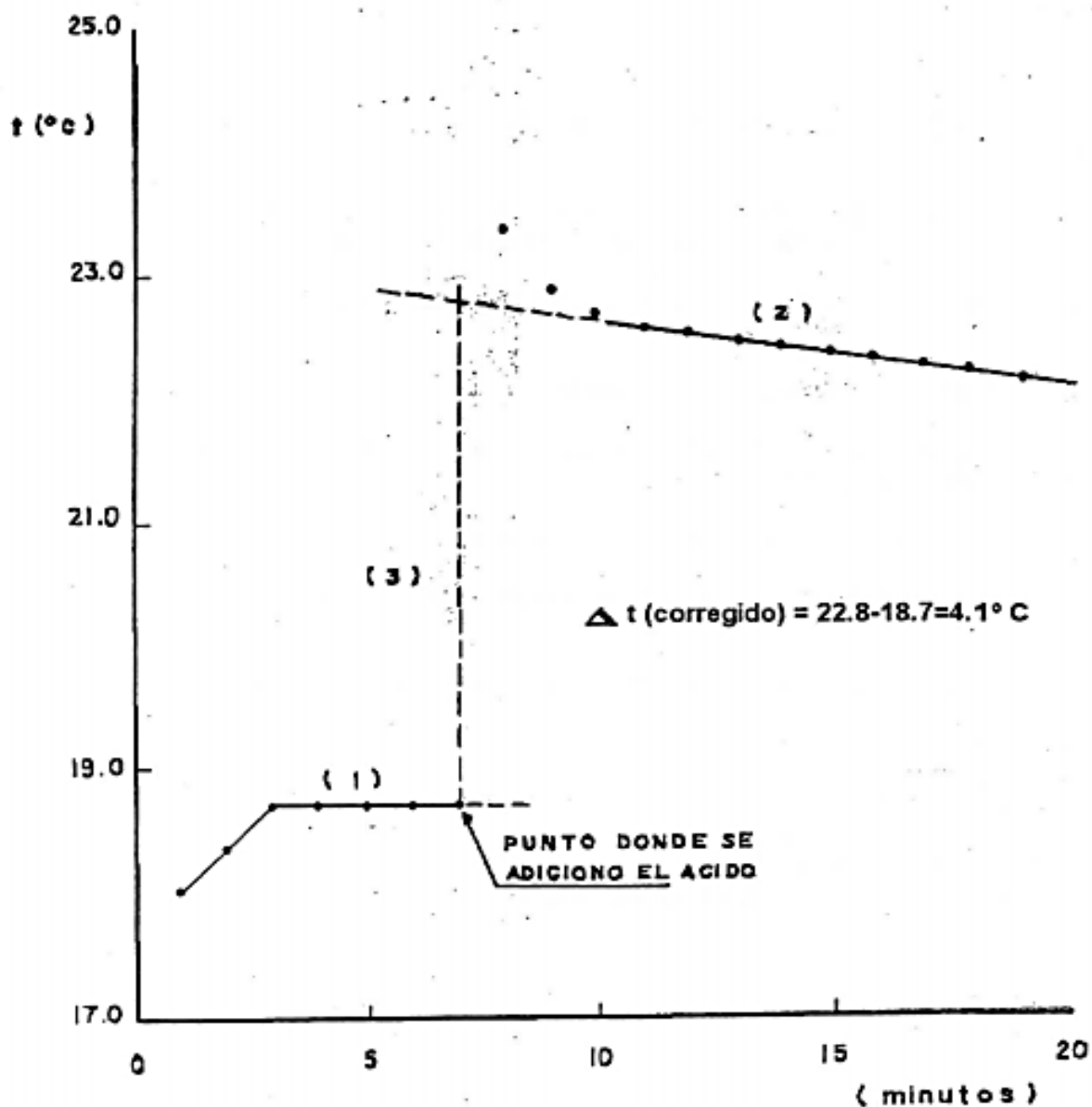


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	67/ 186



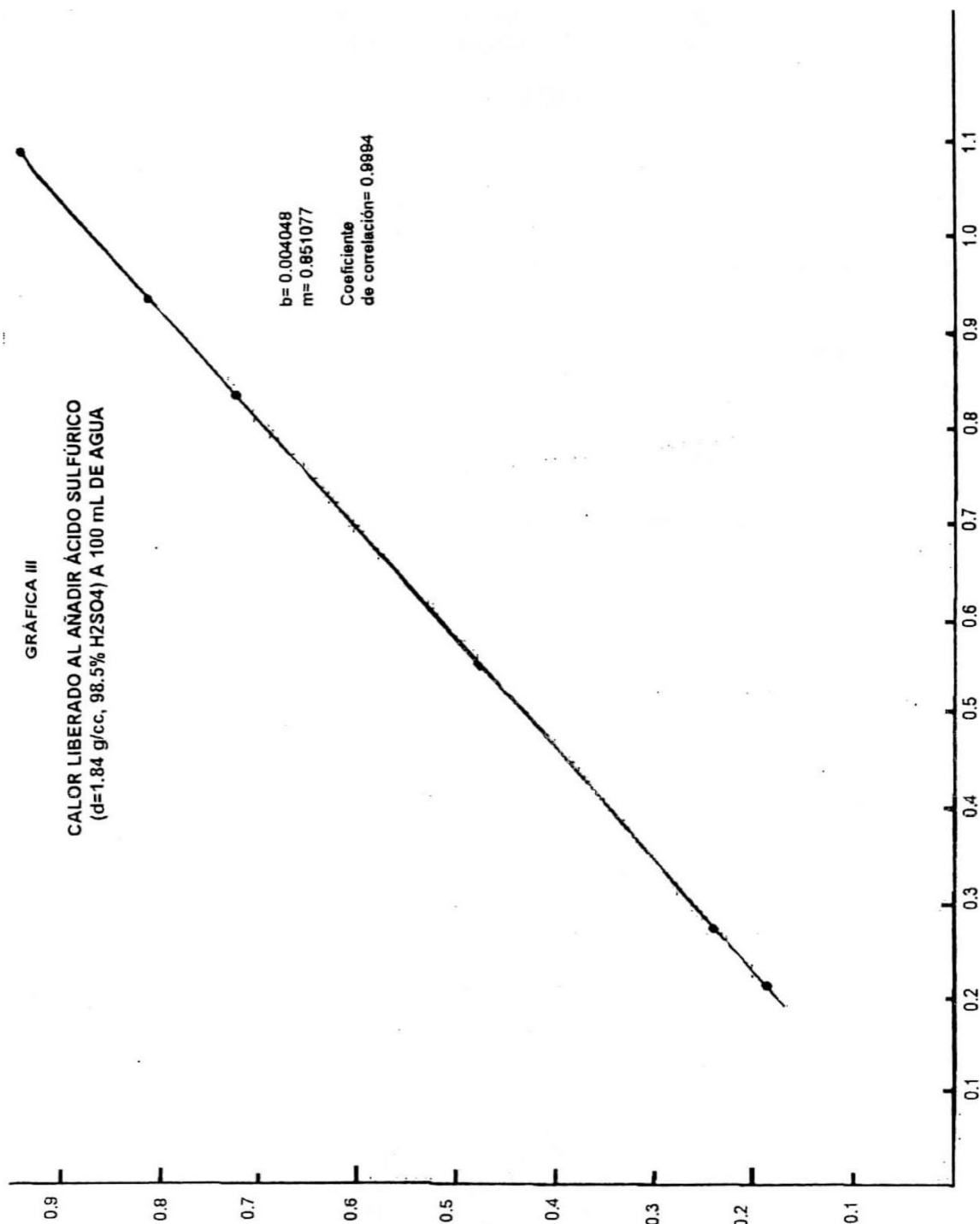


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	68/ 186



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

Bajo concesión



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	69/ 186

6. En un calorímetro se encuentran 30ml de NaOH 0.8M a la temperatura de 25 °C. Se le adicionan 30ml de HCl 0.8M también a la temperatura de 25 °C (como el ácido está a la misma temperatura, se puede considerar que el calor de dilución, no afecta a la neutralización), si el ΔT es 3 °C, ¿cuál es la constante del calorímetro? Un mol de agua formada desprende 13500 cal.

SOLUCIÓN

Ecuación de la reacción



Calculando las moles de sosa y ácido

NaOH:

$$n = 0.8 \text{ mol/L} \times 0.030 \text{ litros} = 2.4 \times 10^{-2}$$

HCl:

$$n = 0.8 \text{ mol/l} \times 0.030 \text{ litros} = 2.4 \times 10^{-2}$$

como la relación es 1:1, las moles de agua producida son: 2.4×10^{-2}

Por lo tanto:

$$X = 324 \text{ cal}$$

El balance de calor es:

$$Q_p = m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} \Delta T$$

$$324 \text{ cal} = 60\text{g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times 3^\circ\text{C} + K \times 3^\circ\text{C}$$

$$324 \text{ cal} = 60\text{g} \times 1\text{cal/g}^\circ\text{C} \times 3^\circ\text{C} + K \times 3^\circ\text{C}$$

$$324 \text{ cal} = 60\text{g} \times 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \times 3^\circ\text{C} + K \times 3^\circ\text{C}$$

$$324 = 180 + K + 3$$

$$K = 144/3$$

$$K = 48 \text{ cal/grado}$$

En este problema se puede considerar que, al final de la reacción existe solo agua, principalmente por que la solución está muy diluida, es decir, el cloruro de sodio



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	70/ 186

formado es muy pequeño en comparación con la masa total. Además, el agua formada en comparación con la total, por lo que, se considera que el volumen total no cambia, es decir, se mantiene en 60ml, por lo tanto, la densidad se considera igual a 1.0 g/ml. Por eso fue que en cálculo se tomaron 60g.

7. Los siguientes datos fueron obtenidos en cierta reacción de neutralización:

Mol de agua formada	Calor desprendido (cal)
0.10	1350
0.15	2025
0.20	2700
0.25	3375
0.30	4050
0.35	4725
0.40	5400
0.45	6075
0.50	6750
0.55	7425
0.60	8100

- Con estos datos dibujar un gráfico de forma tal que se obtenga una línea recta.
- Encontrar el valor de la pendiente.
- Encontrar la ecuación que rige estos datos.
- De acuerdo con la ecuación obtenida ¿cuál es el calor desprendido por mol de agua formada?

SOLUCIÓN

- Ver gráfica IV
- La ecuación de la recta es:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	71/ 186

$$y = mx + b$$

donde:

$$y = Q$$

$$x = n$$

$$\text{por lo tanto, } Q = m * n + b$$

la recta pasa por el origen, por lo tanto, $b = 0$

$$\text{por lo tanto } Q = m * n$$

Calculando la pendiente m (datos de la gráfica IV)

$$m = \frac{Q_2 - Q_1}{n_2 - n_1} = \frac{8100 - 1350}{0.6 - 0.1}$$

$$m = 13500$$

c) La ecuación que rige estos datos es:

$$Q = 13500 * n$$

d) entonces para $n = 1.0 \text{ mol}$

$$Q = 13500 \text{ Ca}$$

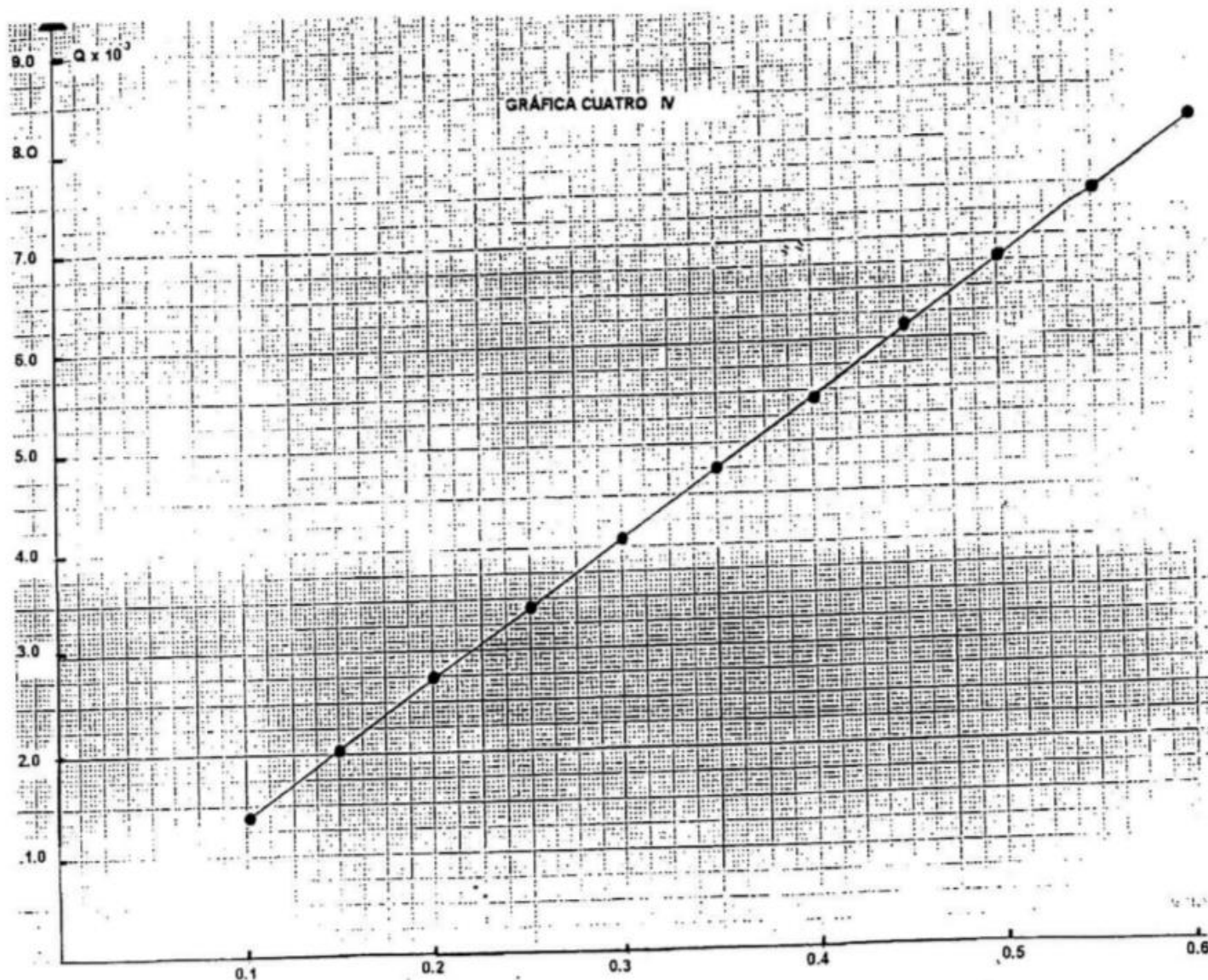


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	72/ 186



8. Determinar el calor de neutralización entre ácido monoprótico fuerte y una base fuerte.

a) Se prepara ácido nítrico 10 N ($d = 1.42$, 70% de pureza) y se enfría a temperatura ambiente, antes de usarlo en los experimentos.

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

Bajo concesión



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	73/ 186

b) En un calorímetro de constante conocida, se mezcló NaOH 1.0 N y agua en la proporción de 25 ml de álcali por 50ml de agua.

Se presentaron en un gráfico las observaciones de temperatura (gráfico V, punto 1)

c) Se añadieron por cada 25ml de sosa 1 N, contenida en el calorímetro, 2.5ml de la solución preparada de HNO_3 . Se continuaron las observaciones de temperatura y se representaron en el gráfico V (punto 2)

d) Después de terminar con las observaciones termométricas, se añadió a la solución del calorímetro, unas gotas de anaranjado de metilo. Se observó que el líquido era alcalino todavía, por lo que se tituló con HCl 0.1 N. Esta operación nos indica la que no fue neutralizada.

e) También se determinó la elevación de temperatura al añadir 2.5ml de HNO_3 10 N a 75ml de agua. La elevación de la temperatura excederá de los 0.5°C .

Datos:

Contenido del calorímetro= 50 ml de agua + 25 de NaOH 1N.

Agua total = 75 ml

Ácido nítrico añadido = 2.5ml conteniendo 50% de agua, ie, el ácido contiene 1.25 g de agua.

Contenido total final de agua = 76.25 ml

$K = 0.06959 \text{ Kcal/ grado para } 65 \text{ ml}$

76.25 ml es igual a 0.08158

Elevación de temperatura corregida (ΔT) = 4.7

Solución final que reacciona como alcalina, requirió 1.0ml de HCl 0.1N

$$\text{Mol-g de base y ácidos neutralizados} = \frac{25-1.0}{1000} = 0.024$$

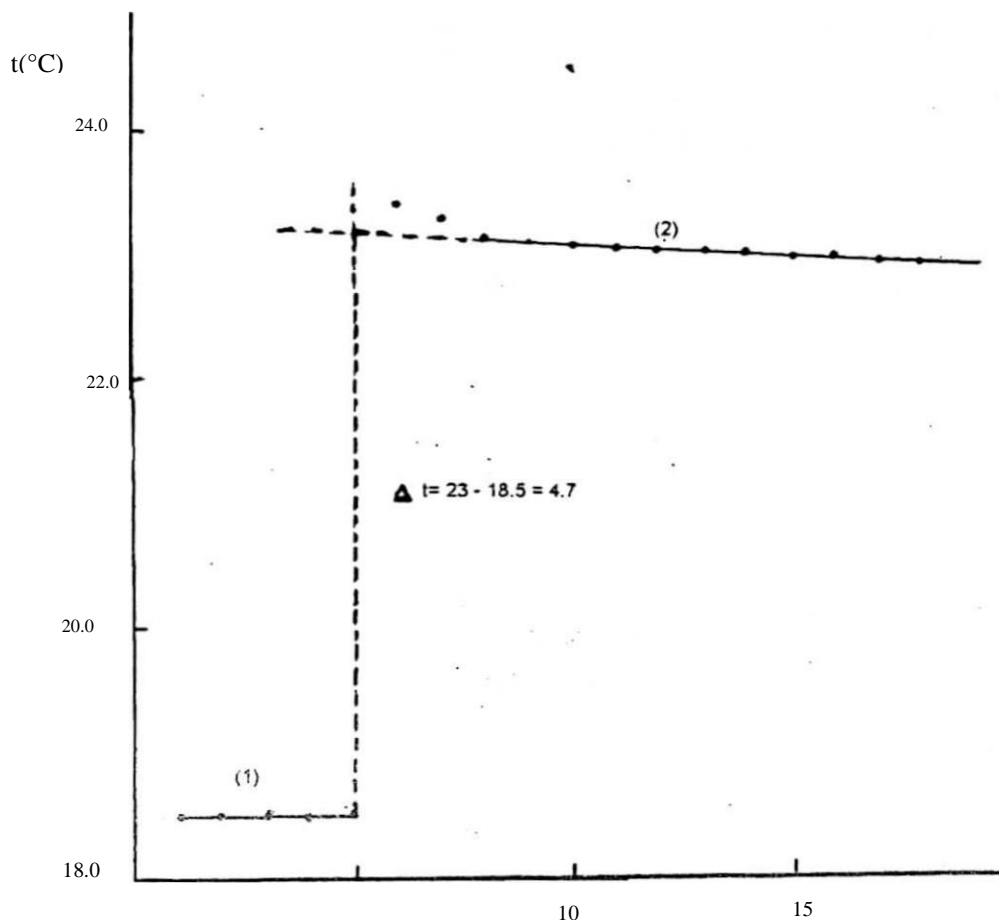


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	74/ 186



GRÁFICA V

Elevación de temperatura al añadir 2.5ml de ácido a 75ml de agua = 0.60 C.

Elevación neta de temperatura: $4.7 - 0.6 = 4.1$

Calor de neutralización por mol-g de ácido y base (concentración aproximada de 0.33, cada uno)

$$\Delta H = \frac{(4.1)(0.08158)}{0.024} = 13.9 \text{ Kcal}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	75/ 186

9. La combustión del naftaleno $C_{10}H_8$, produce anhídrido carbónico, éste por medio de un artificio, se hace reaccionar con hidróxido de sodio para producir 1.06g de carbonato de sodio. El calor liberado por esta combustión, calienta una masa de agua de 60g desde una temperatura inicial de $25^{\circ}C$ hasta una temperatura final de $40^{\circ}C$, contenida en un recipiente de cobre cuya masa es de 100g, cuyo calor específico es $0.092 \text{ cal/g}^{\circ}C$. La temperatura inicial del recipiente de cobre es de $25^{\circ}C$. Considerando que al final del experimento el recipiente de cobre, tiene, en promedio, La misma temperatura, ¿Cuál es la temperatura final del cobre? Considerar que el calor desprendido, calienta únicamente al cobre y al agua que contiene éste.

Calor de combustión del naftaleno = $1228.180 \text{ Kcal/mol}$

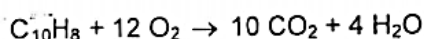
SOLUCIÓN.

Datos:

Cobre	Agua en el recipiente (Cu)	Naftaleno
$m = 100g$	$m = 60g$	$\text{mol} = ?$
$T_1 = 25^{\circ}C$	$T_1 = 25^{\circ}C$	$Q = 1228.180 \text{ Kcal/mol}$
$T_2 = ?$	$T_2 = 40^{\circ}C$	
$c = 0.092 \text{ cal/g}^{\circ}C$	$c = 1.0 \text{ cal/g}^{\circ}C$	

masa de $Na_2CO_3 = 1.06g$

las ecuaciones de las reacciones son:



Calculando las moles de naftaleno, a partir de las reacciones anteriores

$$n = 106g \text{ Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106g \text{ Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_8}{10 \text{ mol CO}_2}$$

$n = 0.001 \text{ mol}$ de naftaleno

por lo tanto, el calor desprendido por estas moles es:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ----- } 1228180 \text{ cal} \\ 0.001 \text{ mol} \text{ ----- } x \end{array} \quad x = 1228.18 \text{ cal}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	76/ 186

BALANCE DE CALOR

$$Q_g = Q_p$$

$$Q_p = m_c C_c (T_2 - T_1) + m_h C_h (T_2 - T_1)$$

$$Q_g = 228.18$$

Sustituyendo valores

$$228.18 = (100)(0.092)(T_2 - T_1) + 60(1)(40 - 25)$$

$T_2 = 60.67^\circ \text{C}$ que es la temperatura final del cobre

10. Los organismos que producen la gangrena de gas producen una toxina que destruye el tejido, especialmente al tejido muscular y sueltan un gas por la fermentación del "azúcar de los músculos". Dicho proceso de fermentación puede describirse mediante la siguiente ecuación:



- Calcular la entalpía estándar de la reacción en Kcal/mol de azúcar, para la reacción de fermentación que ocurriría en una parte del músculo infectada por *Bacillus welchii*.
- ¿Cuál es el calor desprendido si se fermentan 0.1 mol de azúcar?



SOLUCIÓN

a) La ΔH de reacción es:

$$\Delta H = \sum H^\circ_f (\text{productos}) - \sum H^\circ_f (\text{reactivos})$$

$$= 2(-66.4) + 2(-94) - (-300)$$

$$= -20.8 \text{ Kcal/mol}$$

b) para 0.1 mol es $\Delta H = -2.08 \text{ Kcal}$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	77/ 186

11. Una muestra de 65ml de jugo gástrico fresco tiene una concentración de 0.17 M de ácido clorhídrico.

- Calcula el peso de bicarbonato de sodio necesario para neutralizar exactamente este ácido.
- ¿Cuál es la masa de CO_2 producida?
- ¿Cuántos litros de O_2 se producen, si una planta fija completamente el CO_2 producido por la neutralización? Considerar el CO_2 a 250 C y una atmósfera, y que durante la reacción de producción de O_2 no cambian las condiciones. Considerar además que el oxígeno se comporta como un gas ideal.

Para propósitos sencillos, los carbohidratos producidos pueden ser representados mediante la fórmula empírica (CH_2O), con lo que el proceso fotosintético neto sería:



→

SOLUCIÓN

a) la ecuación de la reacción es:



Las moles de HCl son:

$$n = 0.01275$$

por lo tanto, la masa de bicarbonato es:

$$m = 1.071\text{g}$$

b) la masa de CO_2 es:

$$m = 0.561\text{g}$$

$$\text{d) } \text{mol } \text{CO}_2 = \text{mol } \text{O}_2 = 0.01275$$

por lo tanto:

$$V = \frac{(0.01275)(0.082)(298)}{1} = 0.31151\text{litros}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	78/ 186

VALOR CALÓRICO DE LOS ALIMENTOS

La combustión de un alimento en presencia de oxígeno produce calor, este calor así producido puede medirse en una bomba calorimétrica y, con esta técnica poder medir el valor calórico de los alimentos. Veamos la siguiente tabla de valores calórico de los alimentos.

	En la bomba calorimétrica	En el organismo
Carbohidratos	4.1 Kcal/g	4
Grasas	9.4	9
Proteínas	5.6	4

Cuando los carbohidratos y grasas son utilizados en el organismo son oxidados hasta CO₂ y H₂O igual que en la bomba calorimétrica; sin embargo, las proteínas no son quemadas totalmente, pues la urea, producto terminal del metabolismo contienen cierta energía que no utiliza el organismo; por esta razón el valor energético de las proteínas es menor en el organismo que en el calorímetro.

COCIENTE RESPIRATORIO DE LOS ALIMENTOS

El cociente respiratorio C. R., es la relación que existe entre el CO₂ eliminado y el volumen de oxígeno utilizado en la oxidación: $C. R. = CO_2/O_2$

a) Carbohidratos. La oxidación completa de la glucosa puede representarse por la ecuación



Por lo tanto, el C. R. para los carbohidratos es:

$$C.R. = \frac{CO_2}{O_2} = \frac{6}{6} = 1.0$$

b) Las grasas tienen un C. R., menor debido a que el contenido de oxígeno en su molécula en relación con el contenido en carbono es muy bajo por ende las grasas requieren más oxígeno del exterior. Por ejemplo, se ha calculado que el C. R. = 0.7



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	79/ 186

PROBLEMA

Un Individuo utilizó oxígeno a una tasa de 414.6 litros diarios y eliminó 353.3 litros de CO₂ en el mismo periodo. El nitrógeno urinario en 24 horas fue de 12.8g.

Como las proteínas tienen un metabolismo incompleto el intercambio de gases se corrige para la cantidad de proteínas metabolizadas y así obtener un C.R. no proteico, ie, la porción no proteica del C. R. Total 1.0 g de nitrógeno urinario representa la combustión de una cantidad de proteína que requeriría 5.92 litros de oxígeno y eliminaría 4.75 litros de CO₂.

SOLUCIÓN

a) Cálculo del C.R. no proteico.

1. Se multiplica la cantidad de nitrógeno urinario por el número de litros de oxígeno requeridos para oxidar la cantidad de proteínas representadas por 1.0 g de nitrógeno urinario, así que:

$$12.8 \times 5.92 = 75.776 \text{ litros}$$

2. Se multiplica la cantidad de nitrógeno urinario por la cantidad de litros de CO₂ que resulta de esta oxidación.

$$12.8 \times 2.75 = 60.8 \text{ litros}$$

Por lo tanto, 75.776 litros de oxígeno inhalado se utilizaron para oxidar las proteínas y 60.8 litros del CO₂ exhalados fueron el producto de esta oxidación. El resto fue utilizado para oxidar grasas y carbohidratos. Por lo tanto, para determinar el C.R., no proteico se restan los valores de la proteína del total diario.

$$O_2: 414.6 - 75.776 = 338.824 \text{ litros}$$

$$CO_2: 353.3 - 60.8 = 292.5 \text{ litros}$$

Por lo tanto:

$$C.R. = \frac{CO_2}{O_2} = \frac{292.5}{338.824} = 0.863 \text{ no proteico}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	80/ 186

b) El C.R. no proteico debe convertirse en gramos de carbohidratos y grasa metabolizadas. Existen tablas que dan las proporciones de los carbohidratos y grasas metabolizadas a distintos C.R. Para nuestro valor de 0.863 se metabolizan 0.622 g de carbohidratos y 0.249 g de grasas por litro de oxígeno usado.

Para determinar la cantidad total de carbohidratos y grasa oxidados se multiplican estos gramos por el número de litros de O_2 consumido durante la combustión de las grasas y carbohidratos.

$$338.824 \times 0.622 = 210.748\text{g de carbohidratos}$$

$$338.824 \times 0.249 = 84.367\text{g de grasas}$$

c) Ahora, se determina la cantidad de proteínas metabolizadas. Cada gramo de nitrógeno urinario representa la oxidación de 6.25g de proteínas, por lo tanto, se multiplica el nitrógeno urinario total por 6.25

$$12.8 \times 6.25 = 80\text{g de proteína}$$

d) El calor de combustión producido se obtiene multiplicando la cantidad de gramos de cada alimento oxidado por el valor calórico de ese alimento.

$$\text{Carbohidratos} \quad 210.748\text{g} \times 4 \text{ Kcal/g} = 842.992$$

$$\text{Grasas} \quad 84.367\text{g} \times 9 \text{ Kcal/g} = 759.303$$

$$\text{Proteínas} \quad 80.0\text{g} \times 4 \text{ Kcal/g} = 320.0$$

$$QT = 842.992 + 759.303 + 320$$

$$QT = 1922.295 \text{ Kcal}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	81/ 186

10. EJERCICIOS

1. ¿Cuánto calor deberá emplearse para elevar la temperatura de 240g de agua, desde 20⁰ C, a la presión normal, para transformarla en vapor de agua a 100⁰ C? Considere que el agua absorbe todo el calor.

RESPUESTA 148,000 cal

2. Calcular en B. T. U. por libra el calor latente de vaporización del agua, tomando como base dicho valor en calorías por gramo.

DATOS.

1 B. T. U. =252 cal

$\Delta H_v = 540 \text{ cal/g}$

1 libra = 453.6 gramos

RESPUESTA 972 B. T. U. /libra

3. ¿Cuánto calor deberá emplearse en transformar una libra de hielo, a 0°F, en vapor a 212°F?

(El calor específico del hielo es 0.5 cal/°C). Suponer que todo el calor lo absorbe el hielo.

$\Delta H_f = 80 \text{ cal/g}$

$\Delta H_v = 540 \text{ cal/g}$

RESPUESTA 1312 B. T. U. / libra

4. Supóngase una masa de latón de 300g a 200°C (cuyo $c=0.09 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$) y otra de alcohol de 150g a 250 °C ($c=0.581 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$), éste último en un calorímetro de aluminio de 120g. Suponga que se deja caer la masa de latón y, después de cierto tiempo alcanza una T_e de 58.9°C. ¿Cuál es el calor específico del calorímetro? Suponer que no hay pérdida de calor con el medio ambiente.

RESPUESTA 0.21 cal/°C



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	82/ 186

5. 500g de alcohol a 75°C se mezclan con 500g de agua a 30°C , contenido en un vaso de vidrio de 300g, y $c = 0.14 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$. La mezcla queda a la temperatura de 46°C . ¿Cuánto vale el calor específico del alcohol? Indique las variables dependientes e independientes de este cálculo.

RESPUESTA $0.598 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$

6. Una bola de hierro, con una masa de 320g, se calienta en un horno y se deja caer en 300g de agua contenidos en un vaso de cobre de 110g a 20°C , la temperatura final obtenida es de 80°C . El calor específico del hierro es de 0.105 y la del cobre 0.092 ambos en B. T. U. / $\text{lb}^{\circ}\text{F}$. Tome que $1.8^{\circ}\text{F} = 1^{\circ}\text{C}$. Considere que no hay pérdida de calor en los alrededores.

- a) ¿Cuál fue la temperatura del horno?
- b) ¿Qué cantidad de calor fue absorbida por el agua?
- c) ¿Qué cantidad de calor fue absorbida por el vaso de cobre?

RESPUESTA

- a) 633.785°C
- b) 18,000 cal
- c) 607.2 cal

10. Apéndice

IQ Eduardo Loyo Arnaud

Ejemplo del cálculo de la constante de un calorímetro empleando datos experimentales. Método del calor de disolución del ácido sulfúrico.

En un calorímetro tipo adiabático (repuesto de termo comercial) de 250 ml se colocaron 100 ml de agua destilada, medidos con una bureta, y un magneto para agitar. Para tapar el calorímetro se empleó un tapón de corcho con dos agujeros, ocupados por un termómetro decimal y una jeringa de 3 ml de capacidad con 1ml de ácido sulfúrico.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	83/ 186

Cerrado el termo se encendió el agitador magnético y se dejó estabilizar la temperatura durante tres minutos, después de la cual se empezó a medir la temperatura cada minuto por otros tres minutos, para comprobar la estabilización.

Se agregó el ácido sulfúrico concentrado contenido en la jeringa y se anotaron los cambios de temperatura con el tiempo para obtener los datos de la gráfica I.

Al final se extrajo una alícuota, de 10 ml, de la solución de ácido sulfúrico y se tituló con una solución de carbonato de sodio 0.5851 N, necesitándose 7.35 mL (de carbonato) para la neutralización.

Calcular la constante del calorímetro.

SOLUCION

Para la solución del problema se parte de la ecuación de balance de calor en el calorímetro.

$$Q_g = Q_p \text{ entonces } Q_s = Q_a + Q_K$$

Q_s es el calor generado al diluirse el ácido sulfúrico en agua (Q_p)

Q_a es el calor que absorbió el ácido sulfúrico + al agua (Q_g)

Q_K es el calor que absorbe el calorímetro y aditamentos (Q_g)

Esta ecuación en forma desarrollada queda:

$$Q_s = m_a C_{P_a} (t_2 - t_1) = m_a C_{P_a} (t_2 - t_1) - K (t_2 - t_1)$$

Despejando K:

$$K = \frac{Q_s}{t} - m_a C_{P_a}$$

Para calcular el valor de K es necesario conocer Q_s y C_{P_a} dado que T y m_a se pueden conocer:

a) El número de moles de H_2SO_4 y de agua que intervinieron en el experimento.

De los datos de la titulación se puede obtener de la siguiente manera:

$$\frac{7.35 \times 0.5851}{10} = 0.43N \text{ de la solución de } H_2SO_4$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	84/ 186

N	g H ₂ SO ₄	
1	43.039	
0.43	X	X = 21.089g H ₂ SO ₄ /1000 mL
mL	G	
1000	21.089	
101	X	X = 2.13g H ₂ SO ₄ /101mL

$$\frac{2.13}{98.072} = 0.02172 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{100}{18} = 5.556 \text{ mol de agua}$$

Como la gráfica II del calor integral del ácido sulfúrico está construida con base en un mol de H₂SO₄, los moles obtenidos se tienen que referir a esta cantidad, lo que se consigue haciendo lo siguiente:

$$\frac{1}{0.02172} = 46.043 \text{ veces que se tiene que multiplicar } 0.02172 \text{ para obtener un mol de H}_2\text{SO}_4$$

Entonces, si a 0.02172 mol de H₂SO₄ se le agregaron 5.556 mol de agua, para mantener la relación de 1 mol de H₂SO₄, se le tendrían que agregar 5.556 X 46.043 = 255.88 mol de agua. Con este dato se remite a la gráfica II para obtener el calor desprendido.

b) Lectura en la gráfica II.

Como la gráfica II es logarítmica se deben transformar los moles de agua a logaritmos:

$$\log 255.82 = 2.4079$$

En la gráfica II, al 2.4079 le corresponde un valor de 4.2615

$$\log \Delta H 4.26.15$$

$$\Delta H = \text{antilog } 4.2615 = 18259.97$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	85/ 186

18259.97 es el calor liberado por un mol de H_2SO_4 en 255.88 moles de agua, por consiguiente, aprovechando que la entalpía es una función de estado, 0.02172 moles de H_2SO_4 en 5.556 moles de agua desprenderán:

$$\frac{18259.97}{46.043} = 396.59\text{cal}$$

Cálculo del C_{p_a} :

Para el cálculo del C_{p_a} de la solución de ácido sulfúrico se tiene que recurrir a la gráfica III y se puede obtener por intercepción o por lectura directa.

Para interpolar en la tabla de la gráfica III, se produce de la siguiente manera:

g sol	%	
102.13	100	
2.13	x	$X = 2.0856\% \text{H}_2\text{SO}_4$
% H_2SO_4	C_p	
1.34	0.9877	
<u>2.65</u>	0.9762	
1.31	0.01 15	
1	x	$x = 8.778 \times 10^{-3}$

$$2.65 - 2.0856 = 0.5644$$

$$0.5644 \times 8.778 \times 10^{-3} = 4.95 \times 10^{-3}$$

$0.97620 + 0.00495 = .98115$ que es el C_p de una solución de H_2SO_4 al 2,0856%, en agua.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	86/ 186

Cálculo de la constante:

Volviendo a la ecuación de balance de calor:

$$K = \frac{Q_s}{\Delta t} - m_a C P_a = \frac{396.59}{3.3} - 102.13 \times 0.98115 = 19.97$$

$$\underline{K = 19.97}$$

En algunos libros de texto se emplea la ecuación de la K en la forma:

$$K1 = \frac{Qs}{\Delta t}$$

Que es válida si: $K1 = K + m_a C P_a$

Es decir, la fracción $m_a C P_a$ (la masa de agua 100ml y el ácido añadido 1 ml) permanece constante. Para el presente ejemplo.

$$\underline{K1 = 120.179}$$

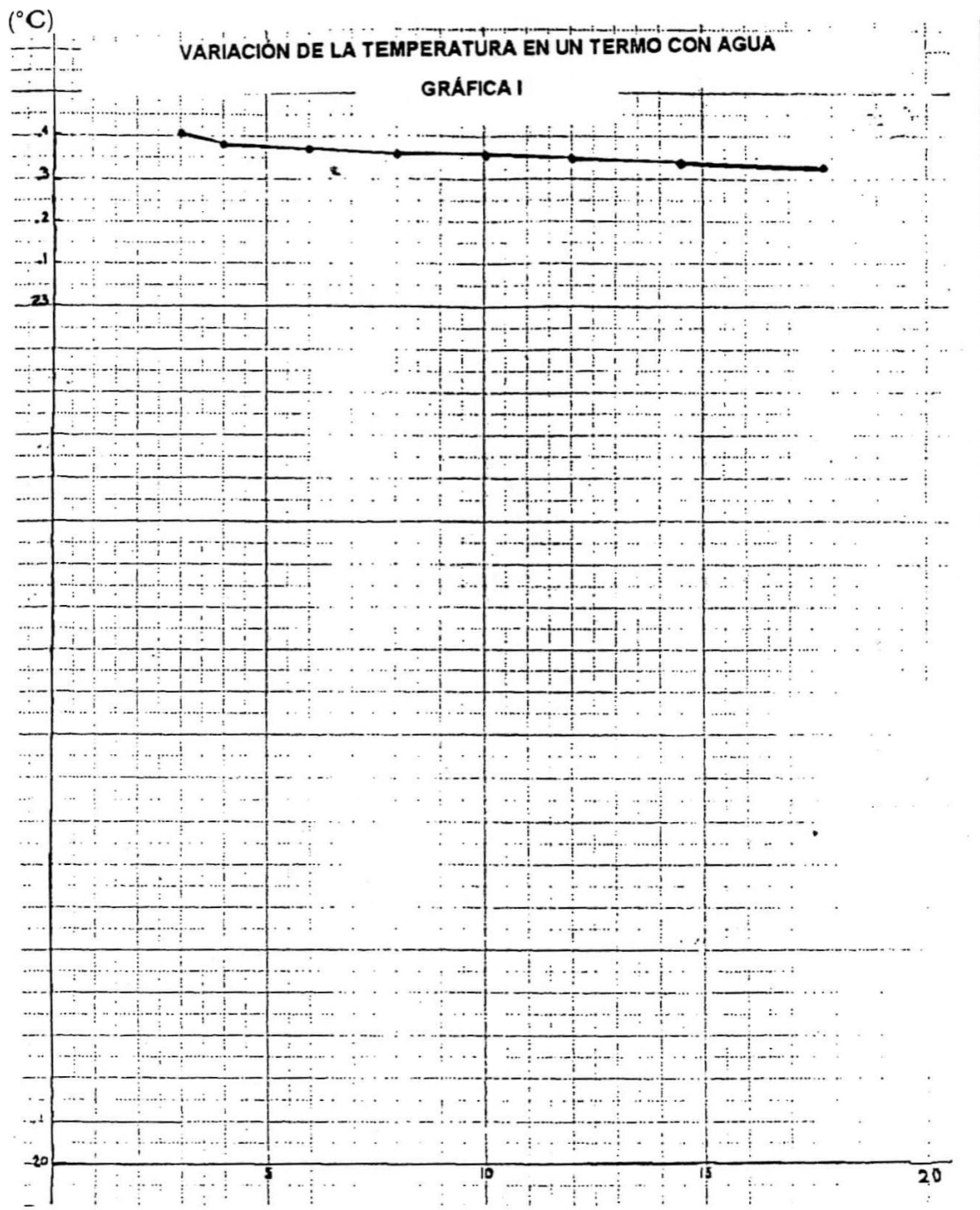


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	87/ 186



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

Bajo concesión

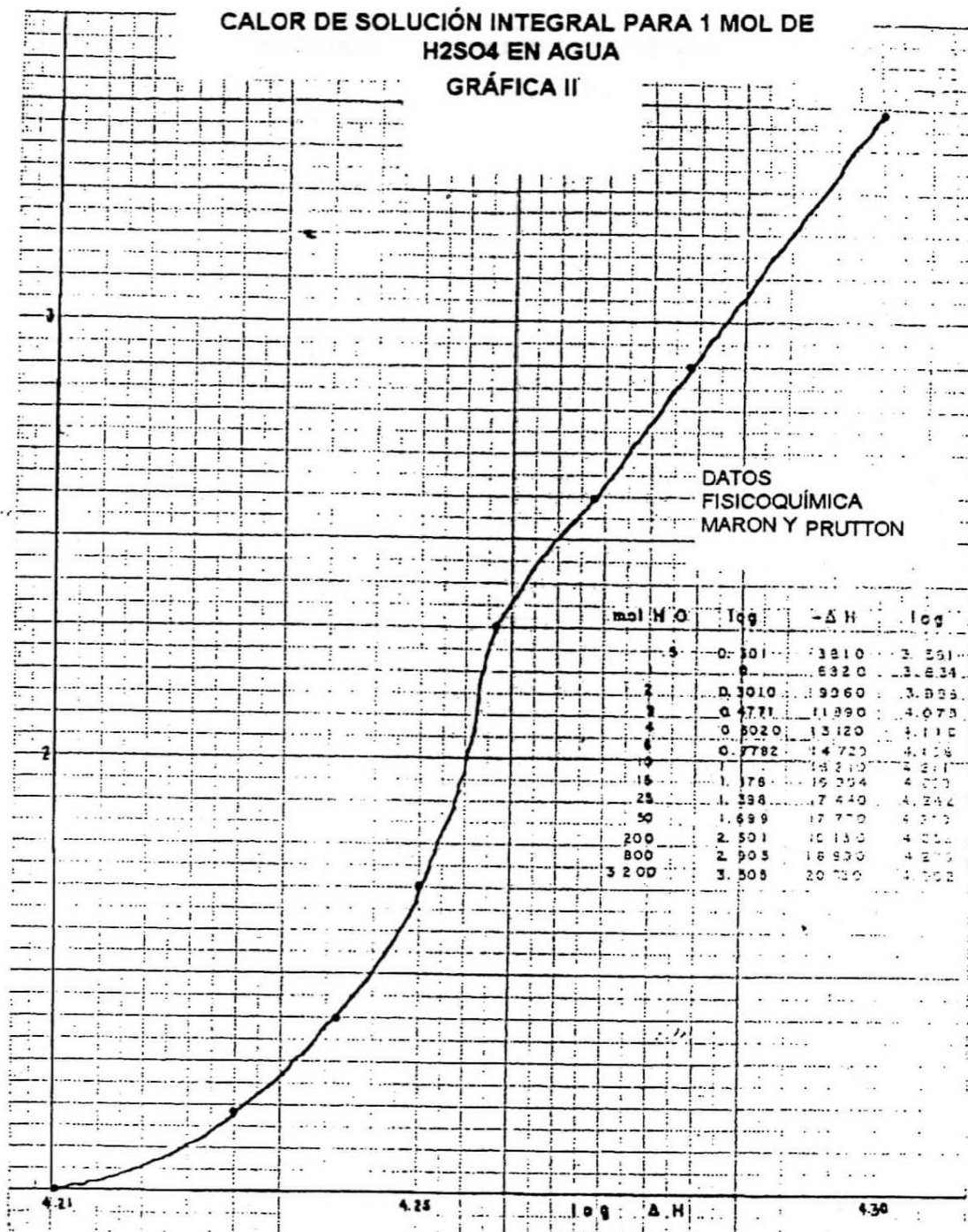


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II

Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	88/ 186



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

Bajo concesión

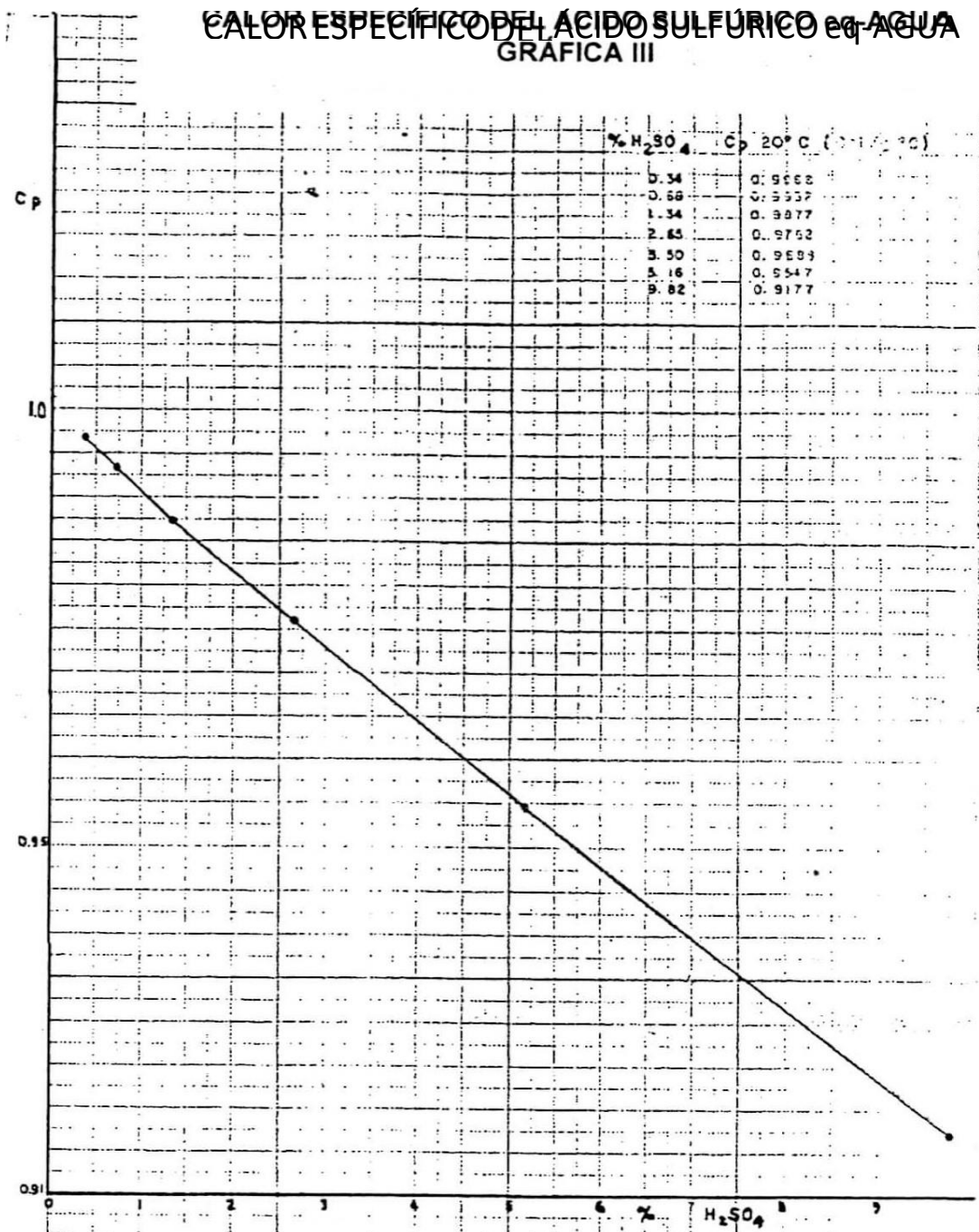


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	89/ 186



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

Bajo concesión



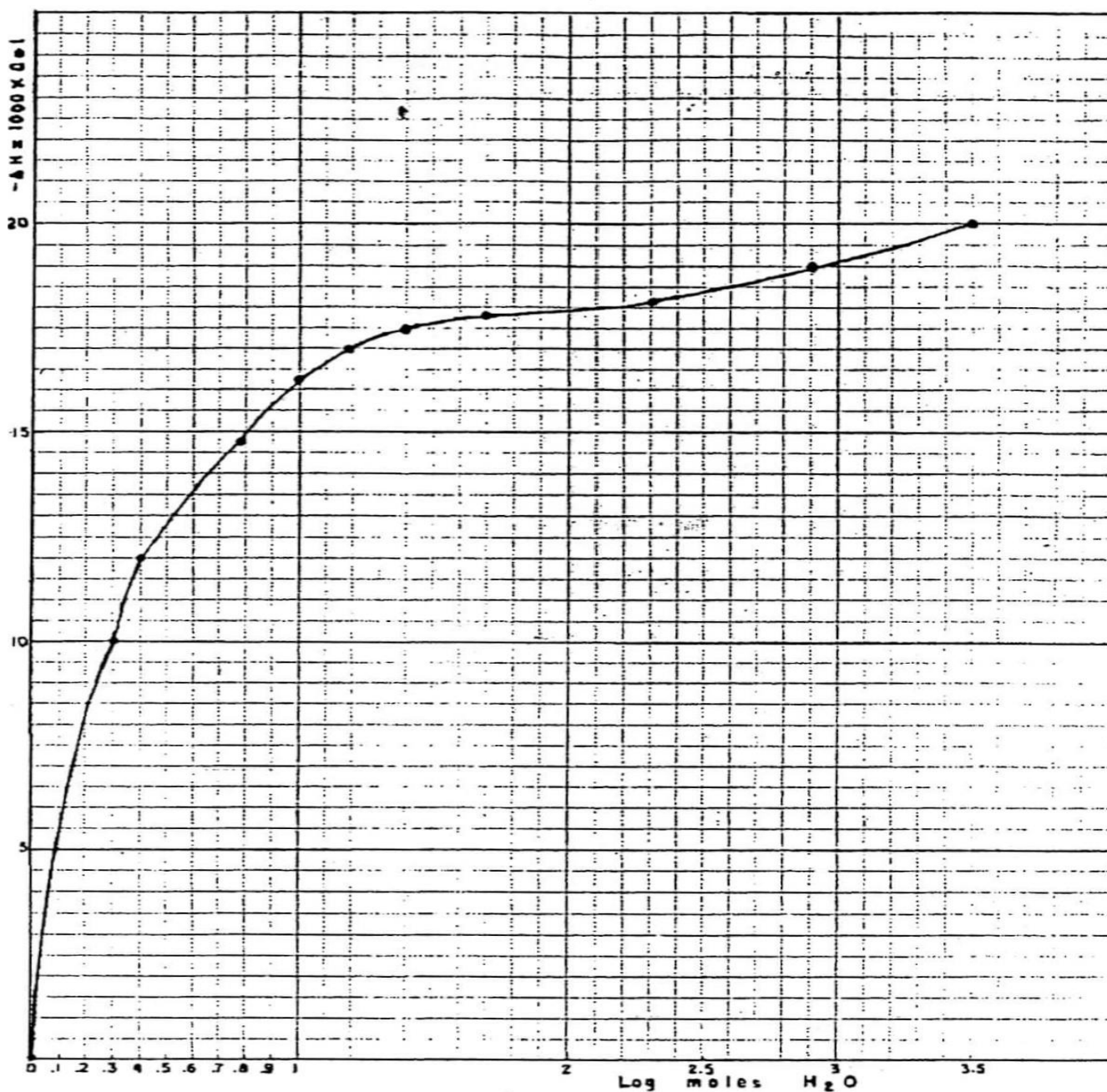
SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	90/ 186

CALOR DE SOLUCION INTEGRAL PARA 1 mol DE H_2SO_4 A 35°



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

Bajo concesión



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	91/ 186

11. PROTOCOLO DE EXPERIMENTOS

QUIM. JORGE RIVAS MONTES
PROF. DE TIEMPO COMPLETO

La calorimetría, o medida de las cantidades de calor implica una serie de factores que hacen que las experiencias tengan que repetirse hasta lograr reproducibilidad, exactitud y precisión en las determinaciones. Esto, se debe entre otras cosas a que se trabaja con el calor y este no debe escapar del recinto a que se le ha confinado.

En la práctica de laboratorio, se puede trabajar con diferentes tipos de calorímetros y la elección de uno u otro dependerá de la determinación que se pretenda realizar y de la exactitud deseada.

En todo trabajo calorimétrico es indispensable calibrar el calorímetro, o sea, determinar la cantidad de calor que absorbe por cada grado centígrado para posteriormente determinar el valor de cualquier cantidad de calor cedida o perdida como resultado de una reacción que, dependiendo de su naturaleza, podrá ser de disolución, sublimación, combustión, formación, vaporización, neutralización, cristalización, etc.

Es de tomarse en cuenta que todos los instrumentos deberán estar perfectamente calibrados para evitar variaciones en las determinaciones; que los cálculos estarán guiados por el balance de calor, o sea, calor ganado menos calor perdido es igual a cero, de acuerdo a la ley cero de la termodinámica; emplear bajo las mismas condiciones de calibración el calorímetro cuando se vaya a realizar cualquier determinación; tener cuidado con el incremento de temperatura (Δt), pues será necesario corregirlo de acuerdo a la determinación efectuada; finalmente que la agitación no vaya a ser tan violenta que produzca un trabajo.

La siguiente serie de experimentos pretende familiarizar a los estudiantes en las determinaciones calorimétricas a nivel de laboratorio por lo que será necesario seguir la metodología de trabajo y ante todo realizar la discusión antes y al final de cada experimento y/o la unidad.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	92/ 186

EXPERIMENTO 1

“CALIBRACIÓN DE UN CALORÍMETRO”

OBJETIVO

EL ALUMNO:

- 1.- Determinará experimentalmente el valor de la constante de un calorímetro, empleando el método de calor de dilución del ácido sulfúrico y mezcla de aguas.
- 2.- Manipulará correctamente el material, equipo, accesorios y sustancias para calibrar el calorímetro.

ACTIVIDADES

EL ALUMNO:

- 1.- Construirá o adaptará un calorímetro cuya capacidad no exceda los 500ml.
- 2.- Fundamentará termodinámicamente la construcción de un calorímetro.
- 3.- Elaborará un anteproyecto para la calibración de un calorímetro. El plan de trabajo deberá de incluir además de lo estipulado por el método experimental:
 - 3.1. El manejo de tratamiento de los datos experimentales.
 - 3.2. Una construcción correcta de la gráfica Tiempo vs Temperatura, de acuerdo con lo indicado por el autor de la referencia bibliográfica número 8.
 - 3.3. La deducción de la ecuación para calcular la constante del calorímetro, basándose en el balance térmico.
 - 3.4. La interpretación del significado físico de la constante del calorímetro.
- 4.- Discutirá con el profesor el plan de trabajo.
- 5.- Realizará la práctica
- 6.- Realizará una discusión de los resultados y entregará el informe correspondiente



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	93/ 186

EXPERIMENTO 2

“CALOR DE DISOLUCIÓN DEL CARBONATO DE SODIO ANHIDRO”

OBJETIVO

EL ALUMNO:

1. Determinará experimentalmente la entalpía de disolución del carbonato de sodio anhidro en agua o la entalpía de neutralización de ácido nítrico en el calorímetro de la práctica 1
2. Manipulará correctamente el material, equipo y sustancias para llevar a cabo la determinación anterior.
3. Interpretará correctamente el significado físico de Entalpía de disolución.
4. Determinará el porcentaje % de error del valor obtenido experimentalmente.

ACTIVIDADES

EL ALUMNO:

1. Investigará los diferentes estados de hidratación del carbonato de sodio (referencia 14).
2. Investigará el efecto de la temperatura en la solubilidad del carbonato de sodio para proponer el intervalo de temperatura a utilizar en el calorímetro calibrado.
- 3.- Elaborará un anteproyecto para la determinación de la entalpía de disolución. El plan de trabajo deberá de incluir además de lo estipulado por el método experimental:
 - 3.1. El manejo de tratamiento de los datos experimentales.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	94/ 186

- 3.2. Una construcción correcta de la gráfica Tiempo vs Temperatura y determinación de ΔT . (Referencia 8)
- 3.3. La deducción de la ecuación para calcular el valor de la entalpía de disolución
- 3.4. Forma de calcular el porcentaje % de error
- 4.- Discutirá con el profesor el plan de trabajo.
- 5.- Realizará la práctica
- 6.- Realizará una discusión de los resultados y entregará el informe correspondiente.

EXPERIMENTO 3 “DETERMINACIÓN DEL CALOR DE REACCIÓN (DESCOMPOSICIÓN) DEL H_2O_2 ”

OBJETIVO

EL ALUMNO:

1. Realizará una valoración óxido-reducción
2. Determinará experimentalmente la entalpía de descomposición del peróxido de hidrógeno en medio acuoso.
3. Manipulará correctamente el material, equipo y sustancias para lograr lo anterior.
4. Interpretará correctamente el significado físico de entalpía de reacción.
5. Determinará el % de error del valor obtenido experimentalmente.

ACTIVIDADES

EL ALUMNO:

- 1.- Investigará cómo determinar cuantitativamente la concentración del H_2O_2 .



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	95/ 186

2.- Investigará cómo se prepara una disolución de peróxido de hidrógeno (molar o normal)

3.- Elaborará un anteproyecto para la determinación de la entalpía de una reacción. El plan de trabajo deberá de incluir además de lo estipulado por el método experimental:

3.1. El manejo de tratamiento de los datos experimentales.

3.2. Una construcción correcta de la gráfica Tiempo vs Temperatura y determinación de ΔT . (Referencia 8)

3.3. La deducción de la ecuación para calcular el valor de la entalpía de reacción

3.4. Calculará la entalpía de descomposición del peróxido de hidrógeno empleando la Ley de Hess.

4.- Discutirá con el profesor el plan de trabajo.

5.- Realizará la práctica

6.- Realizará una discusión de los resultados y entregará el informe correspondiente



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	96/ 186

12. PROBLEMARIO

QFB Georgina
Rivera Rosales
Q Patricia Fuentes
Velázquez

UNIDAD V

1. Hacen falta 9.98 cal para calentar una pipeta de oro que pesa 18.69 g de 10 °C a 27 °C. ¿Cuál será el calor específico del oro?

R) $C_p = 0.0314 \text{ cal/g}^\circ \text{C}$.

2. Un trozo de molibdeno que pesa 237g y está a 100° C se introduce en 244g de agua a 10°C. Si la temperatura final del sistema es 15° C. ¿Cuál será el calor específico del molibdeno?

R) $C_p = 0.0644 \text{ cal/g}^\circ \text{C}$.

3. El calor de fusión del agua es de +1.436 Kcal/mol. ¿Cuál será el calor molar de solidificación del agua?

R) $C_p = -1.436 \text{ Kcal/mol}$

4. Si hacen falta 9.717 Kcal para evaporar un mol de agua líquida en el punto de ebullición normal. ¿Cuál será el calor necesario para evaporar 1 g de agua?

R) 0.539 Kcal.

5. Una barra de hierro al rojo vivo (600° C) con 868g de peso, se sumerge en agua líquida a 100° C. Dado que el calor específico del hierro es 0.13 cal/g ° C en dichas condiciones, calcular cuántos gramos de vapor de agua se forman a una atmósfera. A esta presión el calor de vapor del agua es 9.717 Kcal/mol.

R) 100g.

6. El calor de combustión de la sacarosa sólida $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, es 1346.6 Kcal/mol. ¿Cuánto calor se producirá al quemar un trozo de 12g de sacarosa?



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	97/ 186

R) 47.35 Kcal.

7. En una bomba calorimétrica se introduce 1.89g de ác. benzoico sólido, C_6H_5COOH con un exceso de oxígeno, colocando la bomba en un calorímetro con 18.94Kg de agua a $25^{\circ}C$. La reacción de oxidación se completa con un aumento de temperatura del agua de $0.632^{\circ}C$. ¿Cuál es el calor molar de combustión del ácido benzoico? El C_p del agua a $25^{\circ}C$ es 0.9982 \rightarrow cal/g $^{\circ}C$.

R) 769 Kcal.

8. Una bomba que contiene 5.4 g de aluminio y 15.97 g de Fe_2O_3 , se coloca en un calorímetro de hielo que contiene inicialmente 8 Kg de hielo y 8 Kg de agua líquida.

La ecuación de la reacción.

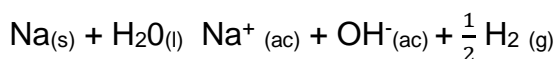


Se inicia por control remoto. Al finalizar la reacción el calorímetro contiene 7.746Kg de hielo y 8.254Kg de agua. ¿Cuál es el H para la reacción anterior?

R) $\Delta H = -202$ Kcal

$$\Delta H_f \text{ del hielo} = 80 \text{ cal/g}$$

9. ¿Cuántos gramos de hielo fundirán al reaccionar 1.86 g de sodio, según la siguiente ecuación?



$$\Delta H = -43.9 \text{ Kcal/mol}$$

R) 44.6g



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



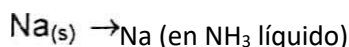
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	98/ 186

10. Para estudiar las disoluciones de amoníaco líquido ha sido ideado un ingenioso calorímetro en el que se determina los efectos caloríficos analizando la cantidad de NH_3 que evapora o condensa en el punto de ebullición normal -33°C .

El calor de vaporización del amoníaco líquido es 5.581 Kcal/mol.

Cuando un pedazo de sodio metálico de 0.638 g de peso se añade al amoníaco líquido, condensan 140 cc de NH_3 gaseoso a 752 Torr y -33°C .

¿Cuál es el ΔH para la siguiente reacción?



R) $\Delta H = +1.4 \text{ Kcal}$.

11. Se fabrican dos barras de metal de plomo y hierro, respectivamente, de 10g c/u. Ambas se calientan a 100°C y luego se colocan en recipientes idénticos y aislados, c/u con un contenido de 200g de agua a 25°C . ¿En cuál recipiente habrá una elevación mayor de temperatura? Si se deseara elevar igualmente la temperatura del agua en dos recipientes por medio de estas barras calentadas a la misma temperatura.

¿Qué masas relativas de agua deberían ser colocadas en los recipientes?

R) 3.4L

12. El BaSO_4 un sólido insoluble, tiene un calor específico de $0.111 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$. El Al_2O_3 , otro sólido insoluble, tiene un calor específico de $0.174 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$. Una mezcla de los dos que pesa 1 g, se calienta a 100°C y luego se sumerge en 15 g de agua a 24.78°C . Si la temperatura final del sistema es 25.55°C ¿Cuál es la composición de la mezcla original?

R) 30% BaSO_4 y 70% Al_2O_3

13. Determinar el Δt corregido por el método gráfico, de un experimento calorimétrico que se efectuó quemando el ác. benzoico. Las lecturas se efectuaron c/30 segundos.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	99/ 186

Número de lectura	Temperatura	Número de lectura	Temperatura
	0.920	19	3.638
1	0.922	20	3.656
2	0.925	21	3.667
3	0.927	22	3.670
4	0.929	23	3.673
5	0.931	24	3.675
6	0.933	25	3.677
7	0.935	26	3.678
8	0.938	27	3.677
9	0.940	28	3.676
10	0.942	29	3.675
11	1.200	30	3.674
12	2.400	31	3.673
13	3.060	32	3.671
14	3.380	33	3.670
15	3.460	34	3.669
16	3.510	35	3.667
17	3.570	36	3.666
18	3.610		

R) $\Delta t = 2.739^{\circ} \text{C}$.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	100/ 186

14.- Determinar gráficamente el Δt corregido en un experimento calorimétrico, donde cada temperatura se leyó cada 30 seg.

$$R) \Delta t = -0.732$$

Número de lectura	Temperatura	Número de lectura	Temperatura
	2.299	14	1.638
1	2.300	15	1.639
2	2.303	16	1.641
3	2.305	17	1.653
4	2.307	18	1.662
5	2.308	19	1.671
6	2.311	20	1.683
7	2.313	21	1.700
8	2.315	22	1.708
9	2.317	23	1.718
10	2.319	24	1.727
11	2.050	25	1.738
12	1.800	26	1.747
13	1.658		

14. Calcular el cambio de temperatura del calorímetro y de la solución al disolver 2g de NH_4NO_3 en 100ml de agua. La constante térmica del calorímetro es $K = 12.5 \text{ cal/}^\circ\text{C}$.

$$R) \Delta t = 1.348^\circ \text{C.}$$

15. Observe detenidamente las tres gráficas.

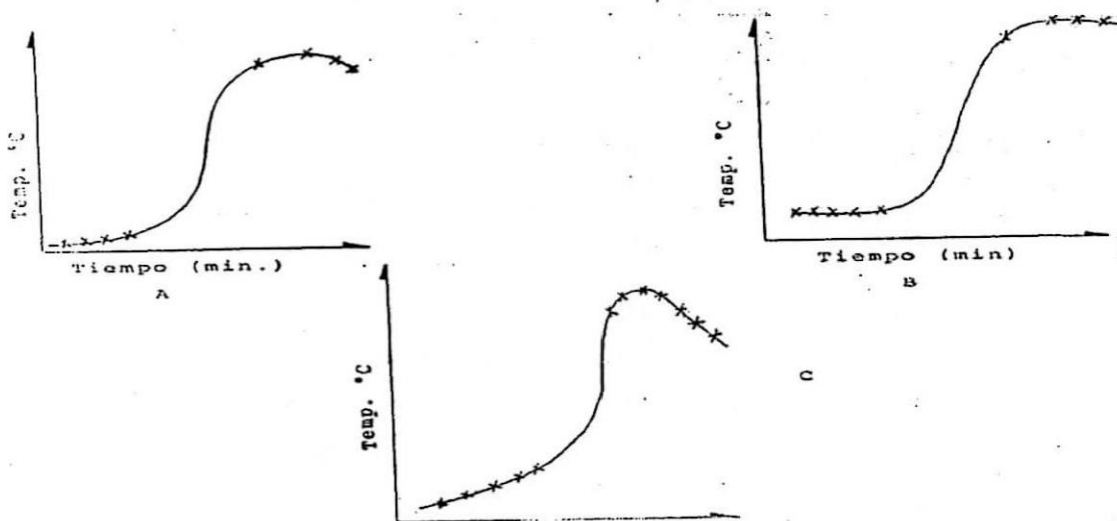


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	101/ 186



Se realizan tres determinaciones calorimétricas (calor de neutralización), con los resultados obtenidos se construyen las gráficas A, B y C.

Para las tres determinaciones se utilizan termómetros con la misma precisión. Los calorímetros empleados en cada caso son diferentes, pero la determinación en sí es la misma. Conteste las siguientes preguntas.

- a) ¿En cuál de los tres experimentos el existe un mayor intercambio de calor entre el medio ambiente y el calorímetro? Explique. R) C
- b) ¿En cuál de los tres experimentos intercambio de calor es mínimo? Explique. R) B
- c) Considere el experimento que da como resultado el gráfico A. Se pregunta: 16.- El contenido calorífico inicial del calorímetro era mayor, menor o igual que la cantidad de calor en la solución de ácido que se depositó inicialmente en él. Explique.

R) El contenido calorífico del calorímetro era mayor.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	102/ 186

BIBLIOGRAFÍA

1. Ayres. G. H. Análisis químico cuantitativo, Harta México, 1978.
2. Brescia el al. Método de laboratorio químico, CECSA, México, 1975.
3. Castellán, Fisicoquímica, Fondo Educativo Interamericano, 1976.
4. Crockford, Fundamentos de fisicoquímica, CECSA; México, 1976.
5. Daniels F., Experimental physical chemistry, Mc. Graw-Hill, México, 1970.
6. Fischer R. B. Peter D. G., Compendio de análisis químico cuantitativo, Interamericana, México, 1971.
7. Flaschka, Barward y Sturrock, Química analítica cuantitativa, Vol. I y II. Continental, México, 1973.
8. Burmistrova, O. A. Prácticas de química física. Mir. Moscú.
9. Hess y Kask, Química general experimental, CECSA, México, 1973.
10. Masterton, Química general superior, Interamericana, México, 1979.
11. Maron y Prutton, Fundamentos de fisicoquímica, LIMUSAmWiley, México, 1973.
12. O'Connor, Problemas de química aplicada, Harta México, 1976.
13. Orozco D. F., Análisis químico cuantitativo, Porrúa, México, 1978.
14. Palmer W. G., Química física experimental, EUDEBA, Buenos Aires, 1966.
15. Pierce B. J., Química de la materia I^a Ed. México, 1973.
16. Rivas M. L y otros. Calorimetría y termoquímica. UNAM. FES Zaragoza. 2003.
17. Rivas Villarreal y Butrille, Experimentos de química, parte III, México, 1975.
18. Rose, Experimentos de fisica-química superior.
19. Sears y Zemanzky, Física general, Aguilar Madrid, 1970.
20. Sears y Zemanzky, Mecánica, calor y sonido.
21. Ureta, Barrón, Fisicoquímica, LIMUSA WILEY, México, 1945.
22. Urquiza, Fisicoquímica experimental, Instituto Tecnológico de Monterrey; México, 1965.
23. Vogel Arthur I, Química analítica cuantitativa, Vol. I, Kapeluz: Argentina, 1960.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	103/ 186

UNIDAD 2

EQUILIBRIO QUÍMICO

Quim. JORGE RIVAS MONTES

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

Bajo concesión



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	104/187

INTRODUCCIÓN.

El presente opúsculo está dirigido a los alumnos que requieren de los conocimientos del equilibrio químico, para realizar experimentos en el laboratorio, sin recurrir a la termodinámica.

Para comprender más fácilmente los temas, se requieren saber la escritura de fórmulas, ecuaciones químicas y reacciones; de cálculos estequiométricos, cálculos de concentración molar de disoluciones y solución de ecuaciones de primero y segundo grado con una incógnita.

En el campo científico, los principios representan las bases o fundamentos que sustentan a una disciplina científica, como lo es el equilibrio químico. Por ende, el presente opúsculo está dirigido a exponer las bases que sustentan al equilibrio químico; en este sentido, su comprensión permitirá saber si una reacción llega o no al equilibrio, cuál será su extensión si se inicia con determinadas concentraciones o cantidades de reactivos, quién predominará en el equilibrio, qué sucederá si se altera el equilibrio químico, si se formará o no un determinado precipitado o si éste se disolverá en presencia de un ion común, etcétera.

Las preguntas anteriores se pueden responder trabajando mucho en el laboratorio, realizando una gran cantidad de experimentos, en las condiciones de interés que sean posibles.

Sin embargo, para evitar tanto trabajo, que requiere dinero, tiempo y dedicación, resulta de gran utilidad, estudiar los principios del equilibrio químico. Esto es los fundamentos o bases en que se sustenta la teoría del equilibrio químico.

Como la teoría explica lo que es el equilibrio químico, bajo qué condiciones se logra, qué sucede si se modifica una condición de equilibrio, quién predomina en un equilibrio, conociendo el valor de la constante de equilibrio, etc. Lo anterior permitirá hacer una serie de predicciones y realizar unos cuantos experimentos para comprobar las predicciones. De aquí la importancia de estudiar los principios que rigen al equilibrio químico.

Para lograr tal fin, se desarrollará de forma abreviada la teoría, seguida de ejemplos; cálculos de problemas resueltos y problemas para resolver a manera de auto evaluación por parte del alumno.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	105/187

Como el equilibrio químico se puede estudiar a partir de consideraciones cinéticas (velocidades de reacción) y de consideraciones energéticas (estudio termodinámico con base en la energía libre de Gibbs), en el presente opúsculo se partirá del estudio cinético, por estar más relacionado con el trabajo de laboratorio y ser más sencillo de comprender. El presente material didáctico es un complemento al curso de química I, antecedente al curso de físico química II y química analítica, respectivamente.

OBJETIVOS

Al terminar esta unidad el alumno

1. Definirá con propias palabras todos los conceptos de los términos enunciados a continuación:

- Equilibrio químico y sus características.
- Ley de acción de masas.
- Constante de equilibrio K_c y K_p y su relación.
- Características generales de equilibrio.
- Significado físico del valor de la constante de equilibrio.
- Principio de Le Châtelier.
- Factores que afectan el equilibrio.
- Producto de solubilidad.
- Efecto de ion común.
- Efecto salino

2. Diferenciará los conceptos del punto 1.

3. Representará por medio de ecuaciones matemáticas los puntos b, c y h.

4. Aplicará los conceptos del punto 1 a los experimentos de esta unidad.

5. Realizará experimentos tendientes a ilustrar los conceptos del objetivo número 1.

6. Aplicará, al realizar los experimentos, los métodos de laboratorio involucrados en cada uno de los experimentos.

7. Interpretará por medio de ecuaciones matemáticas los fenómenos estudiados experimentalmente, y que así lo permitan.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	106/187

1. EQUILIBRIO QUÍMICO.

Existe equilibrio químico cuando los reactivos se transforman a productos y éstos a reactivos. Lo anterior significa que están presentes tanto reactivos como productos en la misma reacción, y que se están transformando continuamente unos a otros.

Entonces, en el equilibrio existen dos reacciones simultáneas, una de reactivos a productos o reacción directa y otra de productos a reactivos o reacción inversa. Cuando una reacción presenta estas características se llama incompleta o reversible, porque no todos los reactivos se agotan y solamente parte de ellos reaccionan, de igual forma sucede con los productos. El equilibrio químico es una condición en la cual las velocidades de la reacción directa e inversa, son iguales, y las concentraciones de reactivos y productos no varían a una temperatura constante.

El equilibrio químico se logra sea que se inicie con los reactivos o los productos. Tal hecho puede demostrarse empleando trazadores isotópicos. Como en la reacción entre yodo e hidrógeno para formar yoduro de hidrógeno. Al sustituir un poco de yodo natural por yodo radiactivo, de inmediato se detecta su presencia en el yoduro de hidrógeno. También se puede partir de yoduro de hidrógeno con yodo radiactivo, que, al descomponerse en hidrógeno y yodo, se puede detectar el yodo radiactivo solo.

Ejemplos de equilibrio químico.

- 1.- En un recipiente cerrado y a temperatura constante, se mezclan dióxido de azufre y oxígeno puros, después de un cierto tiempo se analiza su contenido, encontrándose determinadas cantidades de los dos gases y además trióxido de azufre.
- 2.- En un reactor a temperatura constante se introduce trióxido de azufre, pasado un tiempo se analiza el contenido y se encuentran algunas cantidades del mismo trióxido de azufre y además dióxido de azufre y oxígeno.
- 3.- Al introducir simultáneamente ciertas cantidades de hidrógeno, yodo y ácido yodhídrico gaseosos en un reactor a 1000°C , después de algún tiempo: al analizar la mezcla, se encuentran los mismos gases; pero en cantidades diferentes a las iniciales.
- 4.- En un vaso de precipitados que contiene agua destilada a temperatura ambiente, se le agregan algunos mililitros de ácido acético, al cabo de media hora se analiza la mezcla y se encuentra parte de ácido acético, protones y iones acetato.
- 5.- En un recipiente cerrado que contiene agua destilada a temperatura ambiente, se le burbujea gas amoníaco, después de un cierto tiempo, se analiza su contenido y se encuentra amoníaco, agua e hidróxido de amonio.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



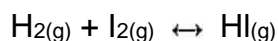
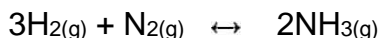
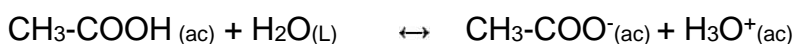
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	107/187

Las concentraciones en el equilibrio dependen de las concentraciones iniciales de la reacción. Por ello al empezar con diferentes concentraciones, se obtienen concentraciones distintas en el equilibrio. A cada conjunto de concentraciones (reactivos y productos), se le llama una posición de equilibrio. Esto se puede observar en los datos de equilibrio entre el hidrógeno y yodo a 425.4° C.

Con H _{2(g)} (x10 ⁻³) M	con I _{2(g)} (x10 ⁻³) M	con HI _(g) (x10 ⁻²) M
2.9070	1.7069	1.6482
3.5600	1.2500	1.5588
2.2523	2.3360	1.6850

En el ejemplo anterior se tienen tres posiciones de equilibrio.

El equilibrio químico se simboliza con dos flechas en dirección opuesta o por una flecha con dos puntas en sentido contrario. Ejemplos.



Nótese que, en los equilibrios anteriores, las ecuaciones de las reacciones son en forma iónica y molecular. En la ecuación iónica solamente se escriben los iones que intervienen directamente en la reacción, los otros iones son expectantes y no se escriben. En cambio, en la ecuación molecular, se escriben todas las moléculas de los reactivos y productos. Además, se indica el estado de éstos: ac = acuoso, L = líquido, s = sólido y g = gas.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	108/187

Es importante destacar el hecho de que las velocidades sean iguales en el equilibrio químico y que las concentraciones sean constantes, no significa que éstas, tengan que ser. iguales, aunque se puede dar el caso que así sea. También es importante resaltar que el equilibrio químico es a temperatura constante, porque si ésta varía, también lo hace el equilibrio, como se estudiará más adelante.

El equilibrio químico se caracteriza porque es de naturaleza dinámica al haber un intercambio continuo de reactivos a productos y de éstos a reactivos.

Otra característica es que no depende del tiempo y no importa que la reacción sea lenta o rápida, de todas formas, se alcanzará el equilibrio. Por ejemplo, la formación de cloruro de plata es inmediata, mientras que la oxidación de hierro por agua es lenta.



Una vez logrado el equilibrio químico a una cierta temperatura, la concentración o presión de los reactivos y productos no varía. El equilibrio químico se puede modificar por variaciones de temperatura, presión o concentración, lo cual se estudiará más adelante.

2. CLASIFICACIÓN DEL DE EQUILIBRIO QUÍMICO.

Dependiendo de las fases en que se presenten los reactivos y productos en el equilibrio químico, éste podrá ser homogéneo o heterogéneo.

Será homogéneo cuando se presente en una sola fase, sea sólida o gaseosa, líquida o en disolución acuosa.

Ejemplos.

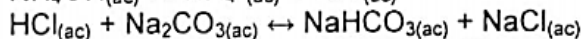
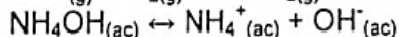
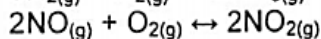
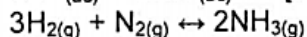
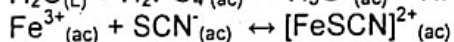
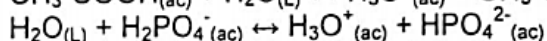
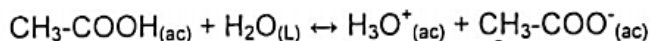


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II

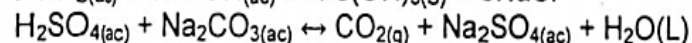
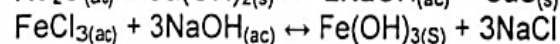
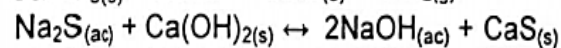
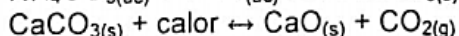
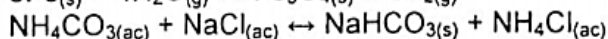
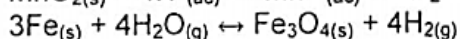
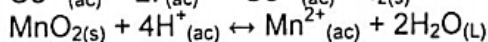
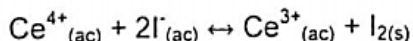


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	109/187



Para reconocer a este tipo de equilibrio, se simbolizan con un subíndice en los reactivos y productos (s), (L) o (ac) y (g), como se indicó anteriormente.

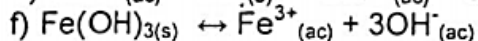
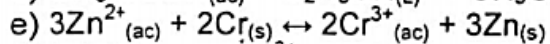
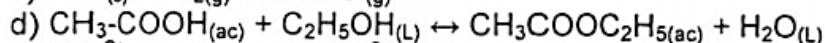
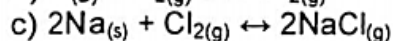
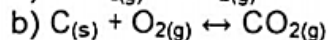
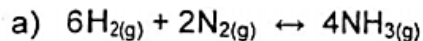
El equilibrio es heterogéneo, cuando se presente más de una fase. Ejemplos:



Es importante mencionar que muchas reacciones de equilibrio heterogéneo deben realizarse en recipientes o reactores cerrados, para evitar que algún producto o reactivo en forma de gas se desprenda y entonces se rompe el equilibrio o no se logre. Igualmente hay muchas reacciones que pueden realizarse en recipientes o reactores abiertos.

2.1 EJERCICIO.

Clasificar a los siguientes equilibrios en homogéneo o heterogéneo.





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	110/187

3. CONSTANTE DE EQUILIBRIO Y SU EXPRESIÓN.

Una vez logrado el equilibrio a cierta temperatura, la concentración de reactivos y productos no varían. Este hecho permite deducir, a partir de la ley de acción de masas, una relación general entre sus concentraciones molares, de tal forma que resulta ser constante.

3.1 La ley de acción de masas, establece que la velocidad de una reacción es proporcional a la concentración de los reactivos, elevados a una potencia representada por sus respectivos coeficientes estequiométricos.

Sea la ecuación de una reacción general $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$. Si se supone que la reacción directa (reactivos a productos) e inversa (productos a reactivos) se realizan por mecanismos sencillos en una sola etapa. Las velocidades directas (V_d) e inversa (V_i) de acuerdo a la ley de acción de masas serán

$$V_d \propto [A]^a[B]^b \text{ y } V_i \propto [C]^c[D]^d$$

De la proporcionalidad se pasa a la igualdad introduciendo una constante que representa la velocidad específica de cada reacción. Al llegar al equilibrio ambas velocidades son iguales $V_d = V_i$

$$k_d [A]^a[B]^b = k_i [C]^c[D]^d$$

Al despejar las constantes, se obtiene

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

Como el producto de dos constantes es otra constante, ésta resulta ser la constante general de equilibrio.

$$K_{eq} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

La anterior es la expresión general de la constante de equilibrio y para escribirla es necesario que se considere:

- La ecuación particular balanceada.
- La concentración molar de reactivos y productos.
- Emplear paréntesis rectangulares para indicar la concentración molar.
- El estado de agregación de reactivos y productos no se incluye.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II

Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	111/187

- e) La potencia de reactivos y productos corresponde a sus respectivos coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada.
- f) Según sea el equilibrio homogéneo o heterogéneo, la concentración se da en términos de mol/L o de presión,

Como la constante de equilibrio es un número, su valor es igual al cociente de las molaridades de los productos, elevados cada uno a una potencia igual al coeficiente estequiométrico de la ecuación balanceada, divididas por el producto de las molaridades de los reactivos en equilibrio, elevados a una potencia dada por los coeficientes estequiométricos de la ecuación.

La constante de equilibrio es válida a una temperatura constante para la reacción y suponiendo que se realiza en una sola etapa.

EJERCICIO.

Escribir la expresión de la constante para los equilibrios del ejercicio anterior.

4. CARACTERÍSTICAS DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

- La constante de equilibrio tiene validez cuando la concentración molar de las sustancias es baja, es decir están diluidas y su comportamiento se aproxima a la idealidad. En caso contrario se tendría que emplear la actividad, como se estudiará en el curso de fisicoquímica.
- Cuando la constante de equilibrio está en función de la actividad se le llama constante termodinámica, mientras que si está en función de la concentración molar se denomina K_c , la "c" se refiere a la concentración molar.
- La constante de equilibrio, se refiere a la reacción directa y para la reacción inversa es la inversa de la constante, es decir $1/K_{eq}$. Si la constante de equilibrio para una reacción es de 0.23, para la reacción inversa será $1/0.23$.
- Cuando se trata de gases la constante de equilibrio es K_p , la p significa presión.
- La constante de equilibrio puede tener unidades de concentración molar para K_c , o de presión para K_p , según sea el equilibrio. Aunque hay casos en los que es adimensional.
- Las constantes de equilibrio se determinan experimentalmente por diferentes métodos como los químicos o fisicoquímicos.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

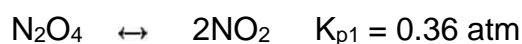
MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	112/187

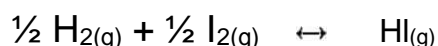
- La constante de equilibrio es una magnitud que describe la condición de equilibrio y desde el punto de vista cinético, significa que se igualan las velocidades de la reacción directa e inversa.
- El valor de la constante varía si se modifica la temperatura. Por ejemplo, para la reacción en fase gaseosa $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ a 700 °C tiene un valor de 0.534 atm, mientras que a 1000 °C es de 0.719 atm.
- El valor de la constante es particular para una reacción específica y su valor dependerá de su estequiometría. Ejemplo.

A 1000 °C la misma reacción en fase gaseosa, se puede escribir de dos formas modificando los coeficientes estequiométricos:



Cuando se multiplican por un factor los coeficientes estequiométricos de una ecuación de equilibrio balanceada, la constante de equilibrio de la nueva ecuación (K_2), es K_1 elevada a la potencia del factor de multiplicación.

La ecuación $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(g)}$ si se multiplica por 1/2 da

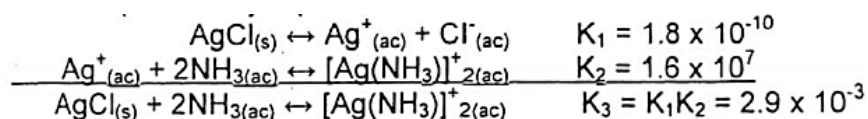


La constante de equilibrio para esta nueva ecuación es $K_2 = (K_1)^{1/2}$

Como K_1 es 54.5, entonces $K_2 = (54.5)^{1/2} = 7.38$

- Cuando dos o más ecuaciones químicas se suman para producir otra ecuación, la constante de equilibrio para la ecuación total o neta, es el producto de las constantes de equilibrio.

Ejemplo.





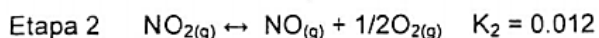
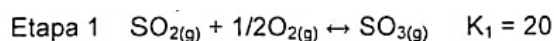
SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	113/187

- La constante de equilibrio, se refiere solamente al estado final del equilibrio. No importa si se logra en poco o mucho tiempo o si pasa por diferentes etapas. En este caso, la constante de equilibrio de la reacción total, es el producto de las constantes de cada reacción individual, esto es $K_t = K_1 K_2$. La reacción $\text{SO}_{2(g)} + \text{NO}_{2(g)} \leftrightarrow \text{SO}_{3(g)} + \text{NO}_{(g)}$ se puede realizar en dos etapas



La suma da la ecuación total $\text{SO}_{2(g)} + \text{NO}_{2(g)} \leftrightarrow \text{SO}_{3(g)} + \text{NO}_{(g)}$.
La constante de equilibrio es $K_t = (20)(0.012) \quad K_t = 0.24$

- Cuando el valor de la constante es grande (>1), significa que en el equilibrio predominan los productos, y si es muy grande que la reacción es casi completa.
- Si el valor es chico (<1), significa que, en el equilibrio, predominan los reactivos. En el caso de ser muy pequeña, que el equilibrio este desplazado prácticamente hacia los reactivos. Ejemplos.

a) 67 b) 3×10^{-5} c) 567 d) 4×10^{-30}

En el inciso a, el valor es grande por lo que en el equilibrio predominan los productos y su concentración es grande comparada con la de los reactivos.

Para el inciso b, al ser el valor chico, significa que en el equilibrio predominan los reactivos y la concentración de los productos es pequeña.

En el inciso c, como el valor es muy grande se podría pensar que el equilibrio este desplazado hacia productos y que la reacción es casi completa.

Con el inciso d, el valor es muy chico, por lo que se podría pensar que predominan los reactivos y los productos son escasos.

- En el equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante no incluye ni los sólidos, ni líquidos puros, porque sus cantidades no varían una vez logrado el equilibrio, o se asume que su actividad es la unidad. Por tanto, se considera que están incluidos en la constante de equilibrio.



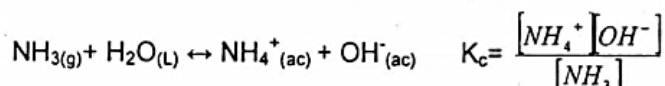
SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	114/187

• Ejemplos



- En el caso de equilibrios gaseosos, la constante está en función de la presión y se simboliza como K_p .

Sea el caso de una reacción general $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ la expresión de equilibrio es:

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

La letra p , significa la presión parcial y los exponentes, los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada.

- La validez de la expresión de la constante es a temperaturas altas y moderadas presiones. Estas restricciones se deben a que bajo esas condiciones los gases reales se aproximan al comportamiento ideal.
- Existe una relación entre K_c y K_p que se puede deducir a partir de la ley general del estado gaseoso $PV = nRT$ de donde $P = \frac{n}{V} RT$

Como n/V es concentración, la ecuación se transforma a $P = CRT$

Al sustituir la ecuación en la expresión de equilibrio en función de la presión se obtiene

$$K_p = \frac{(C_C RT)^c (C_D RT)^d}{(C_A RT)^a (C_B RT)^b} \quad K_p = \frac{(C_C)^c (C_D)^d RT^{c+d}}{(C_A)^a (C_B)^b RT^{a+b}}$$

Como $(a + b) - (c + d) = \Delta n$ o número de moles y además K_c está representada por:

$$K_c = \frac{(C_C)^c (C_D)^d}{(C_A)^a (C_B)^b} \quad \text{por tanto, la relación entre las dos constantes es:}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	115/187

Ejemplo.

Calcular K_p y K_c para el equilibrio en fase gaseosa $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$

Si a una temperatura de $450^\circ C$ y a una -presión total- de 50 atm, se inicia la mezcla de hidrógeno y nitrógeno en una proporción 3:1. En el equilibrio se encuentra el 9.6% de amoníaco, el 22.6% de nitrógeno y el 67% en volumen de hidrógeno.

Solución.

Primero, se calcula la presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio, con base en la ley de J. Dalton de las presiones parciales, que establece que la presión parcial (P_p) de un gas es igual al producto de la fracción en volumen (V_f) por la presión total (P_t): $P_p = V_f P_t$

Presión parcial del amoníaco $P = (9.6/100)(50 \text{ atm}) = 4.80 \text{ atm}$.

Presión parcial del nitrógeno $P = (0.226) (50 \text{ atm}) = 11.30 \text{ atm}$

Presión parcial del hidrógeno $P = (0.670) (50 \text{ atm}) = 33.9 \text{ atm}$

Segundo, se escribe la expresión de equilibrio químico en función de la presión.

$$K_p = \frac{(P_{\text{amoníaco}})^2}{(P_{\text{hidrógeno}})^3 (P_{\text{nitrógeno}})} = K_p = \frac{(4.80 \text{ atm})^2}{(33.9 \text{ atm})^3 (11.30 \text{ atm})}$$

$$K_p = 523 \times 10^{-5} \text{ atm}$$

Tercero se calcula Δn y se sustituye en la ecuación correspondiente.

$$\Delta n = (2 \text{ moles de } NH_3) - [(3 \text{ moles de hidrógeno} - 1 \text{ mol de } N_2)]$$

$$\Delta n = -2$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$5.23 \times 10^{-5} \text{ atm} = K_c [(0.082 \text{ L-atm/mol } ^\circ K) (723^\circ K)^{-2}]$$

Se despeja K_c y se obtiene un valor de 0.838 M^{-2}

Es importante mencionar que en general se omiten las unidades de la constante de equilibrio por simplificación.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	116/187

Un caso particular del equilibrio heterogéneo es la constante del producto de solubilidad que se relaciona con la solubilidad de compuestos escasamente solubles. Como el sólido en agua es poco soluble, llega un momento en el cual ya no se disuelve más sólido, éste permanece constante y se establece el equilibrio con sus iones. Por ejemplo, el hidróxido de calcio, es un compuesto poco soluble en agua, cuyo equilibrio entre el sólido y sus iones es el siguiente



Para este caso la constante de equilibrio recibe el nombre de producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2$$

Posteriormente se abundará en el tema de por su extensión y aplicación en la química analítica.

5. PROBLEMAS RESUELTOS.

En el caso más simple, la constante de equilibrio se calcula conociendo la concentración de reactivos y productos en el equilibrio. En otros casos es necesario determinar la concentración en el equilibrio a partir de alguna concentración inicial y otra concentración o transformación en el equilibrio, a partir de esos datos y con base a la estequiometría de la ecuación balanceada, se calculan las concentraciones restantes.

Conocido el valor de la constante de equilibrio y su expresión permite realizar una serie de cálculos, por ejemplo, para conocer si al mezclar determinadas cantidades de reactivos se logrará el equilibrio o calcular la presión parcial de un reactivo o producto, etcétera.

A continuación, se resolverán algunos problemas para ilustrar una alternativa de solución. Recuérdese que antes de proceder a resolver un problema, se debe asegurar que la ecuación está balanceada, distinguir si el equilibrio es homogéneo o heterogéneo y que la concentración es en mol/L o presión. Además, percatarse si con los datos que dan se puede resolver el problema.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	117/187

5.1 CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

1.- Calcular la constante de equilibrio para la reacción $\text{Cl}_2 + \text{CO} \leftrightarrow \text{COCl}_2$ en fase gaseosa, cuando en un reactor de 5 litros a una temperatura fija, se tienen en el equilibrio 1.0 mol de cloro, 1.5 mol de CO y 4.0 mol de fosgeno (COCl_2).

Solución.

Al dar en la concentración en el equilibrio se calcula su concentración molar (mol/L), porque el reactor es de 5 L.

$$[\text{Cl}_2] = 1 \text{ mol}/5\text{L} = 0.20 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = 1.5 \text{ mol}/5\text{L} = 0.30 \text{ M}$$

$$[\text{COCl}_2] = 4 \text{ mol}/5\text{L} = 0.80 \text{ M}$$

Se escribe la expresión de la constante de equilibrio en función de la concentración y se sustituyen los valores de la concentración en el equilibrio.

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{Cl}_2][\text{CO}]} \text{ al sustituir se tiene } K_c = \frac{[0.80]}{[0.20][0.30]}$$
$$K_c = 13.33 \text{ M}^{-1}$$

2.- Calcular K_c para el sistema en fase gaseosa $2\text{HI} \leftrightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2$, cuando en un reactor de un litro a temperatura constante, se introduce 0.5 mol de yoduro de hidrógeno y cuando se llega al equilibrio el 12.5% se ha disociado.

Solución.

Se calculan las concentraciones molares de yoduro de hidrógeno y productos, que son generados por la disociación del HI.

La disociación del 12.5% de un mol significa $12.5/100 = 0.125$ de HI. Como se introduce 0.5 mol, se tendrá $0.5 \times 0.125 = 0.0625$ mol que se disocian. La concentración de HI es $[\text{HI}] = (\text{moles iniciales}) - (\text{moles que se disocian})$

$$[\text{HI}] = (0.5) - (0.0625) = 0.4375 \text{ mol}$$

Las concentraciones de los productos se calculan con base en la ecuación de equilibrio y su estequiometría.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	118/187

$$[I_2] = 0.4375 \text{ mol HI} \times \frac{1 \text{ mol } I_2}{2 \text{ mol HI}} = 0.21875 \text{ mol}$$

$$[H_2] = 0.4375 \text{ mol HI} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol HI}} = 0.21875 \text{ mol}$$

Como el reactor es de un litro, se tiene la concentración en mol/L, la cual se sustituye en la expresión de equilibrio.

$$K_c = \frac{[I_2][H_2]}{[HI]^2} \quad K_c = \frac{[0.21875M][0.21875M]}{[0.4375]^2 M^2} \quad K_c = 0.109375$$

3.- Calcular la constante de equilibrio, cuando a temperatura y presión ambiente, en un reactor de un litro, se mezclan un mol de etanol (Et-OH) con un mol de ácido acético (AcOH), para formar en el equilibrio acetato de etilo (AcOEt) y 0.67 mol de agua.

Solución.

La ecuación de equilibrio es $\text{Et-OH}_{(L)} + \text{AcOH}_{(ac)} \leftrightarrow \text{AcOEt}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(L)}$

Con base en la ecuación química por cada mol de reactivos, se genera un mol de productos; pero en el equilibrio hay 0.67 mol de agua, entonces en el equilibrio se tendrán 0.67 mol de acetato de etilo, 1 - 0.67 mol de etanol y ácido acético. Es decir 0.33 mol.

Ahora se escribe la expresión de constante de equilibrio, en la que se sustituyen los valores de la concentración de reactivos y productos.

$$K_c = \frac{[\text{AcOEt}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{Et-OH}][\text{AcOH}]} \text{ al sustituir los datos } K_c = \frac{[0.67][0.67]}{[0.33][0.33]} \quad K_c = 4.122$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	119/187

4.- Calcular K_p y K_c para la reacción en equilibrio $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ a 100 atm de presión total y $450^\circ C$, cuando en el equilibrio se tiene 62.7% de hidrógeno 20.89% de nitrógeno y 16.41% de amoníaco.

Solución.

Para calcular K_p , se calculan primero las presiones parciales de reactivos y productos, con liderando los porcentajes en el equilibrio.

$$P_{NH_3} = (16.41/100) 100 \text{ atm} = 16.41 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = (62.7/100) 100 \text{ atm} = 62.7 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = (20.89/100) 100 \text{ atm} = 20.89 \text{ atm}$$

Ahora se sustituyen en la expresión de equilibrio.

$$K_p = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]} \quad K_p = \frac{[16.41]^2}{[62.7]^3 [20.89]} \quad K_p = 5.23 \times 10^{-5} \text{ atm}^{-2}$$

Para calcular K_c , primero se calcula el número de moles (Δn) y luego se sustituye su valor y el de K_p en la ecuación que relaciona ambas constantes.

$$\Delta n = (\text{mol de productos}) - (\text{mol de reactivos})$$

$$\Delta n = (2 - 4) = -2$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \text{ entonces } K_c = \frac{(K_p)}{(RT)^{\Delta n}}$$

$$K_c = \frac{5.23 \times 10^{-5} \text{ atm}^{-2}}{\left[(273 + 450^\circ K) 0.082 \frac{L \cdot \text{atm}}{\text{mol}^\circ K} \right]^{-2}}$$

$$K_c = 18.38256 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	120/187

5.2 CÁLCULO DE LAS CONCENTRACIONES Y PRESIÓN DE EQUILIBRIO.

A continuación, se resolverán algunos problemas en los que se conoce el valor de la constante y se tiene que plantear alguna ecuación de primero o segundo grado con una incógnita para poder solucionar el problema.

1.- Calcular las concentraciones en el equilibrio $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, cuando en un reactor de 5 litros se introduce 2 mol de CO y agua a 800°C para formar CO_2 e H_2 . La constante de equilibrio es de 1.2

Solución:

Como se conocen las moles iniciales de reactivos y la constante de equilibrio, será necesario plantear una ecuación de primer grado con una incógnita, pero primero se calcula la concentración molar de los reactivos, puesto que el reactor es de 5 litros. La ecuación es $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 2 \text{ mol}/5 \text{ litros} = 0.4 \text{ M}$

De la ecuación de equilibrio se puede observar que la relación de moles es 1:1 tanto para reactivos como para productos. Esto servirá para plantear la ecuación de primer grado. Sea x la concentración pedida, como se inicia con 0.4 M de reactivos, en el equilibrio se tendrá:

$$\text{CO} = 0.4 - x \quad \text{H}_2\text{O} = x$$

$$\text{CO}_2 = 0.4 - x \quad \text{H}_2 = x$$

La expresión para la constante es $K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$

$$1.2 = \frac{[x][x]}{[0.4 - x][0.4 - x]} \quad 1.2 = \frac{[x]^2}{[0.4 - x]^2}$$

Resolviendo para x , se saca raíz cuadrada a toda la ecuación.

$$1.0954451 = \frac{x}{0.4 - x}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	121/187

Por tanto, $x = 0.2091098$. Con este valor se calculan las concentraciones en el equilibrio.

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0.4 - 0.2091098 = 0.1908902\text{M}$$

$$[\text{CO}_2] = 0.2091098\text{ M}$$

¿Cómo se comprueba que esas concentraciones son de equilibrio?

2.- Calcular el número de moles de NO que se debe agregar (sin variaciones de temperatura y presión), para aumentar la cantidad de NO₂ a 3.0 mol, cuando en un reactor de un litro, se encuentran (a T y P constantes) mezcladas en el equilibrio 0.1 mol de NO₂, 0.8 mol de SO₂, 0.4 mol de NO y 0.6 mol de SO₃, según la ecuación $\text{NO}_2 + \text{SO}_2 \leftrightarrow \text{NO} + \text{SO}_3$.

Solución:

Como se tienen las moles en el equilibrio y el reactor es de un litro, se tiene la concentración molar. Ahora se plantea el problema en términos de que x sea el número de moles de NO que se requiere calcular; pero tomando en cuenta que, al introducir determinadas moles, tendrá que haber un reajuste de la concentración de productos y reactivos. Cálculo de la constante.

$$K_c = \frac{[\text{NO}][\text{SO}_3]}{[\text{NO}_2][\text{SO}_2]} \text{ se sustituyen los valores } K_c = \frac{[0.4][0.6]}{[1.0][0.8]}$$

$$K_c = 3.0$$

Sea x las moles de NO que deben agregarse, como ya se tiene 0.1 mol de NO₂ y se quiere que sean 3.0 mol, la diferencia es de 0.2 mol; pero de acuerdo a la ecuación de equilibrio, por cada 0.2 mol de NO₂ se requerirán 0.2 mol de SO₂ y se producirán 0.2 mol de cada uno de los productos. En consecuencia, en el equilibrio se tendrán ahora las siguientes concentraciones.

$$[\text{SO}_2] = 0.8 + 0.2 = 1.0\text{ mol}$$

$$[\text{SO}_3] = 0.6 - 0.2 = 0.4\text{ mol}$$

$$[\text{NO}] = x + 0.2$$

$$[\text{NO}_2] = 0.3\text{ mol que se requieren}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	122/187

Se sustituyen en la expresión de equilibrio $3.0 = \frac{(x+2)(0.4)}{(0.3)(1)}$

Despejando y resolviendo para x, se tiene que $x = 2.05$ mol que son las que hay que agregar.

3. Calcular el número de moles de producto en el equilibrio gaseoso si un mol de PCl_5 es introducida a un reactor de un litro y el 20% de PCl_5 se disocia en el equilibrio $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ a una temperatura y presión constantes.

Solución:

Inicialmente se introduce un mol de PCl_5 y solamente el 20% se disocia. Esto significa que únicamente 0.2 mol (1 mol x 20/100) se disocian, por lo que en el equilibrio habrá (1 mol - 0.2 mol) = 0.8 mol de PCl_5 .

Según la ecuación balanceada, por cada mol de PCl_5 , se forman un mol de PCl_3 y una de cloro. Como en el equilibrio se tiene 0.8 mol de PCl_5 :

$$\frac{(1 \text{ mol Cl}_2)(0.8 \text{ mol PCl}_5)}{1 \text{ mol PCl}_5}$$

mol de cloro = 0.8

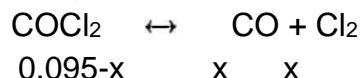
Entonces las moles de productos serán las mismas, es decir 0.8. Como el recipiente es de un litro, la concentración de reactivos y productos es 0.8 mol/L

4. Calcular la concentración de reactivos y productos en el equilibrio en fase gaseosa para el sistema $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$, si la concentración inicial del COCl_2 es 9.5×10^{-2} mol/L y K_c es 2.2×10^{-10} a 100°C .

Solución:

Como únicamente se conoce la concentración inicial y la constante de equilibrio, es necesario plantear una ecuación.

Sea x la concentración en equilibrio de productos y reactivos, la ecuación se plantea de la siguiente forma:





Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	123/187

La expresión de la constante de equilibrio es $K_c = \frac{[CO][Cl_2]}{[COCl_2]}$

Ahora se sustituye el valor de la constante y las expresiones de x

$$K_c = \frac{[x][x]}{[0.095 - x]} = \frac{x^2}{0.095 - x} = 2.2 \times 10^{-10}$$

$$2.2 \times 10^{-10} (0.095 - x) = x^2 \Rightarrow 2.09 \times 10^{-11} - (2.2 \times 10^{-10})x - x^2 = 0$$

$$x^2 + (2.2 \times 10^{-10})x - 2.09 \times 10^{-11} = 0$$

Esta es una ecuación cuadrática que al resolver para x positiva da un valor de 4.6×10^{-6} mol/L.

Con este dato se calculan las concentraciones en el equilibrio.

$$[COCl_2] = 0.095 - 4.6 \times 10^{-6} = 0.0949954 \text{ mol/L}$$

Como $[CO] = [Cl_2] = x$ porque la estequiometría de la ecuación es 1:1

$$[CO] = 4.6 \times 10^{-6}$$

$$[Cl_2] = 4.6 \times 10^{-6}$$

Comprobación. Se tiene que obtener el valor de K_c al sustituir las concentraciones en la expresión de equilibrio.

$$K_c = \frac{[4.6 \times 10^{-6}][4.6 \times 10^{-6}]}{[0.0949954]} = 2.2 \times 10^{-10}$$

5.- Calcular la presión parcial del monóxido de carbono gas, si en el equilibrio $C(s) + CO_{2(g)} \leftrightarrow 2CO_{(g)}$ la presión parcial del $CO_{2(g)}$ es de 0.100 atm. La constante es 167.5 atm a esa temperatura.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	124/187

Solución:

Sea x la presión parcial del CO , la cual se sustituye en la expresión de equilibrio y se despeja. No se incluye al carbón por ser sólido puro.

6. Calcular las presiones parciales de N_2O_4 y NO_2 gaseosos en el equilibrio a 25°C $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$. La constante es 0.113 y la presión total de 2.0 atm.

$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} \quad K_p = \frac{(x)^2}{0.100 \text{ atm}} = 167.5 \text{ atm} \quad (x)^2 = 167.5 \text{ atm}(0.100 \text{ atm})$$

$$X = 4.10 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}} = 4.10 \text{ atm}$$

Solución:

La expresión de la constantes es $K_p = \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0.113$

En el equilibrio sea $P_{\text{N}_2\text{O}_4} = x$ y $P_{\text{NO}_2} = 2.0 - x$. Estas ecuaciones se sustituyen en la expresión de equilibrio y se resuelve para x .

$$0.113 = \frac{(2.0 - x)^2}{x} \quad (0.113) x = (2 - x)^2 = 4 - 4x + x^2$$

$$0.113x = 4 - 4x + x^2 \text{ reacomodando esta ecuación } x^2 - 4.113x + 4 = 0$$

Resolviendo la ecuación cuadrática

$$X = \frac{-(-4.113) \pm \sqrt{(-4.113)^2 - 4(1)(4)}}{2(1)}$$

En este caso, las dos raíces son positivas: $x_1 = 2.5352$ y $x_2 = 1.5777$. ¿Cuál de las dos se debe emplear para determinar las presiones parciales?

Como la presión total es de 2.0 atm. Se debe tomar x_2 , ya que x_1 es mayor que 2.0 y daría una presión negativa ($2.0 - 2.5352 = -0.5352$). Por tanto, las presiones son: $[\text{NO}_2] = 2.0 - 1.5777 = 0.42224$ y $[\text{N}_2\text{O}_4] = 1.57776$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	125/187

Comprobación.

$$K_p = \frac{(0.42224)^2}{1.57776} = 0.112999. \text{ Redondeando cifras es } 0.113$$

7.- Calcular las moles de yodo que se transformarán a HI, cuando se hacen reaccionar 0.2 mol de yodo e hidrógeno y se dejan hasta alcanzar el equilibrio en fase gaseosa a 355 °C; 0.50 atm de presión y la $K_p = 54.4$ atm.

Solución:

Con base a la estequiometría de la ecuación $I_2 + H_2 \leftrightarrow 2HI$, sean x las moles de reactivos y $2x$ la de productos. En el equilibrio se tiene

$$[I_2] = [H_2] = 0.2 - x$$

$$[HI] = 2x$$

$$\text{Las moles totales serán } n = 0.4 - 2x + 2x = 0.4$$

Ahora se plantea el cálculo de las presiones parciales para cada gas. Este planteamiento se sustituye en la expresión de K_p y se resuelve la ecuación resultante.

$$P_{\text{yodo}} = P_{\text{hidrógeno}} = \frac{0.2 - x}{0.4} \times 0.50 \text{ atm}$$

$$P_{HI} = \frac{2x}{0.4} (0.50 \text{ atm})$$

$$K_p = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{I_2})(P_{H_2})} = \frac{\left[\frac{2x}{0.4}(0.50)\right]^2}{(0.2 - x)(0.2 - x)} = 54.4 \quad K_p = 54.4 \quad 54.4 = \frac{2x}{0.2 - x}$$

Resolviendo para x , se tiene $X = 0.157$ mol de yodo que son las que reaccionen con el hidrógeno para formar HI.

8. Se tiene el siguiente sistema gaseoso general $A + 2B \leftrightarrow C$, las concentraciones de equilibrio son A 0.06 mol/L; B 0.12 M y C 0.216 M. Calcular la constante de equilibrio y las concentraciones iniciales de A y B.

Solución:

La expresión de la constante de equilibrio es $K_c =$

$$K_c = 2.5$$

$$\frac{[C]}{[A][B]^2} = \frac{0.216}{0.06(0.12)^2}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	126/187

Para calcular las concentraciones iniciales de A y B. se tiene en cuenta que según la estequiometría de la ecuación que a partir de un mol de A y dos mol de B, se forma un mol de C.

Puesto que por los datos del problema por cada litro del sistema se formaron 0.216 mol de sustancia C, se entiende que en este caso se gastaron 0.216 mol de sustancia A y (0.216) 2 mol de B, o sea 0.432 mol. De este modo las concentraciones iniciales de A y B son:

$$[A] 0.06 + 0.216 = 0.276 \text{ mol/L}$$

$$[B] = 0.12 + 0.432 = 0.552 \text{ mol/L}$$

6. EJERCICIOS PARA RESOLVER.

1.- A partir de los siguientes equilibrios, clasificarlos en homogéneos o heterogéneos y escribir la expresión de equilibrio (ecuación de la constante).

- a) $6\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{N}_2(\text{g}) \leftrightarrow 4\text{NH}_3(\text{g})$
- b) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
- c) $2\text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NaCl}(\text{g})$
- d) $\text{CH}_3\text{-COOH}_{(\text{ac})} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{L})} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{-COOC}_2\text{H}_5_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{L})}$
- e) $3\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cr}_{(\text{s})} \leftrightarrow 2\text{Cr}_3^{+} + 3\text{Zn}_{(\text{s})}$

2.- Establecer con base al valor de la constante a una cierta temperatura, quién predominan

en el equilibrio, reactivos o productos y en qué sentido está desplazado el equilibrio.

- a) $2\text{NH}_3(\text{g}) \leftrightarrow 3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \quad K = 0.1041$
- b) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{L})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{L})} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{ac})} + \text{OH}^{-}_{(\text{ac})} \quad K = 1 \times 10^{-14}$
- c) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}_{(\text{L})} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(\text{ac})} \quad K = 1.8 \times 10^{-5}$
- d) $\text{SrSO}_4(\text{s}) \leftrightarrow \text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \quad K_{\text{ps}} = 2.51 \times 10^{-7}$
- e) $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{SO}_3(\text{g}) \quad K = 25.0$

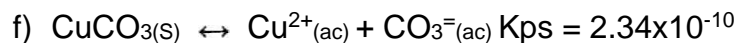


SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



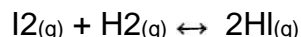
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	127/187



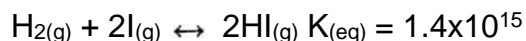
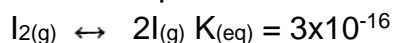
3.- Calcular la constante de equilibrio total para:

a) la reacción a

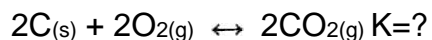
700 °C



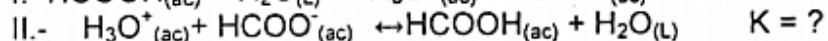
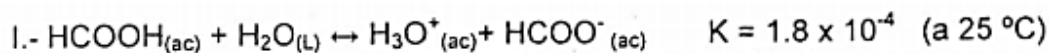
Sabiendo que esta reacción se lleva en dos etapas a la misma temperatura



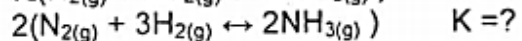
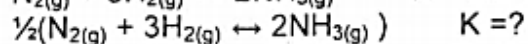
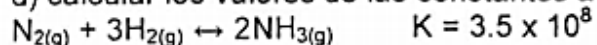
b) Calcular el valor de la constante (K_2) a partir de



c) calcular el valor de la constante de la ecuación II



d) calcular los valores de las constantes a partir de la ecuación 1.



7.- ALTERACIÓN DEL EQUILIBRIO QUÍMICO Y PRINCIPIO DE LE CHATELIER.

Una vez alcanzado el equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos no varían, a cierta temperatura. El equilibrio permanece así por tiempo indefinido, mientras no se modifiquen algunos factores como la concentración o la temperatura.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	128/187

Si se modifican esos factores, el equilibrio se altera hasta alcanzar otro estado o posición de equilibrio. Esto significa que internamente el sistema hace un ajuste, para volver a otra situación de equilibrio.

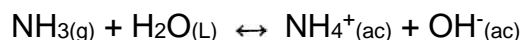
Las predicciones cualitativas de lo que sucederá cuando se altera el equilibrio, fueron establecidas por el científico francés Henry Louis Le Chatelier, y se sintetizan en el llamado "principio de Le Chatelier" que se puede enunciar de la siguiente manera:

Sí un sistema químico en equilibrio es sometido a una perturbación o tensión, el equilibrio se desplazará (una reacción ocurrirá) en el sentido que aminore la perturbación, hasta lograr una nueva condición de equilibrio.

Las condiciones que pueden modificar el equilibrio químico son la variación de la concentración y la modificación de la temperatura.

7.1 CAMBIO DE CONCENTRACIÓN.

En el equilibrio químico a cierta temperatura, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes. Si se altera o modifica la concentración, el valor de la constante no cambia y entonces el equilibrio químico se desplazará en sentido contrario en el que se hizo la modificación. Por ejemplo, en el siguiente equilibrio a temperatura constante



Si se aumenta la concentración de hidroxilos sin que el volumen se modifique notablemente, según el principio de Le Chatelier, parte de los iones amonio reaccionarán con los iones hidroxilo que alteraron el equilibrio, produciéndose más amoníaco y agua, lo que significa que el equilibrio se desplazará hacia reactivos.

En el caso de aumentar la concentración de amoníaco, el equilibrio se desplazará hacia productos, porque parte del agua reaccionará con el amoníaco que se introdujo y alteró el equilibrio, hasta lograr otra condición de equilibrio. Lo anterior significa que la concentración de los reactivos y productos se modifican, hasta que la relación productos entre reactivos es igual a la constante de equilibrio.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	129/187

Explicar la siguiente cuestión ¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio si se elimina parte de un reactivo o un producto?

Cuantitativamente también se puede observar el efecto de modificar la concentración.

Ejemplo:

Un reactor de un litro a 425⁰ C, contiene en el equilibrio 7.384x10⁻⁴ mol de yodo gas, 4.562x10⁻³ mol de hidrógeno y 1.355x10⁻² mol de ácido yodhídrico gas. Si se aumenta la concentración de yodo en 1.0x10⁻³ mol, calcular las nuevas concentraciones de hidrógeno y ácido, si K_c es 54.4

Solución:

La ecuación de equilibrio en fase gaseosa es: I₂ + H₂ ↔ 2HI. La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]}$$

El equilibrio se desplazará hacia la producción de más ácido yodhídrico, aumentando su concentración; pero la concentración del hidrógeno disminuirá. Las nuevas concentraciones.

$$[H_2] = [(4.562 \times 10^{-3}) - x]$$

$$[I_2] = [(1.738 + 1.0) \times 10^{-3}] - x]$$

$$[HI] = [(1.355 \times 10^{-2}) + 2x]$$

$$K_c = \frac{[(1.355 \times 10^{-2}) + 2x]^2}{[(1.73 \times 10^{-3}) - x][(4.562 \times 10^{-3}) - x]} = 54.4$$

Al arreglar la ecuación anterior, se obtiene una ecuación cuadrática que al resolver para x positiva da un valor de 6.85x10⁻⁴. Con este valor se calculan las nuevas concentraciones en el equilibrio.

$$[H_2] = [(4.562 \times 10^{-3}) - (6.85 \times 10^{-4})] = 3.877 \times 10^{-3}$$

$$[I_2] = [(1.738 + 1.0) \times 10^{-3}] - (6.85 \times 10^{-4}) = 1.053 \times 10^{-3}$$

$$[HI] = [(1.355 \times 10^{-2}) + 2(6.85 \times 10^{-4})] = 1.492 \times 10^{-2}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	130/187

Como se observa la concentración de reactivos disminuyó y la del producto aumentó, lo cual confirma la predicción de que el equilibrio se desplaza hacia más formación del HI. Se deja como ejercicio comprobar que K_c no se altera.

7.2 CAMBIO DE TEMPERATURA.

El cambio de temperatura en un sistema químico que está en equilibrio, está en función de la entalpía de la reacción, toda vez que las reacciones químicas van acompañadas de absorción o desprendimiento de calor. Es así que la modificación de la temperatura, significa proporcionar o sustraer calor, por ello con base en el principio de Le Chatelier, el sistema se desplazará en el sentido que contrarreste la modificación.

En general para una reacción endotérmica en equilibrio, un aumento de temperatura, propiciará que el equilibrio se desplace hacia productos y hacia los reactivos cuando la temperatura disminuya.

Para una reacción en equilibrio que sea exotérmica, el equilibrio se desplazará hacia reactivos, cuando se incremente la temperatura y hacia productos cuando disminuya la temperatura.

Para la siguiente reacción $4\text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{Cl}_{2(g)}$ $\Delta H = -28 \text{ cal}$ predecir en qué sentido se desplazará el equilibrio si se aumenta la temperatura y si se disminuye:

Solución.

Al ser la reacción exotérmica, se desprende calor por lo que el equilibrio se desplazará hacia reactivos que es la reacción que requiere calor.

Si se disminuye la temperatura, se favorecerá la reacción exotérmica, la cual tiende a contrarrestar la disminución del calor.

Es importante mencionar que la modificación de la temperatura, también modificará el valor de la constante de equilibrio. Para una reacción exotérmica el valor de la constante disminuye con la disminución de la temperatura. Para una reacción endotérmica el valor de la constante de equilibrio aumenta al incrementar la temperatura; esto debido a que las velocidades de reacción directa e inversa son diferentes y por tanto las concentraciones de productos y reactivos, lo que repercute en el valor de la constante de equilibrio.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	131/187

Por ejemplo, para la reacción en fase gaseosa $\text{H}_2 + \text{CO}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ a 700°C el valor de la constante es 0.64, mientras que a 1000°C es de 1.75.

Cuantitativamente se puede calcular la variación del valor de la constante con la temperatura, empleando la ecuación de van't Hoff

$$\log \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H}{2.30R} \frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}$$

Ejemplo:

La reacción en fase gaseosa $\text{SO}_2 + 1/2\text{O}_2 \leftrightarrow \text{SO}_3$ a 800 K tiene una constante de $32\text{ atm}^{-1/2}$. Calcular el valor de la constante a 900 K , si H es de $-22,600\text{ cal/mol}$ y se supone que es constante en ese intervalo de temperatura.

Con los datos del problema se sustituye en la ecuación anterior.

$$\log \frac{K_2}{32} = \frac{-22,600\text{ cal/mol}}{(2.30)1.99\text{ cal/l}^\circ\text{Kmol}} \frac{900^\circ\text{K} - 800^\circ\text{K}}{(800^\circ\text{K})(900^\circ\text{K})}$$

$$\log K_2 = -0.685 + \log 32$$

$$\log K_2 = 0.82$$

$$K_2 = \text{antilog } 0.82$$

$$K_2 = 6.6$$

Se comprueba que a una temperatura mayor el valor de la constante es menor.

7.3 CAMBIO DE PRESIÓN.

Los cambios de presión a temperatura constante, solamente afecta a sistemas gaseosos en equilibrio químico y a sistemas heterogéneos en los que intervienen gases.

En el caso de aumentar la presión a temperatura constante, el principio de Le Chatelier predice que el equilibrio se desplazará en la dirección que se reduzca la presión. Lo que significa, que habrá reducción de volumen, que es el sentido en donde hay menor número de moles en el sistema en equilibrio.

Ejemplo:

En el equilibrio a 1000°C $\text{CO}_{(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \leftrightarrow \text{CH}_{4(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ al aumentar la presión, el equilibrio se desplazará hacia productos, por haber menos moles (2 en total). Por otro lado, una disminución en la presión hará que el equilibrio se desplace hacia reactivos.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	132/187

8.- COCIENTE Q Y GRADO DE AVANCE DE UNA REACCIÓN

Para predecir el sentido de una reacción, se emplea el cociente Q. Este es un cociente de concentraciones cualquiera y es igual a la expresión de la constante de equilibrio; pero se refiere a la concentración de reactivos o productos que no están en el equilibrio y por tanto puede ser cualquiera.

Para un conjunto de concentraciones, se calcula el valor de Q y se compara con el valor de la constante de equilibrio, pudiéndose presentar los siguientes casos:

- Sí $Q = K_{(eq)}$ Habrá equilibrio y las concentraciones de reactivos y productos corresponden a las del equilibrio y ya no cambiarán.
- $Q < K_{(eq)}$. No hay equilibrio. Las concentraciones de reactivos deben disminuir por ser muy altas y las de los productos aumentar, por ser muy bajas, hasta que el cociente sea igual al valor de la constante de equilibrio. Así la reacción se realizará de reactivos a productos.
- $Q > K_{(eq)}$. No hay equilibrio porque la concentración de reactivos es baja y deben aumentar. La concentración de productos es alta y debe disminuir, hasta que el valor de Q sea igual al valor de la constante de equilibrio. De esta forma la reacción se efectuará de productos a reactivos.

Ejemplos:

1.- A 450 °C, la constante de equilibrio es de 50 para la reacción en fase gaseosa $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$

Se mezclan 3 moles de yoduro de hidrógeno, 1.5 moles de hidrógeno y yodo en un reactor de un litro a esa temperatura. ¿El sistema estará en equilibrio?

¿Cambiarán las concentraciones de reactivos y productos?

¿En qué sentido se realizará la reacción?

Para contestar esas preguntas, se debe realizar el cálculo de Q y compararlo con el valor dado de K_c . La concentración de reactivos y productos es mol/L por lo que se sustituyen los valores de las concentraciones en la expresión de equilibrio.

$$Q = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad Q = \frac{[3]^2}{[1.5][1.5]} \quad Q = 4 \quad Q < K_c$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	133/187

Como el valor de la constante Q es menor de 50, no hay equilibrio. Además, al ser menor de 50, la concentración de reactivos debe disminuir y aumentar la del producto para que el valor de la constante sea igual a 50 y se alcance el equilibrio, desplazándose hacia los productos.

2.- Predecir si habrá o no equilibrio en la reacción $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(g)}$ cuando se mezclan a 727°C en un reactor de dos litros, 0.390 moles de SO_2 , 0.156 moles de O_2 y 0.567 moles de SO_3 . La constante de equilibrio a esa temperatura es de 280.

Como el reactor es de 2 litros, se calcula la concentración molar (mol/L) de reactivos y productos.

$$[\text{SO}_2] = 0.390 \text{ mol}/2\text{L} = 0.195 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = 0.156 \text{ mol}/2\text{L} = 0.078 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_3] = 0.567 \text{ mol}/2\text{L} = 0.2835 \text{ M}$$

Estas concentraciones se sustituyen en la expresión de equilibrio para hacer el cálculo y compararlo con el valor de la constante.

$$Q = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} \quad Q = \frac{[0.2835]^2}{[0.195]^2[0.078]} \quad Q = 27.065 \text{ M}^{-1}$$

$$Q < K_c$$

El valor de la constante Q calculado es menor al de la constante de la reacción por lo que no hay equilibrio. Para lograrlo sería necesario que la concentración de los reactivos disminuya y la de los productos aumente, para lograr el valor de 280. Por tanto, la reacción procede de reactivos a productos.

El grado de avance o conversión de una reacción, es otro de los cálculos que se pueden realizar a partir de las concentraciones de reactivos o productos y la constante de equilibrio.

Cuando se mezclan determinadas cantidades de reactivos o productos, se puede establecer mediante cálculos cuál es el grado de avance de la reacción. Para ello es necesario calcular la concentración de productos y reactivos de equilibrio.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	134/187

Ejemplo:

Se mezclan 1.5 mol/L de hidrógeno, 1.5 mol/L de yodo y 3 mol/L de ácido yodhídrico en un reactor a 450 °C. ¿cuál será el sentido de la reacción y la conversión de los compuestos? La constante de equilibrio es de 50.

Solución:

Para saber el sentido de la reacción, se calcula el cociente Q, y luego las concentraciones en el equilibrio para conocer el grado de conversión.

Ecuación de equilibrio: $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$, su expresión de equilibrio es:

$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]}$ en esta ecuación se sustituyen las concentraciones para calcular Q, cuya expresión es igual a la constante de equilibrio.

$$Q = \frac{(HI)^2}{(H_2)(I_2)} = \frac{(3)^2}{(1.5)(1.5)} =$$

como $Q < K_c$, no hay equilibrio y entonces la reacción procede de reactivos a productos. Asimismo, la concentración de reactivos debe disminuir y la del producto aumentar, hasta que iguale al valor de la constante.

Ahora se calculan las concentraciones en el equilibrio para conocer el grado de conversión.

Sea x el número de mol/L de reactivos que se convierten a producto y 2x el producto (HI):

$$[H_2] = 1.5 - x$$

$$[I_2] = 1.5 - x$$

$[HI] = 3 + 2x$ (por cada mol de reactivo, se forman 2 mol de producto) Lo anterior se sustituye en la expresión de equilibrio y se resuelve para x.

$$50 = \frac{(HI)^2}{(H_2)(I_2)} = \frac{(3 + 2x)^2}{(1.5 - x)(1.5 - x)} \Rightarrow x = 0.8385 \text{ M}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	135/187

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_2] = 1.5 - x = 1.5 - 0.8385 = 0.6614$$

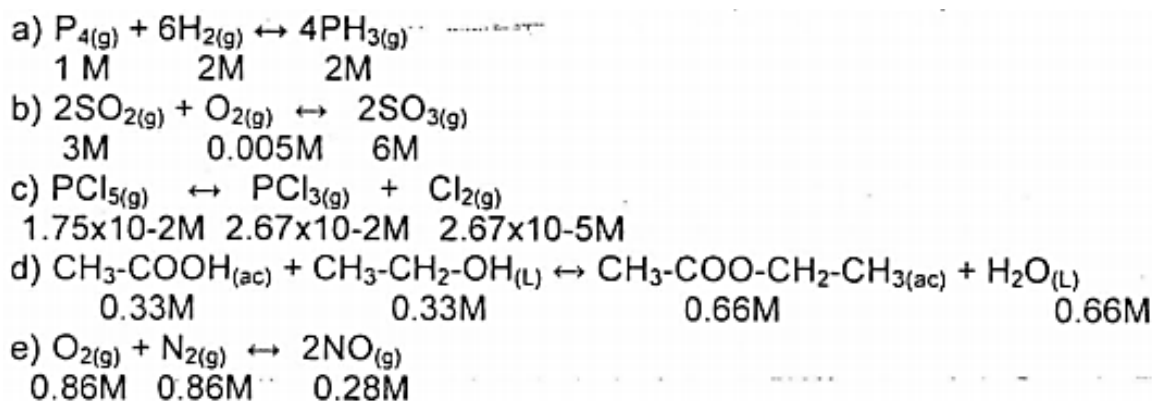
$$[I_2] = 1.5 - x = 1.5 - 0.8385 = 0.6614$$

$$[HI] = 3 + 2x = 3 + 2(0.83885) = 4.6771$$

Se observa que se produce una conversión considerable (más de la mitad) de reactivos a producto, esto es el 50.90 % de reactivos se convierte a HI.

9. EJERCICIOS PARA RESOLVER.

1.- Calcular la constante de equilibrio para la reacción directa e inversa, en los siguientes equilibrios, dadas las concentraciones en el equilibrio a temperatura constante.



2.- Calcular la constante de equilibrio.

- a) En un reactor de cinco litros a temperatura constante, se mezclan un mol de agua; 1.50 mol de CO y cuatro moles de CO₂ e hidrógeno, según la reacción $H_2O_{(g)} + CO_{(g)} \leftrightarrow CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ R 13.33M⁻¹
- b) A temperatura constante en un reactor de dos litros, se mezclan oxígeno y dióxido de azufre, para producir trióxido de azufre. En el equilibrio se tienen 19.2 g del primero; 25.2 g del segundo y 96 g del producto. R 30



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II

Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	136/187

c) En un reactor de tres litros se colocan 250.2 g de $\text{PCl}_5(\text{g})$ a una temperatura de 180 °C, formándose tricloruro de fósforo y cloro. En el equilibrio se tiene un mol de PCl_5 .

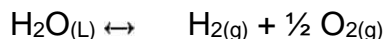
R $1.3 \times 10^{-2} \text{ M}$

d) En un reactor de un litro a 527 °C, se introducen 0.5 mol de fosgeno (COCl_2) que se descompone parcialmente en monóxido de carbono y cloro. En el equilibrio hay una concentración 0.046 M de CO.

R $4.7 \times 10^{-3} \text{ M}$

e) El siguiente complejo de cobre $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3(\text{s}) \leftrightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 2\text{NH}_3(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{g})$ a 20 °C la presión parcial del amoníaco es de 62 mmHg.

f) Calcular K_c , cuando a 1500 °C, K_p es $1.87 \times 10^{-6} \text{ atm}$ para el equilibrio



R $1.55 \times 10^{-7} \text{ M}^{1/2}$

g) Calcular K_p para el equilibrio $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \leftrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, si la presión total en el equilibrio es de 760 mmHg.

R

h) Calcular K_p a 400 °C para el equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$ cuando K_c a la misma temperatura es de 60.

R 60

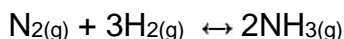
i) Calcular el valor de K_c a 25 °C para la formación de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno si K_p es 7.2×10^5

R 4.3×10^8

j) Si a 1100 K la K_c para la reacción $2\text{SO}_3(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ es 0.0271 M, calcular K_p .

R 2.45 atm

k) Calcular el valor de K_c si a 500 °C K_p es $1.50 \times 10^{-5} \text{ atm}^2$



R $6.04 \times 10^{-2} \text{ L}^2/\text{mol}^2$

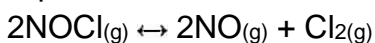
3.- Calcular la presión parcial del monóxido de carbono gas, si en el equilibrio $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{g})$ la presión parcial del $\text{CO}_2(\text{g})$ es de 0.100 atm

R 4.10 atm

4.- Calcular las presiones parciales del monóxido de carbono y del dióxido de carbono en el equilibrio $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \leftrightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ si a 1000 °C K_p tiene un valor de 0.403; el CO tiene una presión de 1 atm y un exceso de $\text{FeO}(\text{s})$ se agrega a la misma temperatura.

R 0.287 atm.

5.- Calcular K_c a 500 K, si 1 mol de $\text{ONCl}(\text{g})$, se coloca en un reactor de un litro. En el equilibrio el ONCl se disocia el 9%.



R $4.4 \times 10^{-4} \text{ M}$



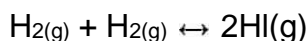
SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	137/187

6.-Calcular las concentraciones de hidrógeno y yodo en el equilibrio, si K_c es de 54.8 a 425 °C, se coloca en un reactor de un litro 0.50 M de HI y se deja llegar al equilibrio el sistema



$$R \text{ [I}_2\text{]} = [\text{H}_2] = 0.068 \text{ M.}$$

7.- Calcular las concentraciones de reactivos y productos para el equilibrio $\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{(g)}$ si K_c es 0.77 a 750 °C y 0.01 mol de hidrógeno y dióxido de carbono se mezclan en un reactor de un litro a esa temperatura.

$$R \text{ [CO}_2\text{]} = [\text{H}_2] 5.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] 4.68 \times 10^{-3} \text{ M}$$

8.- Calcular la concentración de yodo en el equilibrio, cuando las concentraciones de hidrógeno y ácido yodhídrico son de 2.0 mol/L y 10 M, respectivamente a 490 °C.

$$R 1.08 \text{ M}$$

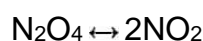
9.- Calcular el por ciento de pentacloruro de fósforo que se disocia en tricloruro de fósforo y cloro, cuando en un reactor a 2 atm y 250 °C, se colocan 0.5 mol y la K_p es de 1.78 a esa temperatura.

$$R 68.4 \text{ de } \text{PCl}_5$$

10.- Calcular el número de moles de SO_3 que se colocan inicialmente en un reactor a 600°C, si para el equilibrio $\text{O}_{2(g)} + 2\text{SO}_{2(g)} \leftrightarrow \text{SO}_{3(g)}$ el valor de la constante es 4.5 L/mol y cuando se llega al equilibrio se tienen dos mol de oxígeno.

$$R 16 \text{ mol}$$

11.- Predecir si habrá o no equilibrio, cuando en un reactor de 0.5 litros y a 100 °C, se mezclan 2 mol de N_2O_4 y 2 mol de NO_2 , sabiendo que la constante de equilibrio es 0.2 M. El es



12.- sea el equilibrio $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_2\text{-CH}_3 \leftrightarrow \text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$ a 298 OK con

$$K_c = 2.50$$

(But)

I

CH₃ (Isobut)

a) estará en equilibrio el sistema cuando $[\text{But}] = 0.97 \text{ mol/L}$, $[\text{Isobut}] = 2.18 \text{ mol/L}$.

b) si no está en equilibrio, en qué sentido se desplazará el equilibrio para lograr el equilibrio.

c) estará en equilibrio cuando $[\text{But}] = 0.75 \text{ M}$ e $[\text{Isobut}] = 2.60 \text{ M}$.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



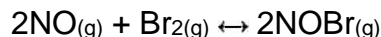
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	138/187

13.- Con base en el principio de Le Chatelier, predecir en qué sentido se desplazará el equilibrio $2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \leftrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{HCl}(\text{g})$ $\Delta H = 117.15 \text{ kJ}$

Cuando:

- a) aumenta la concentración de cloro.
- b) disminuye la concentración de agua.
- c) aumenta la temperatura.
- d) disminuye la presión.
- e) aumenta el volumen.
- f) se introduce gas argón.

14.- Predecir el efecto que tendrá sobre la posición del equilibrio



- a) aumentar la concentración del bromuro de nitrosilo
- b) introducir un catalizador

15.- Con base en el siguiente equilibrio $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{g})$ $\Delta H = -75 \text{ kJ}$

- a) disminución de la temperatura.
- b) disminución de la presión parcial de hidrógeno.
- c) adición de carbono.
- d) incremento de la presión parcial de metano

16.- Predecir el sentido de la reacción en fase gaseosa $\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ a 298 K y una constante de 171, si la concentración de NO_2 es 1.5×10^{-2} y de N_2O_4 es de 2.5×10^{-4} .

17.- Predecir si la reacción en fase gaseosa $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$, se encuentra en equilibrio, caso contrario hacia donde deberá proceder la reacción para lograr el equilibrio. Si se colocan 5 mol de nitrógeno y 5 mol de oxígeno en un reactor de 5 litros a 2000 K y una constante de 4×10^{-4}

18.- Predecir el sentido de la reacción y calcular el por ciento de conversión de N_2O_4 en fase gaseosa, si se disocia en NO_2 a 25 °C, si se colocan 15.6 g de N_2O_4 en un reactor de 5 litros. La constante de equilibrio es 5.88×10^{-3} .



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	139/187

19.- Calcular el por ciento de conversión del COBr que se disocia en CO y Br₂ en fase gaseosa, según la ecuación $\text{COBr} \leftrightarrow \text{CO} + \text{Br}_2$, cuando se colocan en un reactor de 2 litros, 0.5 mol de COBr a 73 °C. La constante de equilibrio es 0.190.

10. PRODUCTO DE SOLUBILIDAD.

Dentro del equilibrio heterogéneo se tiene aquel en el cual las sales poco solubles en agua "pura", se encuentran en equilibrio con los iones que lo forman.

Se dice que un compuesto es poco soluble cuando su solubilidad es menor o igual a 10^{-2} mol/L, escasamente soluble 10^{-3} mol/L y muy poco soluble si la solubilidad es menor o igual a 10^{-5} mol/L (Aráneo, 1981; Vogel, 1979).

Al colocar una pequeña cantidad de Cromato de Plomo (II) en un litro de agua destilada, se disolverá una cierta cantidad y se establecerá el equilibrio heterogéneo entre el sólido y sus iones: $\text{PbCrO}_{4(s)} \rightarrow \text{Pb}^{+2}_{(ac)} + \text{CrO}_4^{=}_{(ac)}$

Cuando el Cromato de Plomo (II) se ha disuelto lo más posible a una cierta temperatura, se satura la disolución. Experimentalmente se comprueba que la concentración de los iones Plomo (II) y Cromato son cada una de 1.41×10^{-8} mol/litro a 25 °C.

En estos casos, el equilibrio se logra cuando la velocidad de disolución de los iones de la sal, iguala la velocidad de precipitación (formación del sólido) de los iones en la disolución saturada a temperatura constante.

El grado en que una sal poco soluble se disuelve, puede expresarse en términos de una constante (por tratarse de un equilibrio) para el proceso de disolución. Tal expresión se llama constante del producto de solubilidad o Kps (p de product y s de solubility)

La Kps para cualquier sal poco soluble, está definida por el producto de los iones que la forman, como se verá a continuación.

Sea el compuesto general J_rR_m en equilibrio con sus iones: $\text{J}_r\text{R}_m \leftrightarrow \text{J}^{m+} + \text{R}^{r-}$

$K_c = \frac{[\text{J}^{m+}][\text{R}^{r-}]}{[\text{J}_r\text{R}_m]}$ como J_rR_m una vez disuelto permanece constante, pasa a formar parte de la K_c , entonces $K_c [\text{J}_r\text{R}_m] = [\text{J}^{m+}][\text{R}^{r-}]$ finalmente:

$$K_{ps} = [\text{J}^{m+}][\text{R}^{r-}]$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	140/187

La constante del producto de solubilidad a temperatura constante y en ausencia de concentraciones grandes de otros iones, es igual al producto de las concentraciones molar de los iones, cada una elevada al exponente que corresponde a su coeficiente estequiométrico en la ecuación balanceada de equilibrio heterogéneo. Ejemplos de algunos valores a 25 °C.

Sal	Kps
CaCO ₃	3.4 x 10 ⁻⁹
Fe(OH) ₃	2.5 x 10 ⁻³⁹
CaF ₂	5.3 x 10 ⁻¹¹
AgI	8.3 x 10 ⁻¹⁷
Ni(OH) ₂	1 x 10 ⁻¹⁵
MnS	7.1 x 10 ⁻¹⁶
SrSO ₄	3.2 x 10 ⁻⁷
AlPO ₄	6.3 x 10 ⁻¹⁹

Los valores de Kps se calculan a partir de datos de solubilidad obtenidos por algún método, como conductividad eléctrica, celdas químicas, trazadores radiactivos, por evaporación simple, turbidimetría, nefelometría, ultramicroscopia y colorimetría, entre otros (Nordman, 1972).

11. EJERCICIOS RESUELTOS.

En adelante por simplificación, no se empleará (s) y (ac).

1. Calcular la constante del producto de solubilidad a 25 °C, cuando en una disolución saturada de hidróxido de magnesio, la concentración de sus iones en la disolución son 1.7x10⁻¹ mol/L de Mg(II) y 3.4 x 10⁻⁴ mol/L de iones hidroxilo.

Solución.

La ecuación del equilibrio químico es $\text{Mg(OH)}_2 \leftrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$ expresión de la constante es $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$

Como se conoce la concentración molar de los iones en el equilibrio, se sustituyen en la expresión de equilibrio, lo que da por resultado

$$K_{ps} = [1.7 \times 10^{-1}] [3.4 \times 10^{-4}]^2$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	141/187

$$K_{ps} = 1.96 \times 10^{-11}$$

2. Calcular K_{ps} del NiCO_3 si se disuelven 3.74×10^{-4} mol en un litro de agua a 25 °C

Solución.

Como la solubilidad es molar, se escribe el equilibrio y su expresión.



$$K_{ps} = [\text{Ni}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Por cada molécula de carbonato de níquel, se origina una del ion níquel y otra del ion carbonato, entonces se sustituyen los valores de solubilidad molar y se realiza el cálculo.

$$K_{ps} = [3.74 \times 10^{-4}] [3.74 \times 10^{-4}] = 1.4 \times 10^{-7}$$

- 3.- Calcular la K_{ps} del Ag_2CO_3 si a 25 °C la solubilidad es de 3.2×10^{-3} g/100 ml.

Solución:

Como la concentración de los iones (o parte disuelta del sólido) en el equilibrio debe ser molar, primero se calcula ésta.

$$S = 3.2 \times 10^{-3} \frac{\text{g}}{100\text{mL}} \times \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} \times \frac{1\text{mol}}{274\text{g}} = 1.168 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Ahora se escribe la ecuación de equilibrio. $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

Puesto que cada molécula de carbonato de plata al disolverse origina dos iones plata y un ion carbonato, la expresión de la constante es $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}]$

Como la solubilidad del compuesto es 1.168×10^{-4} mol/L, significa que la concentración de cada ion es la misma. Al sustituir en la expresión de la constante se obtiene su valor.

$$K_{ps} = [2(1.168 \times 10^{-4})]^2 [1.168 \times 10^{-4}]$$

$$K_{ps} = 6.37 \times 10^{-12}$$

4. Calcular K_{ps} del SrSO_4 a 25 °C, si se disuelven 0.2142 g en dos litros de agua.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



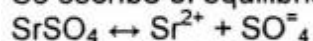
Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	142/187

Solución:

Primero se calcula la solubilidad molar, puesto que la masa del compuesto está en 2 litros de agua. Cada molécula de sal, origina una de cada ion.

$$0.2142 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{183.62 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ L}}{2 \text{ L}} = 5.8326 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Se escribe el equilibrio y su expresión.



$$K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$K_{ps} = [5.8326 \times 10^{-4}][5.8326 \times 10^{-4}]$$

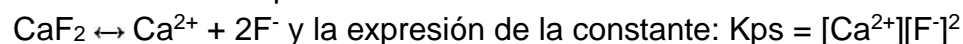
5. Calcular el valor de Kps para el fluoruro de calcio, si la concentración del ion calcio es $9.6 \times 10^{-3} \text{ g/L}$.

Solución:

En este caso primero se pasa de g/L a mol/L para tener la concentración molar del ion calcio. Luego con base en la estequiometria de la ecuación de equilibrio, se calcula la concentración del otro ion y finalmente se sustituyen los datos en la expresión de Kps.

$$[\text{Ca}^{2+}] = 9.6 \times 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 2.4 \times 10^{-4} \text{ mol/L o M}$$

La ecuación del equilibrio



Al disolverse el fluoruro de calcio, origina un mol ion de calcio y dos mol ion de fluoruro:

Por tanto, la concentración del ion flúor será el doble de la del ion calcio: $[\text{Ca}^{2+}] = 2[\text{F}^-]$

$$[\text{F}^-] = 2(2.4 \times 10^{-4})$$

$$[\text{F}^-] = 4.8 \times 10^{-4}$$

$$K_{ps} = [2.4 \times 10^{-4}][4.8 \times 10^{-4}]^2$$

$$K_{ps} = 5.5 \times 10^{-11}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	143/187

12. APLICACIONES DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD.

El principio del producto de solubilidad tiene tres aplicaciones importantes en la química analítica: a) calcular la solubilidad de una sal a partir de K_{ps} , o la concentración de los iones en una disolución saturada, b) predecir las condiciones bajo las cuales se puede formar un precipitado y c) predecir las condiciones en las cuales una sal poco soluble aumente su insolubilidad o se pueda disolver más. Estas aplicaciones se ilustrarán en los siguientes apartados.

12.1 K_{ps} Y SOLUBILIDAD.

La solubilidad de una sal en agua, es un proceso fisicoquímico en el que se puede generar energía al hidratarse los iones. Esta energía sirve para romper las fuerzas interiónicas de los cristales que forman la sal. Cuando la energía de hidratación es mayor que la energía de la red cristalina, se disuelve la sal. Caso contrario, la solubilidad es poca. El proceso de disolución es reversible, por un lado, los iones de la sal se incorporan a la disolución y por otro, en el punto de saturación, se precipitan los iones sobre la sal sin disolver.

Aunque K_{ps} se refiere a sales poco solubles, sus valores no expresan directamente la solubilidad. Ciertamente los valores de K_{ps} pueden dar una idea sobre la solubilidad de las sales; pero para saber cuál es esa solubilidad, se debe calcular.

Como K_{ps} está íntimamente relacionada con la solubilidad, no se debe confundir con ella. La solubilidad de un compuesto, es la cantidad máxima que se puede disolver en cierto volumen de agua, formando una disolución saturada. Se puede expresar en g/100 ml y también en mol/L. En cambio, el producto de solubilidad es una constante, que se refiere a una disolución acuosa diluida; pero saturada de una sal ligeramente soluble a una temperatura fija.

Como ya se indicó antes, los valores de K_{ps} dan una idea de la solubilidad de las sales. Así un valor pequeño ($\text{AgBr } K_{ps} = 5.4 \times 10^{-13}$), significa escasa solubilidad y un valor grande, mayor solubilidad. ($\text{Ca(OH)}_2 \ 5.5 \times 10^{-5}$).

Ejercicio.

Explicar cuál es el más soluble y cuál el menos soluble K_{ps} : $\text{CaCO}_3 \ 3.4 \times 10^{-9}$; $\text{AgSO}_4 \ 1.3 \times 10^{-5}$; $\text{PbS} \ 7 \times 10^{-29}$; $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \ 6 \times 10^{-39}$; $\text{Co(OH)}_3 \ 2.5 \times 10^{-43}$.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	144/187

Se puede calcular la solubilidad de una sal, conociendo el valor de Kps y viceversa. Es importante destacar que las solubilidades de algunas sales son ligeramente superiores a las calculadas a partir del valor de Kps, debido entre otras causas a equilibrios secundarios, como el originado por la hidrólisis que provoca la disminución de la concentración de los iones que reaccionan con el agua, o el efecto salino que hace que aumente la solubilidad.

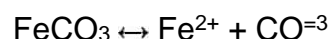
12.1.1 EJERCICIOS RESUELTOS.

1. Calcular la solubilidad molar del FeCO_3 , si a 25°C tiene una constante de producto de solubilidad de 3.1×10^{-11} .

Solución:

Como se da la solubilidad molar, basta escribir el equilibrio, su expresión y sustituir los datos.

Sea S la solubilidad.



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = S^2$$

$$S = \sqrt{K_{ps}}$$

$$S = \sqrt{3.1 \times 10^{-11}}$$

$$S = 5.5677 \times 10^{-6} \text{ M}$$

2. Calcular la solubilidad en g/100 mL del CaF_2 , si a 25°C su Kps es 3.9×10^{-11}

Solución:

Como Kps está en mol/L, primero se calcula la solubilidad molar y luego en g/100 mL. $\text{CaF}_2 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^-$

$$S \quad 2S$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	145/187

$$K_{ps} =$$

$$[Ca^{2+}] [F^-]^2$$

$$K_{ps} = [S] [2S]^2$$

$$K_{ps} = 4S^3$$

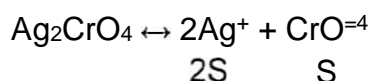
$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3.9 \times 10^{-11}}{4}}$$

3.- Predecir cuál sal, Cromato de plata o yoduro de cobre (I), es más soluble en g/100mL a 25 °C, si ambos tienen el mismo K_{ps} (1.1×10^{-12})

Solución:

Se calcula la solubilidad en g/100 mL para cada sal y luego se compara.

Para el Cromato de plata.



$$K_{ps} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{=4}]$$

$$K_{ps} = [2S]^2 [S] = 4S$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} \quad S = \sqrt[3]{\frac{1.1 \times 10^{-12}}{4}}$$

$S = 6.5029 \times 10^{-5}$ M. Esta concentración se transforma a g/100 mL.

$$S = 6.5029 \times 10^{-5} \frac{mol}{L} \times \frac{1L}{1000mL} \times 100mL \times \frac{331g}{1mol}$$

$$S_1 = 2.1576 \times 10^{-3} \text{ g/100 mL}$$

Para el Cul se sigue el mismo procedimiento.

Ecuación de equilibrio: $CuI \leftrightarrow Cu^+$

+ I^-

Sea s la solubilidad

Expresión de la constante: $K_{ps} = [Cu^+] [I^-]$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	146/187

$$\begin{aligned}\text{Sustitución: } K_{ps} &= [S][S] = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_{ps}} \\ S &= \sqrt{1.1 \times 10^{-12}} \\ S &= 1.0488 \times 10^{-6} \text{ M} \\ S &= 1.0488 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times 100 \text{ mL} \times \frac{190.5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \\ S_2 &= 1.9979 \times 10^{-5} \text{ g/100 mL.}\end{aligned}$$

Se comparan las solubilidades y se infiere quien es el más soluble. En este caso $S_1 > S_2$ por lo que el Cromato de plata es más soluble.

12.2 Kps Y PRECIPITACIÓN.

La precipitación es un proceso químico para formar un precipitado (sólido poco soluble). Un precipitado es la formación de un sólido el seno de una disolución saturada. Al estar el precipitado en el medio de reacción, se establece un equilibrio heterogéneo entre el precipitado y sus iones, por efecto de la poca solubilidad del compuesto.

Para saber si una cierta mezcla de reactivos formará un precipitado cuando se conocen sus concentraciones, qué concentraciones de los iones son las requeridas para que se inicie la precipitación o qué concentración de iones es necesaria para que se inicie la precipitación, se debe calcular el producto iónico, PI, y compararlo con el valor de Kps.

El PI es semejante al Kps; pero difiere en que la concentración de los iones puede ser cualquiera.

El PI, es el producto de la concentración de los iones, elevada a sus respectivos coeficientes estequiométricos, según la ecuación de equilibrio.

Al hacer la comparación entre el valor del PI con el valor de Kps se pueden presentar tres

casos:

1. Si $PI = Kps$, la disolución está saturada, la concentración iónica ha alcanzado su valor de equilibrio y aparentemente no hay reacción.
2. Si $PI > Kps$, habrá precipitación, pero hasta que $PI = Kps$, porque la disolución está momentáneamente sobresaturada.
3. Si $PI < Kps$, no hay precipitación porque la disolución está insaturada, si ya había algo de precipitado se disuelve, hasta que $PI = Kps$.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	147/187

12.2.1 EJERCICIOS RESUELTOS.

1. Predecir si precipitará sulfato de bario, al mezclar una disolución del ion bario 1×10^{-8} M, con otra del ion sulfato 1×10^{-3} M. La K_{ps} es 1×10^{-10}

Solución:

Como la concentración de los iones es molar, se escribe el equilibrio y luego se calcula el PI.

Ecuación de equilibrio: $\text{BaSO}_4 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

$$\text{PI} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$\text{PI} = (1 \times 10^{-8}) (1 \times 10^{-3})$$

$$\text{PI} = 1 \times 10^{-11}$$

Como $\text{PI} < K_{ps}$ es decir $1 \times 10^{-11} < 1 \times 10^{-10}$.

Se concluye que no habrá precipitación, pues la concentración de los iones es menor a la requerida para que se forme el precipitado.

2. Calcular la concentración del ion cloruro que se requiere para que precipite AgCl a temperatura ambiente (25 °C), de una disolución que tiene una concentración de 5×10^{-4} mol/L del ion plata. K_{ps} 1.2×10^{-10} a 25 °C.

Solución:

Como se conoce la concentración molar del ion plata y K_{ps} , se escribe la expresión de K_{ps} y se despeja de ella la concentración del otro ion.

Ecuación de equilibrio: $\text{AgCl} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{Cl}^-] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ag}^+]} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{1.2 \times 10^{-10}}{5 \times 10^{-4}}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2.4 \times 10^{-7} \text{ M}$$

3. Precipitará AgCl, cuando se mezclen 10 mL de nitrato de plata 0.01M con 10 mL de cloruro de sodio 1×10^{-4} M. K_{ps} 1.7×10^{-10} .



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	148/187

Solución:

El volumen total de la mezcla de reactivos es de 20 mL, lo cual significa que la concentración de ambas disoluciones se diluye a la mitad, por lo que se calcularán primero la nueva concentración.

$$[Ag^+] = \frac{0.01 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times 10 \text{ mL} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[Ag^+] = \frac{1 \times 10^{-4}}{20 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 5 \times 10^{-3}$$

$$[Ag^+] = 5 \times 10^{-3} \text{ M.}$$

Por un proceso semejante se calcula la concentración del ion cloruro.

$$[Cl] = 5 \times 10^{-5} \text{ M.}$$

La ecuación del equilibrio heterogéneo es $AgCl \leftrightarrow Ag^+ + Cl^-$

En el producto iónico se sustituyen los valores de las concentraciones.

$$PI = [Ag^+] [Cl^-]$$

$$PI = (5 \times 10^{-3}) (5 \times 10^{-5})$$

$$PI = 2.5 \times 10^{-7} \text{ (Kps} = 1.7 \times 10^{-10})$$

Como $PI > Kps$ si se formará el precipitado de cloruro de plata.

4.- Calcular la concentración mínima de iones oxhidrilo que se necesitan para precipitar hidróxido férrico de una disolución de cloruro férrico 0.1 M.

Solución:

Como se conoce el valor de Kps y la concentración de Fe(III), de la expresión de Kps, se despeja la concentración de iones oxhidrilo.

Ecuación de equilibrio: $Fe(OH)_3 \leftrightarrow Fe^{3+} + OH^-$

$$\text{Expresión de la constante: } Kps = [Fe^{3+}] [OH^-]^3 \quad 1.1 \times 10^{-36} = [Fe^{3+}] [OH^-]^3$$

Sea x la concentración de iones oxhidrilo, se sustituye en la expresión de la constante y se despeja:

$$1 \times 10^{-36} = [Fe^{3+}] [OH^-]^3 \text{ entonces } 1 \times 10^{-36} = [Fe^{3+}] [OH^-]^3$$

$$1 \times 10^{-36} = [0.1][x]^3$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	149/187

$x = 2.2 \times 10^{-12}$ y $[\text{OH}^-] = 2.2 \times 10^{-12}$ que es la concentración mínima para que precipite el $\text{Fe}(\text{OH})_3$

12.3 PRECIPITACIÓN CUANTITATIVA.

Es aquella en la cual queda en la disolución menos del 0.1 % del ion sin precipitar. Esto significa que precipita el 99.9 % del compuesto requerido.

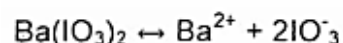
Ejemplo.

Calcular la concentración final del ion IO_3^- , necesaria para que el ion Ba^{2+} precipite cuantitativamente como $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$, de una disolución 0.1 M del ion bario (II).

Solución.

Como la concentración del ion bario debe disminuir hasta el 0.1 % de su valor inicial, la concentración final será:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{0.1}{100}(0.1) = 1 \times 10^{-4}$$



$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

$$1.5 \times 10^{-9} = (1 \times 10^{-4}) [\text{IO}_3^-]^2$$

$$[\text{IO}_3^-]^2 = 1.5 \times 10^{-5}$$

$$[\text{IO}_3^-] = 3.87 \times 10^{-3}$$

13. EFECTO DEL ION COMÚN.

El efecto de un exceso de alguno de los iones que forman una sal poco soluble o un precipitado que es proporcionado por otra fuente, provoca que la solubilidad de la sal o el precipitado disminuya. Tal efecto se llama efecto del ion común y se comprende cualitativamente por el principio de Le Chatelier.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	150/187

Cuando una sal poco soluble o un precipitado está en equilibrio con sus iones en una disolución saturada a una temperatura fija, se le agrega un ion común, la concentración de alguno de los iones en aumentará por lo que el equilibrio se altera y para restablecerlo parte del otro ion reaccionará con el exceso del ion común y el equilibrio se desplazará hacia el sólido (sal o precipitado). Esto se traduce como la disminución de la solubilidad, puesto que se forma más precipitado.

Este hecho se aplica en la precipitación de algún compuesto, por lo que se acostumbra agregar un ligero exceso del reactivo precipitante, con lo que se logra una precipitación más cuantitativa. También el efecto se aplica en el lavado de un precipitado, haciendo que el líquido de lavado contenga un ion común, para evitar que el precipitado se disuelva.

Cuantitativamente también se puede apreciar el efecto del ion común, lo que se ejemplificará a continuación.

1.- Calcular la solubilidad molar del sulfato de bario en una disolución 0.1 molar de sulfato de sodio. Solución.

En el equilibrio se tienen iones sulfato y al agregar más de estos iones a través del sulfato de sodio, se incrementará su concentración. Con este dato se calcula la solubilidad y se compara con la solubilidad en agua sin ion común.

Ecuación de equilibrio: $\text{BaSO}_4 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

Expresión de la constante: $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$

Concentración del ion sulfato.

Como en el equilibrio se tiene cierta concentración del ion sulfato, a ésta se le agrega la proveniente del ion común que proviene de una disolución 0.1 molar, lo que significa que la concentración del ion sulfato es 0.1 molar, puesto que la sal es totalmente soluble.

$[\text{SO}_4^{2-}] = 0.1 + x$

en donde x es la nueva solubilidad.

$[\text{Ba}^{2+}] = x$

$K_{ps} = [x] [0.1 + x]$

$1.1 \times 10^{-10} = [x] [0.1 + x] = 0.1x + x^2$ entonces:

$x^2 + 0.1x - 1.1 \times 10^{-10} = 0$ es una ecuación cuadrática y al resolver se tiene: $x = 1.1 \times 10^{-9}$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	151/187

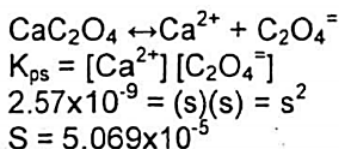
Esta solubilidad se compara con la que tiene en agua y se concluye que es más baja.

2.- Predecir, cuánto precipitado se formará de más, si se tiene una disolución saturada de oxalato de calcio, y se le agrega un exceso de iones oxalato 0.02 M.

Solución.

Se calcula la solubilidad molar del oxalato de calcio a partir de su Kps.

A partir de la ecuación de equilibrio químico se tiene lo siguiente;



La solubilidad significa que en la disolución saturada, existen 5.069×10^{-5} moles por litro de cada uno de los iones, de acuerdo a la estequiometría de la ecuación de equilibrio.

Pero a esa disolución se le agrega un exceso de iones oxalato (ion común), necesariamente la concentración de los iones calcio disminuirá, de acuerdo al principio de Le Chatelier, y se formará más precipitado de oxalato de calcio, de acuerdo al siguiente cálculo.

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

Como la concentración de los iones oxalato es 0.02 M, se tiene:

$$\begin{aligned}2.57 \times 10^{-9} &= [\text{Ca}^{2+}](0.02) \\ [\text{Ca}^{2+}] &= 1.285 \times 10^{-7}\end{aligned}$$

Se puede observar que la concentración del ion calcio disminuye de 5.069×10^{-5} a 1.285×10^{-7} M, lo que significa que la diferencia representa a la cantidad de precipitado que se forma de más, es decir 5.05615×10^{-5} .

El efecto del ion común en ocasiones se emplea para evitar que se forme un precipitado. Por ejemplo, si una disolución contiene iones magnesio en presencia de una base débil como amoníaco acuoso (disolución de hidróxido de amonio), se puede formar hidróxido de magnesio. Para evitar la formación del precipitado es necesario que la concentración de iones hidróxido se mantenga tan baja para que no rebase el valor de Kps• del



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	152/187

hidróxido de magnesio. Lo cual se logra si a la disolución se le agrega cloruro de amonio. El ion común es el amonio y por el principio de Le Chatelier en el equilibrio:

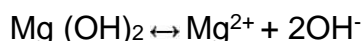


Al aumentar la concentración del ion amonio, se desplazará hacia la izquierda, por lo que la concentración del ion hidróxido disminuirá de tal manera que se mantenga tan baja como para que no precipite el hidróxido de magnesio. Ejemplo numérico. .

Se tiene una disolución que es 0.05 M en iones magnesio y 0.05 M en hidróxido de amonio (amoníaco acuoso). Calcular la concentración del cloruro de amonio que se necesita para evitar que precipite hidróxido de magnesio.

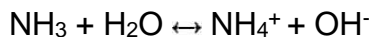
Solución:

Se consulta la Kps del hidróxido de magnesio y la constante de equilibrio del amoníaco acuoso. Primero se calcula la concentración de iones hidróxido a partir de la Kps del hidróxido de magnesio. Luego con este dato se calcula la concentración del ion amonio a partir de la constante de equilibrio del amoníaco acuoso.



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 \quad 8.9 \times 10^{-12} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

$[\text{OH}^-] = 1.3 \times 10^{-5} \text{ M}$. Esta es la máxima concentración del ion hidróxido en equilibrio. Si se rebasa precipitará el hidróxido de magnesio. En cambio, si se mantiene debajo de ella no precipitará, porque no se rebasa el valor de Kps. Ahora se calcula la concentración del cloruro de amonio.



$$K_{eq} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = 6.9 \times 10^{-2} \text{ M}$$

La concentración del cloruro de amonio no debe ser mayor a $6.9 \times 10^{-2} \text{ M}$, con lo que se evita que precipite el $\text{Mg}(\text{OH})_2$.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	153/187

El que, el efecto del ion común también sirva para evitar la precipitación de algunos compuestos, se aplica en química analítica para separar de una mezcla de cationes, algunos iones. Así algunos iones quedarán en la disolución, mientras que otros si precipitarán. Para ampliar este tema se recomienda consultar libros de análisis químico cualitativo.

Por último, se tiene otro caso en el que un exceso de ion común puede hacer que un precipitado se disuelva, por formarse otro compuesto, tal como sucede con el hidróxido de aluminio, que en exceso de hidróxido de sodio forma un compuesto complejo soluble:
 $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- \leftrightarrow [\text{Al(OH)}_4]^-$ (ion aluminato).



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	154/187

14. EJERCICIOS PARA RESOLVER.

- 1.- Calcular Kps del sulfuro de plata, si por análisis se encuentra que una disolución en equilibrio contiene 6.3×10^{-18} mol/L del ion sulfuro y 6.74×10^{-16} g/500 mL.
- 2.- Calcular Kps de hidróxido ferroso, si el pH de una disolución saturada de este compuesto es 9.3
- 3.- Calcular Kps del arseniato de bario, si su solubilidad a 25°C en agua destilada es 2.56×10^{-8} g/L.
- 4.- Calcular Kps del cromato de bario, si su solubilidad a 25°C es de 1.4×10^{-5} milimol/mL.
- 5.- Calcular la concentración de iones plata en mol/litro, que se requieren para que inicie la precipitación de cloruro de plata en una disolución que contiene 1.0×10^{-4} mol de iones cloruro en un litro de disolución.
- 6.- Calcular la concentración molar de iones hidróxido, necesarios para que precipite el hidróxido férrico de una disolución que contiene 5.584×10^{-5} g/medio litro de iones hierro (III).
- 7.- Calcular la solubilidad molar de fosfato de calcio, cuando éste es precipitado de una disolución a la cual se le agregó un exceso de fosfato 1.0×10^{-3} M.
- 8.- Predecir si se formará precipitado, cuando se mezclan 5×10^{-5} mol de sulfato ferroso, con 1×10^{-5} mol de hidróxido de bario, en un litro de agua.
- 9.- Predecir si precipitará cromato de plata, cuando 1.0 mg de cromato de sodio es agregado a 200 mL de una disolución 2×10^{-3} M de nitrato de plata.
- 10.- Calcular el volumen en litros de cloruro de magnesio 0.01F, requerido para disolver la misma cantidad de yoduro mercurioso en un litro de agua pura.
- 11.- Calcular la concentración de ion yoduro en una disolución, obtenida cuando se mezclan y agitan 0.1 F de yoduro de potasio con un exceso de cloruro de plata.
- 12.- Se prepara una mezcla de disolución que es 0.30 M en protones, 0.050 M en iones plomo (II) y 0.050 M en iones hierro (II). Se satura con ácido sulfhídrico (H_2S). Se pregunta si precipitará sulfuro plumboso y/o sulfuro ferroso. Emplear cálculos. R. solamente precipitará el PbS

$K_{ps} PbS = 7 \times 10^{-29}$, $K_{ps} FeS = 4 \times 10^{-19}$, $H_2S K_{eq} = 1.1 \times 10^{-22}$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	155/187

13.- Se quiere evitar la precipitación del sulfuro de níquel, cuando su disolución está saturada con ácido sulfhídrico. Cuál será la concentración de protones de una disolución acuosa que es 0.050 M en níquel (II).

R. $[H^+]$ debe ser mayor que 0.04 M $K_{ps} NiS$ es 3×10^{-21} .

14.- Calcular la concentración del ion cadmio (II) que permanece en disolución, después de precipitar CdS, si una disolución es 0.050 M en iones Cd^{2+} y 0.01 M en protones, después de saturarla con ácido sulfhídrico.

R. 3.6×10^{-8} M.

$K_{ps} CdS = 1 \times 10^{-28}$ y $K_{eq} H_2S = 1 \times 10^{-22}$

15.- Se coloca cloruro de plata sólido en un litro de disolución de cloruro de sodio 0.55 M. Explicar que sucederá y cuántos g/L se disolverán del cloruro de plata. R. 4.7×10^{-8} g/L.

16.- Calcular la solubilidad molar del cromato de plata a 25 °C en presencia de una disolución de cromato de potasio 0.0050 M. R. 7.4×10^{-6} M.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	156/187

EXPERIMENTO 4

EQUILIBRIO IÓNICO

“DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO DEL ÁCIDO ACÉTICO”

OBJETIVO

EL ALUMNO:

1. Determinará experimentalmente la constante de equilibrio de la ionización del ácido acético, titulando con solución valorada de las soluciones de 0.1 a 0.001 molar de ácido determinando la concentración de H^+ libres.
2. Valoración Potenciométrica
3. Definirá con sus propias palabras el significado físico del valor de la constante de acidez (menor que 1) del ácido acético.
4. Demostrará la manera objetiva que, a diferentes concentraciones, varía el pH y la concentración de H^+ libres, así como el desplazamiento del equilibrio, pero la constante no sufre cambios significativos.
5. Realizará un análisis de datos por un método matemático

ACTIVIDADES.

EL ALUMNO:

1. Realizará una revisión bibliográfica para obtener información acerca de:
 - 1.1. Generalidades del equilibrio químico.
 - 1.2. Concepto de acidez (BRONSTED-LOWRY). Ácidos fuertes y débiles.
 - 1.3. Valores numéricos de la constante de acidez del ácido acético a diferentes temperaturas.
 - 1.4. Uso del potenciómetro para determinar la concentración de H^+ .
 - 1.5. Determinación de la concentración total de ácido acético en cada una de las soluciones....
 - 1.6. Propiedades físicas, químicas y tóxicas (precauciones) para manipular correctamente, las sustancias que se utilicen en el experimento.

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



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	157/187

2. Planteará lo siguiente.

2.1 La ecuación de ionización del ácido acético.

2.2 La expresión matemática para la constante de equilibrio de dicha ecuación.

2.3 Realizará cálculos para preparar soluciones, 0.1 a 0.001 molar de ácido acético a partir de una disolución madre.

2.4 Elaborará un plan de trabajo guiado por el método experimental, integrando la información de los puntos 1 y 2.

2.5 Realizará la práctica una vez aprobada el plan de trabajo..

2.6 Elaborará el informe de la práctica realizada.

2.7 Realizará una discusión de resultados y entregará el informe correspondiente

BIBLIOGRAFÍA.

1. G. H. Ayres. Análisis químico cuantitativo. Ed. Harla, N. Y. 66-75y 304-10, 1968.
2. H. A. Flaschka, et. al. Química analítica cuantitativa, Vol. 2, Ed. CECSA México, 14041, 1982.
3. E. Grunwald & L. J. Kerschenbaum. Introducción al análisis químico cuantitativo. Ed. Prentice Hall Inc. N. Y. U. S. A 148-9, 1972.
4. E. J. Moore. Physical chemistry. 4th Ed. Prentice Hall Inc. N. Y. 280-4, 1972.
5. D. A. Skoog, D. N. West. Fundamentos de química analítica. Ed. Reverte. S. A., Barcelona. 332-35. 1981.
6. "The merk index", 8a. Stecher, P. 6, Merk Co. Ing. Rahway, N. Y., U. S. A., 152, 1968.
7. A. I. Vogel. Química analítica cuantitativa. Ed. Kapelusz. S. A. Buenos Aires, 336-7, 1960.
8. Videocasete, USO DEL POTENCIOMETRO, ENEP ZARAGOZA, México, 1978.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	158/187

Responsable del experimento:

Quim. Imelda Velásquez Montes.

Revisado por:

Departamento de Desarrollo Curricular.

Unidad de Evaluación y Desarrollo Curricular

EXPERIMENTO 5

“EQUILIBRIO HETEROGÉNEO”

OBJETIVO

EL ALUMNO:

Determinará experimentalmente la constante del producto de solubilidad del hidróxido de calcio a temperatura constante, empleando una disolución saturada de hidróxido de calcio y efectuando una titulación con ácido clorhídrico 0.05 M.

ACTIVIDADES

EL ALUMNO:

1. Realizará una revisión bibliográfica acerca de:
 - 1.1. Propiedades físicas (solubilidad y estabilidad ante el medio ambiente) y tóxicas (precauciones para manipular correctamente) las sustancias empleadas en el experimento.
 - 1.2. Titulación de una base fuerte con un ácido fuerte.
2. Elaborará un plan de trabajo basado en el método experimental.
3. Realizará los cálculos pertinentes, considerando;
 - 3.1. El dato de la titulación.
 - 3.2. La expresión de Kps.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	159/187

- 3.3. La estequiometría de la reacción.
- 3.4. El valor teórico del Kps.
- 3.5. El error porcentual del Kps.
4. Realizará la práctica una vez aprobada el plan de trabajo. .
5. Elaborará el informe de la práctica realizada.
6. Realizará una discusión de resultados y entregará el informe correspondiente.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	160/187

ING. QUIM. ENRIQUE GIL FLORES

EXPERIMENTO 6 “ANÁLISIS DE CATIONES”

OBJETIVO.

EL ALUMNO

Separará e identificará a los cationes del cuarto grupo.

ACTIVIDADES.

EL ALUMNO:

1. Investigará en la literatura química para análisis cualitativo:
 - 1.1. Fundamentos analíticos de la separación del cuarto grupo.
 - 1.2. Planteamiento de las reacciones en el análisis .
2. Presentará por escrito al profesor un plan de trabajo que especifique cómo separar e identificar dichos cationes.
3. Realizará la práctica una vez aprobado el plan de trabajo
4. Elaborará el informe de la práctica realizada
5. Realizará una discusión de resultados y entregará el informe correspondiente

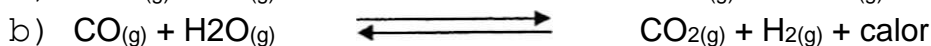
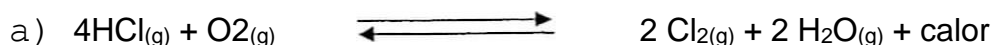


Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	161/187

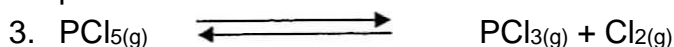
16. PROBLEMARIO GENERAL

Resolver los siguientes problemas y discutirlos con el profesor.

1. A partir del principio de Le Chatelier prediga el efecto del aumento de temperatura y de la presión, para cada uno de los siguientes equilibrios.



2. Escribanse las expresiones para las constantes de equilibrio de las ecuaciones del problema 1.



Explique el efecto sobre el equilibrio anterior de:

- Un aumento de temperatura.
- Un aumento de presión.
- Una concentración más elevada de Cl_2
- Una concentración más elevada de PCl_5
- La presencia de un catalizador.

4. En un recipiente, cuya capacidad es de 1 litro, se efectúa la siguiente reacción



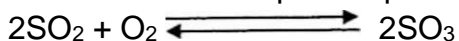
Una vez que alcanzó el equilibrio produjo 0.6 moles de SO_3 , 0.2 moles SO_2 y 0.3 moles de O_2 . Calcule la constante de equilibrio.

R = 30 l/mol.

5. Una mezcla en equilibrio $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, contiene 1.5 moles de CO , 1 mol de Cl_2 y 4 moles de COCl_2 en un recipiente de reacción de 5 litros. Calcule la constante de equilibrio.

R = 13.3 l/mol.

6. La constante de equilibrio para la reacción





SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	162/187

Es de 4.5 l/mol a 600 °C. Se coloca una cantidad de SO_3 en un recipiente de litro a 600 °C. Cuando el sistema alcanzó el equilibrio se encontraron 2 moles de O_2 gaseoso. ¿Cuántos moles de SO_3 se colocaron inicialmente?

R = 16 moles

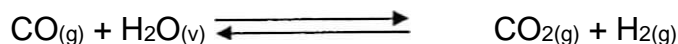
7. Se tiene la siguiente reacción en equilibrio químico a una temperatura de 1000K.



Las concentraciones del nitrógeno, hidrógeno y amoníaco en el equilibrio son 1.03, 1.62 y 0.102 moles/litro. Calcular la constante de equilibrio cuando se emplean moles/litro y cuando se emplean unidades de presión.

R = 3.37×10^{-3} y 3.52×10^{-7}

8. La constante de equilibrio para la reacción



Tiene un valor de 4.0, a una determinada temperatura. En el equilibrio y la misma temperatura 1000 K, se tienen 0.60 moles de CO, 0.20 de vapor de agua y 0.50 moles de dióxido de carbono en un volumen de 1 litro. Calcular el número de moles de H_2 en el equilibrio.

R = 0.96 moles.

9. A continuación, se dan las solubilidades de algunas sales:

Ag_2CO_3	3.2×10^{-3} g/100ml
$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	7.86×10^{-10} moles/l
$\text{Ag}_3(\text{PO}_4)$	1.6×10^{-5} moles/l
Hg_2I_2	1.47×10^{-7} g/l

Calcular la Kps de cada una de ellas.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	163/187

10. A continuación se dan los valores de la Kps a 20 °C.



Calcular la solubilidad a 20 °C y expresarla en moles/l y g/l.

11. La Kps del fluoruro de plomo es 3.2×10^{-8} . Calcular la concentración de iones plomo (II) y iones fluoruro en la solución saturada.

$$R = [\text{Pb}^{+2}] = 2.0 \times 10^{-3}; [\text{F}^-] = 4.0 \times 10^{-3}$$

12. Calcular la concentración del ión sulfuro que se requiere para precipitar sulfuro de plomo y sulfuro de bismuto de una solución que contiene 1×10^{-5} g-ión de ión metálico por litro de solución, sabiendo que la constante del producto de solubilidad para el primero es 4.2×10^{-28} y para el segundo 1.5×10^{-72} a temperatura ambiente.

$$R = 2 \times 10^{-23} \text{ y } 2.5 \times 10^{-21}$$

13. Una solución es preparada disolviendo 0.01 moles de KBr y 0.01 moles de K_2CrO_4 en suficiente agua destilada para completar un volumen de un litro. Una solución diluida de AgNO_3 es adicionada gota a gota hasta que se forma un precipitado. Se pregunta si el precipitado es AgBr o Ag_2CrO_4 (justificar la respuesta) R = el precipitado es AgBr

14.- ¿Precipitará el Ag_3PO_4 cuando se mezclan 20ml de AgNO_3 2×10^{-5} M. con 30 ml de Na_3PO_4 5×10^{-4} M? (justificar la respuesta por medio de cálculos).

$$R = \text{NO}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	164/187

EJERCICIOS DE Kps

14.- Escriba las ecuaciones iónicas de formación de las siguientes sustancias insolubles.

- a) Ag_3PO_4
- b) HgCrO_4
- c) CaCO_3
- d) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- e) FeS

15. Escriba las expresiones de Kps de cada una de las sustancias anteriores.

16. Una solución saturada de CaF_2 contiene, por cada 250 ml 0.0068g. Encuentre Kps.

$$R = 1.7 \times 10^{-10}$$

17. Si el Kps para BaSO_4 es 1.5×10^{-9} ¿Cuántos g de sulfato de bario existen en 1 litro de solución saturada?

$$R = 9.1 \times 10^{-9} \text{ g.}$$

18. El Kps para SrSO_4 es 7.6×10^{-7} . Calcule cuantos gramos de SrSO_4 se disolverán en 1000 litros

De $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 0.100 M.

$$R = 1.4 \text{ g}$$

19. El Kps para MgF_2 es 1×10^{-8} . Calcule la cantidad de MgF_2 que existe en 250 ml de una solución saturada.

$$R = 0.05 \text{ g}$$

a) ¿Cuánto MgF_2 puede disolverse en 250 ml de NaF 0.100 M?

$$R = 1 \times 10^{-4} \text{ g.}$$

b) ¿Cuánto MgF_2 puede disolverse en 250 ml de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ 0.100 M?

$$R = 6 \times 10^{-3} \text{ g.}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS
LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	165/187

20. El Kps para BaSO_4 es 1.5×10^{-9} ¿Precipitará BaSO_4 cuando se mezclan 10 ml de BaCl_2 0.010 M con 30 ml de Na_2SO_4 0.005 M?

R = Si porque el producto iónico es $1.9 \times 10^{-6} > K_{ps}$

21. Kps para $\text{Ag}(\text{COOCH}_3)$ es 2.3×10^{-3} ¿Habrá precipitación al mezclar 20 ml de AgNO_3 1.2 M con 30 ml de ácido acético 1.4 M? $K_a \text{CH}_3\text{COOH}$ 1.8×10^{-5}

R = no porque el producto iónico es $1.9 \times 10^{-3} < K_{ps}$.

22. Si mezclamos 40 ml de amoníaco 1.5 M con 10 ml de CaCl_2 1.10 M, ¿Precipitará $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

$K_{ps} \text{Ca}(\text{OH})_2 = 1.3 \times 10^{-8}$

$K_b \text{NH}_3 = 1.81 \times 10^{-5}$

R = Con el producto iónico es $4.3 \times 10^{-7} < K_{ps}$.

23. Se disuelven 5.1 g de AgNO_3 y 2.9 g de K_2CrO_4 en 225 ml de solución. ¿Qué cantidad de Ag^+ y $\text{CrO}_4^{=}$ expresada en molaridad, quedan en la solución final?

$K_{ps} \text{AgCrO}_4 = 1.9 \times 10^{-12}$

$[\text{Ag}^+] = 1.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

$[\text{CrO}_4^{=}] = 7.8 \times 10^{-5} \text{ M}$

24. ¿Por qué precipita BaSO_4 de una solución de BaCl_2 al añadirle H_2SO_4 diluido mientras que para precipitar CaSO_4 es necesario agregar H_2SO_2 concentrado?

R = Ver los valores de Kps Para cada precipitado.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	166/187

25. ¿Cuántas veces disminuye la solubilidad del sulfato de plomo en una solución 0.01 M de sulfato de magnesio, en comparación con su solubilidad en agua pura?

R = 68 veces.

ANÁLISIS CUALITATIVO.

26. ¿Cuáles son los criterios para incluir o excluir al magnesio en el grupo IV de los cationes?

27. ¿Qué reactivos nos permiten distinguir entre: a) cloruro de calcio y cloruro de estroncio, b) sulfato de bario y carbonato de bario, c) nitrato de estroncio y carbonato de estroncio, d) cromato de bario y dicromato de bario y e) carbonato de calcio y oxalato de calcio?

28. En la naturaleza existen diferentes minerales entre ellos tenemos a la dolomita y la dragonita. ¿Analice su composición para proponer una metodología que verifique al calcio y al magnesio y excluya a los demás cationes?

29. ¿Explique el fundamento por el cual ciertos cationes dan coloración a la flama?

30. ¿Explique el comportamiento del Bario al añadirlo a una solución conteniendo un ácido débil y otra con un ácido fuerte?

31. Investigue un método microscópico para identificar al calcio.

RESPONSABLE DEL PROBLEMARIO

Q. F. B. GEORGINA ROSALES RIVERA.

DR. FELIPE VÁZQUEZ GUTIÉRREZ



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	167/187

17.- BIBLIOGRAFÍA CONSULTADA

- 1 Alexeiev V.N. Semimicroanálisis químico cuantitativo. Moscú, 1975.
- 2.- Aráneo A. Química analítica cuantitativa. McGraw Hill. México. 1981.
- 3.- Bard. A.J. Equilibrio químico. Harper y Row. 1970.
- 4.- Charlot G. Química analítica general. Soluciones acuosas y no acuosas. Toray-Mason. España. 1971.
- 5.- Dick G. Química analítica. El manual moderno. México. 1979.
- 6.- Keenan Ch.W. Kleinfelter D.C. y Wood J.H. Química general universitaria. CECCSA. México. 1985.
- 7.- Nordman J. Análisis cualitativo y química inorgánica. P Ed. CECCSA. México. 1972.
- 8.- Ramette R.W. Equilibrio y análisis químico. Fondo educativo interamericano. México. 1983.
- 9.- Shakhshiri B.Z. Equilibrio químico. Limusa. México. 1974.
- 10.- Kotz J.C. Treichel M.P. Química y reactividad química. 5ª Ed. Thomson. 2003.



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	168/187

UNIDAD 3

ANÁLISIS QUÍMICO DEL AGUA DE LA FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES ZARAGOZA

QUIM. JORGE RIVAS MONTES
DR. FELIPE VÁZQUEZ GUTIÉRREZ
PROFS. DE TIEMPO COMPLETO



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	169/187

ANÁLISIS QUÍMICO DE UNA MUESTRA DE AGUA

En esta unidad, se trabajará con un problema real, encaminado a un fin práctico, en este caso, a la determinación de algunas características químicas de una muestra de agua.

Para lograr lo anterior, será necesario aplicar todos los conocimientos aprendidos en las unidades anteriores y en las demás asignaturas. Como en esta unidad se resolverá un problema, se presenta la gran oportunidad de incrementar el acervo científico, de estimular la habilidad de la búsqueda de información y en la experimentación, así como desarrollar el interés y la iniciativa por la solución de problemas reales aun cuando esto implique una tarea difícil; pero alcanzable.

Para lograr los objetivos propuestos en esta unidad, es indispensable estudiar prolijamente el experimento que se va a realizar desde el punto de vista teórico y práctico, y al tiempo, se pueda diseñar el experimento más idóneo que logre los objetivos propuestos en esta unidad.

OBJETIVOS

EL ALUMNO:

- Definirá los siguientes conceptos:
 - Gravimetría
 - Argentometría
 - Volumetría de formación de complejos
 - Evaporación
 - Filtración
 - Punto final de una titulación
 - Punto de equivalencia
 - Indicadores
 - Curva de titulación
 - Solución patrón
- Se revisarán y aplicarán estos términos en las prácticas de esta unidad.
- Diferenciará los diversos indicadores.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	170/187

4. Aplicará un criterio para seleccionar un indicador.
5. Explicará lo que sucede en un proceso de valoración.
6. Interpretará por medio de ecuaciones matemáticas, lo que sucede en un proceso de valoración.
7. Diferenciará los conceptos del punto 1
8. Resolverá problemas relacionados con los incisos a, i.
9. Aplicará el método experimental
10. Preparará disoluciones en diferentes unidades de concentración
11. Realizará una serie de análisis gravimétricos y volumétricos

1. INTRODUCCIÓN

1.1. EL AGUA

Prof. Jorge Rivas Montes
Prof. de tiempo completo.

El agua, además de ser un componente imprescindible para la vida, es, además, un término que da nombre a regiones y que origina locuciones que animan al lenguaje.

El agua por ser vital, constituye por ese hecho, un cauce literario, filosófico e histórico de la humanidad que expresa sentimientos y conceptos de profunda reflexión. Por ejemplo, con el pueblo griego, una civilización occidental, comienza la meditación sobre el origen del mundo, considerando el agua como el principio, cumpliendo así una función filosófica y teogónica.

El agua está en el principio y origen del hombre y por ello, lo acompaña en su largo peregrinar sobre la tierra y el espacio, y es unas veces esperanza o victoria y otras desesperación o derrota. Por esto, en el origen del hombre, en la Biblia, por ejemplo, el agua fecunda la tierra en que se modela el hombre y donde se plasma el primer ser de la creación.

Después, el aparece en los ritos de iniciación y en ceremonias de purificación. Así pues, desde tiempos inmemorables, el agua se incorpora tanto a las mitologías como a las



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	171/187

religiones; en éstas, el hombre tiene presente el agua, bien sea por su absoluta dependencia que mantiene respecto a ella, o bien, por el temor que le han inspirado algunas de sus manifestaciones (lluvia, inundaciones, ciclones, etc.) Empero, cuando el hombre comprobó la utilidad de los ríos y mares como vías de comunicación, se abrió un mundo nuevo lleno 'de posibilidades.

También el agua ha servido a los hombres de ciencia para realizar numerosos experimentos, tanto científicos como tecnológicos, desde el legendario Arquímedes (¿287-212? a. de C.), hasta los novedosos campos de la física y de la química en donde el preciado y vital líquido ha sido en gran medida el eje y el punto de apoyo que ha facilitado este avance. Por ejemplo, el agua ha permitido definir algunas unidades de magnitudes físicas, tales como la caloría, el punto fijo superior o inferior de un termómetro, el calor específico, el peso específico, etc. No se debe olvidar que, además, el agua ha ejercido una gran influencia sobre las artes y ha sido un eterno motivo de inspiración para los artistas.

Pero hoy día se camina en un mundo contaminado, donde las aguas han perdido su primitiva pureza y es tarea y responsabilidad de todos preservarla de ulteriores contaminaciones ya que día con día el problema contaminación va en aumento, tanto por negligencia de las autoridades correspondientes, como por irresponsabilidad de los usuarios.

En la actualidad, el agua se distribuye en una ciudad de la siguiente manera: del volumen total, un poco menos de la mitad, se destina al consumo doméstico en donde el desperdicio es grande, porque en mucho, el agua se va a los desagües sin haberle dado una buena utilidad. Otra parte de ese volumen total, se la reparten la industria y el comercio, con claras ventajas para la industria, pero la que más ayuda a su contaminación. Lo que resta del agua, es dedicada al consumo público, tales como riego de parques y jardines, ornato en las fuentes, etc., y a uso de hospitales. Solamente una pequeña porción, es destinada a los pequeños huertos y a las granjas suburbanas.

Por otra parte, la agricultura, requiere de grandes cantidades de agua para el buen desarrollo de los productos alimenticios, tanto para consumo urbano como para el ganado y demás animales domésticos.

Como se puede observar de lo anterior, el agua es prácticamente la columna vertebral para el desarrollo. Así por ejemplo, el hombre emplea agua para su alimentación, sea



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	172/187

esta como bebida o como ingrediente integrante de sus alimentos; la requiere también, para el aseo de ropa, trastos, etc., la exige para el baño y dispone de ella para alejar sus desechos, proporcionar comodidades y resolver numerosos problemas de la vida cotidiana. La industria la emplea también en gran escala pues en la fabricación de un litro de petróleo se requiere de 10 litros de agua, un kilogramo de papel de 100 litros; una tonelada de cemento, 4500 litros de agua; un Kg. de lana de 600 litros. Por su parte la industria química fácilmente llega a consumir de dos a seis mil metros cúbicos de agua dulce por cada tonelada de producto elaborado; por la fabricación de acero, la industria metalúrgica, puede emplear hasta 300 metros cúbicos por tonelada producida.

El reconocimiento de estas realidades, ha hecho cambiar la mentalidad general del hombre, respecto a su uso y abuso, y le ha permitido concluir que, el agua .no es inagotable, ni tampoco gratuita por lo que hay que cuidarla y preservarla de contaminantes.

1.2. EL AGUA EN LA NATURALEZA.

El agua se encuentra distribuida en la naturaleza en diferentes estados de agregación y en diferentes formas. En los océanos -que corresponde a más del 97% del total del agua de la tierra; en agua superficial sólida, acumulados en los grandes inlandsis (casquetes polares) y en los glaciares de montaña, que constituyen aproximadamente el 2.5% del total; agua superficial líquida que es la de los ríos y lagos, cuyo porcentaje es aproximadamente el 0.5%; agua en forma de vapor, localizada en la atmósfera y que comprende aproximadamente el 0.001% del total.

Estas diferentes formas de distribución del agua no son tan estáticas como aparentemente podrían ser, sino que, están sometidas a constantes cambios siguiendo un recorrido cíclico denominado "Ciclo Hidrológico" o ciclo del agua en la naturaleza. Básicamente dicho ciclo es el siguiente: del agua que se precipita en forma de lluvia, nieve o granizo sobre el suelo, una parte se evapora de los sitios donde cae; otro escurre sobre el terreno, pasando a incrementar las corrientes superficiales y otras se infiltran constituyendo las aguas subterráneas. Las aguas superficiales, posteriormente pueden evaporarse o infiltrarse. Del agua infiltrada, -una parte queda cerca de- la superficie y se evaporar-directamente, otra es aprovechada por el proceso de transpiración y la parte restante aumenta el caudal de las aguas subterráneas.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA



MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II

Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	173/187

El ciclo del agua se completa con la evaporación de las aguas de los océanos, con la circulación del vapor de agua en la atmósfera hasta formar nubes y con la condensación del vapor de éstas en forma de precipitación.

1.3. FUENTES DE ABASTECIMIENTO

El agua, se encuentra distribuida en diferentes lugares de los cuales el hombre echa mano y la transporta a los lugares donde la empleará. Por tanto, el hombre dispone de diferentes fuentes de captación del vital líquido que podrá utilizar para diversos fines que abarcan desde los domésticos, hasta los industriales. El agua así empleada podrá o no regresar a su fuente natural de origen, lo que dependerá de la manera en que se disponga de ella.

Dentro de las fuentes de abastecimiento de agua se tienen:

- Las atmosféricas, constituidas principalmente por agua de lluvia.
- Superficiales, tal como el agua de los ríos, lagos y lagunas, agua de deshielo, (muy poca) y agua de embalse.
- Subterráneas, constituidas por el agua de lluvia, granizo o nieve que se filtran a través de la tierra. Esta agua pueden ser fuentes de abastecimiento natural, como son los manantiales freáticos o artesianas, o artificiales, como las norias freáticas o los pozos de artesisana.

Las aguas freáticas (las acumuladas en el subsuelo sobre una superficie de capa impermeable), están muy expuestas a la contaminación por bacterias, parásitos o sustancias químicas por la facilidad de filtración hasta ellas. Debido a esto, es difícil encontrar agua pura, además de que el agua es un magnífico disolvente. Lo anterior, provoca que el agua no se pueda usar indistintamente ni en los hogares, ni en la industria. Por ello, se hace una clasificación del agua de acuerdo al uso a que se destine y se establecen normas y reglamentos que catalogan y diferencian con toda claridad las especificaciones que debe reunir cada una de ellas.

Para clasificar el agua conviene tener presente las sales que predominan en ella y en lo posible, los elementos que se encuentran disueltos, la materia en suspensión y los microorganismos presentes.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	174/187

En general los iones que puede contener un cuerpo de agua pueden ser diferentes dependiendo de la calidad, según la fuente de abastecimiento y de la concentración.

CATIONES	ANIONES
Sn (II)	Cl ⁻
Sb (III)	Br ⁻
Pb (II)	I ⁻
Fe (III)	F ⁻
Al (III)	SO ₄ ⁼
Mn (II)	HPO ₃ ⁻²
Ca (II)	B ₄ O ₇ ⁻
Mg (II)	CO ₃ ⁼
NH ₄ ⁺	SiO ₃ ⁼
K ⁺	AsO ₄ ⁻²
Na ⁺	NO ₃ ⁻
Li ⁺	NO ₂ ⁻

La materia en suspensión puede estar representada por materia orgánica y los microorganismos (amén de materia inorgánica).

La materia orgánica, está constituida por las sustancias químicas de origen animal, vegetal e industrial.

Dentro de los microorganismos se pueden encontrar tanto los de origen animal como los de origen vegetal. De ellos, se tienen entre otros a las algas, protozoarios, rotíferos, bacterias (saprofitas y parásitas, patógenas y no patógenas).

Para la calificación del agua, existen diferentes formas de ella, originada por diferentes autores. Así, algunos la clasifican según su origen, otros, según su estado físico, y algunos más, según su composición y su uso. Aquí, se empleará una clasificación basada en el uso que se hace del agua, a saber:



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	175/187

- a) Potable.
- b) Negra.

1.4. AGUA POTABLE

El agua potable, es la que se puede beber y debe ser limpia (cristalina), incolora, sin olor ni sabor, ha de contener pocas sustancias disueltas y poca materia en suspensión. En particular estar libre de bacterias patógenas de manera que no contenga más de 10 colibacilos por litro. Lo anterior no significa que el agua para beber tenga que ser estéril, Como se sabe, el agua pura es un producto artificial y por ende prácticamente nulo en la naturaleza y las aguas naturales, siempre contienen materias extrañas en solución y suspensión en cantidades variables. Dichas sustancias pueden modificar notablemente sus propiedades, efectos y usos. Por ejemplo, el exceso de carbonatos y bicarbonatos de calcio y magnesio, producen incrustaciones en las tuberías, provoca la dureza en el agua y esto hace que el consumo de jabones y detergentes sea alto. El exceso de sal y en particular de cloruros, le proporcionan al agua un sabor desagradable y limita su uso para ser bebida, pues cuando la cantidad es elevada, puede servir como laxante. El hierro colorea el agua y le imparte un sabor desagradable, además de que se incrusta en las tuberías. Los nitratos (arriba de 50mg/l) pueden producir alteraciones en la sangre de los niños de corta edad.

1.5. AGUA NEGRA

Es el agua de abastecimiento de una población que habiéndose con diferentes fines, ha quedado impurificada. Desde el punto de vista de su origen, resulta de la combinación de los líquidos o desechos arrastrados por el agua, procedentes de las casas habitación, edificios comerciales e instituciones, junto con los provenientes de los establecimientos industriales y las aguas subterráneas, superficiales o de precipitación que puedan agregarse.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	176/187

2. ANÁLISIS DEL AGUA

El análisis del agua, sea potable o negra, se realiza por diferentes motivos, tales como el revelar si es adecuada para consumo humano; para resaltar la presencia o ausencia de contaminación; si es corrosiva para la tubería o puede formar incrustaciones en caldeas; si puede emplearse en el lavado de la ropa o en la industria química, textil, metalúrgica, etc. Así que, dependiendo del motivo del análisis del agua, serán los análisis por realizar.

En términos generales, los análisis se pueden clasificar en:

- a) Físicos.
- b) Químicos.
- c) Biológicos.

Los análisis físicos permiten determinar aquellas propiedades como el pH, turbiedad, color, olor, sabor (pruebas organolépticas), densidad, índice de refracción, conductividad eléctrica, etc., que pueden ser observadas fácilmente y que dan información referente a su posibilidad en términos de valores que indiquen su grado de potabilidad, acordado por las normas establecidas "ex profeso" por las dependencias gubernamentales.

Con los análisis químicos, es posible determinar las concentraciones de aniones y cationes, de materia orgánica presente en el agua y que puede alterar su condición potable, proporcionando datos referentes a la contaminación del agua o en su defecto, mostrando las alteraciones sufridas por el tratamiento a que fue sometida. Todos los datos obtenidos por el análisis químico permiten visualizar y controlar un tratamiento posterior, en caso de necesitarlo.

De igual manera, los análisis bacteriológicos, proporcionan información que permiten inferir el grado de contaminación y consiguientemente, el tratamiento a que deberá ser sometida el agua en caso de rebasar los límites de potabilidad.

3. RECOLECCIÓN DE MUESTRAS

Para proceder al análisis del agua y para que los resultados que se obtengan sean un índice realmente útil para dictaminar su estado, debe procederse a la extracción de las muestras con un cuidado que no por ser excesivo pecara de innecesario.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	177/187

El propósito de las tomas de la muestra, es recoger una porción de agua lo suficientemente pequeña en volumen, para ser manejada convenientemente en el laboratorio y no obstante ello, ser representativa del volumen total del agua que se analizará. Teniendo en cuenta el propósito del análisis, las características de la fuente de distribución, deberá procederse a la toma de muestras destinadas al análisis, con precaución y modalidades que requiera cada caso.

4. EXPERIMENTOS

El siguiente conjunto de experimentos, está encaminado a familiarizar al estudiante con el análisis químico cuantitativo y las técnicas propias de él. Así mismo, se espera que integren en la mejor forma posible los conocimientos de estequiometría y equilibrio químico tan íntimamente relacionados con esta unidad.

No debe olvidarse que, esta unidad es la culminación del trabajo de laboratorio iniciado en Ciencia Básica I, por lo que se debe de tener presente todo lo aprendido tanto en cada una de las unidades anteriores, como de las materias teóricas; además debe considerarse que con la unidad VII, el estudiante se introduce al campo de la química analítica cuya importancia tiene repercusiones en los semestres propios de cada licenciatura.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	178/187

EXPERIMENTO 7

“DETERMINACIÓN GRAVIMÉTRICA DE SULFATOS”

OBJETIVO

EL ALUMNO:

Determinará cuantitativamente el contenido del ion sulfato en una muestra de agua

ACTIVIDADES

EL ALUMNO:

1. Investigará en la literatura, el por qué los crisoles se ponen a peso constante.
2. Investigará los diferentes tipos de crisoles que se emplean en el análisis gravimétrico.
3. Investigará los diferentes métodos que existen para poner un crisol a peso constante.
4. Presentará y discutirá el plan de trabajo con el profesor.
5. Basándose en la unidad III, el alumno explicará ampliamente el fundamento de este análisis gravimétrico.
6. Manejará la Normatividad correspondiente.
7. Realizará los cálculos correspondientes para determinar el factor gravimétrico para sulfatos
8. Realizará la práctica una vez aprobado el plan de trabajo
9. Elaborará el informe de la práctica realizada
10. Realizará una discusión de resultados y entregará el informe correspondiente



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	179/187

EXPERIMENTO 8 “ALCALINIDAD EN AGUA”

OBJETIVO

EL ALUMNO:

Estandarizará todas las soluciones volumétricas que utilice en los análisis químicos siguientes:

- Alcalinidad en agua.
- Determinación de calcio y magnesio.
- Cloruros en una muestra de agua.

ACTIVIDADES

EL ALUMNO:

- Investigará, las propiedades físicas, químicas y tóxicas de los reactivos empleados para los análisis anteriores.
- Revisará cuales reactivos se emplearán en los análisis mencionados.
- Investigará cómo y por qué se prepara cada una de las soluciones
- Efectuará los cálculos necesarios para preparar cada una de las soluciones
- Discutirá y deducirá cada una de las ecuaciones que permitirán realizar los cálculos de las concentraciones de cada reactivo.
- Valorará o estandarizará las disoluciones del análisis
- Preparará y almacenará correctamente cada una de las soluciones
- Realizará la práctica una vez aprobado el plan de trabajo
- Elaborará el informe de la práctica realizada
- Realizará una discusión de resultados y entregará el informe correspondiente



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	180/187

EXPERIMENTO 9 “DETERMINACIÓN DE CALCIO Y MAGNESIO EN AGUA”

OBJETIVO

EL ALUMNO:

Determinará la dureza en una muestra de agua mediante el análisis cuantitativo de los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} .

ACTIVIDADES:

EL ALUMNO:

1. Investigará: ¿Qué es una disolución amortiguadora, (buffer)? y ¿Cuál empleará en esta determinación?
2. Las propiedades físicas y químicas del EDTA.
3. ¿Qué es dureza permanente total y temporal?
4. ¿Qué indicadores metalocrómicos empleará?
5. Realizará una valoración complejométrica
6. Analizará la aplicación de este análisis en el campo laboral e industrial del Ingeniero Químico
7. Realizará la práctica una vez aprobado el plan de trabajo
8. Elaborará el informe de la práctica realizada
9. Realizará una discusión de resultados y entregará el informe correspondiente



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	181/187

EXPERIMENTO 10

“DETERMINACIÓN DE CLORUROS EN UNA MUESTRA DE AGUA”

OBJETIVOS.

EL ALUMNO:

Determinará cuantitativamente el contenido de cloruros en una muestra de agua.

ACTIVIDADES

EL ALUMNO:

1. Investigará los métodos volumétricos existentes para determinar cloruros.
2. Explicará con base a la unidad II, el fundamento de las reacciones que se efectúan en esta determinación.
3. Realizará una valoración argentométrica
4. Comparará el método volumétrico con el gravimétrico, de acuerdo con el punto 1 de estas actividades.
5. Realizará la práctica una vez aprobado el plan de trabajo
6. Elaborará el informe de la práctica realizada
7. Realizará una discusión de resultados y entregará el informe correspondiente



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	182/187

5. PROBLEMARIO

Quím. Patricia Fuentes V

Dr. Felipe Vázquez G.

Estos problemas deben entregarse resueltos para tener derecho a presentar examen.

PRIMERA PARTE GRAVIMETRÍA

1. En la determinación de sulfatos con cloruro de bario, por qué el BaSO_4 debe ser digerido por lo menos dos horas antes de la filtración.

2. ¿Por qué los crisoles deben ser enfriados la misma cantidad de tiempo en el desecador, antes de pesar? .

3. Enliste algunas causas de posibles errores en el análisis de sulfatos. ¿qué podría hacer para prevenirlos o reducirlos?

4. Que volumen de solución de BaCl_2 se debe usar para precipitar a los sulfatos de una muestra que pesa 0.4880 g, si se supone que la muestra contiene solo . sulfato de sodio y se añade un exceso del 10% de reactivo? Suponga que la densidad de la solución de BaCl_2 es 1g/cc

R = 15.74ml.

5. Si un precipitado de sulfato de bario que pesa 0.1131 g se obtiene de una solución que contiene sulfato de sodio preparado por disolución de 0.4180 g de una mezcla desconocida, ¿qué porcentaje de la muestra es sulfato de sodio?

R = 16.47%

6. Una muestra de 4.8110 g de acero se disolvió en HNO_3 y el azufre fue precipitado y pesado como sulfato de bario. El sulfato de bario pesó 0.0121 g. Calcule el porcentaje de azufre en el acero.

R = 0.346% de S

7. ¿Qué peso de pirita que contiene 36.40% de azufre dará un precipitado de sulfato de bario que pese 1.0206 g?

R = 0.3850g.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	183/187

8. ¿Cuántos ml de agua amoniacal (hidróxido de amonio) de densidad 0.950g/cc (que contiene 12.72% de NH_3 por peso) se requieren para precipitar el hierro de una muestra 0.800 g del $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_2) \text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ puro, después de oxidar el hierro al estado férrico?

R = 0.862 ml.

9. Una muestra de silicato que pesa 0.600 g produce una mezcla de NaCl y KCl puros que pesa 0.1800 g. De este residuo el KCl es convertido a K_2PtCl_6 el cuál pesó 0.2700 g. Encuentre el porcentaje de K_2O y el % de Na_2O en el silicato.

R = 8.72% de K_2O
8.60% de Na_2O

10. El aceite de una muestra de pintura es extraído y el pigmento residual está en un 66.66% del peso original. Un análisis del pigmento da:

Óxido de zinc = 24.9%

Litopone = 51.6%

Barita = 23.5%

Calcular el porcentaje de composición de la pintura original.

11. El análisis de un cierto mineral da los siguientes resultados:

Al_2O_3 = 38.07%

K_2O = 17.70%

CaO = 10.46%

SiO_2 = 33.70%

99.93%

.- ¿Cuál es la fórmula empírica del mineral?

R = $2\text{Al}_2\text{O}_3\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 3\text{SiO}_2$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	184/187

12.- Se toma una muestra de 50ml de agua y se evapora en una cápsula de . porcelana. El residuo resultante se seca en una estufa a 100 °C durante 2 horas, registrándose los siguientes pesos:

Tiempo en la estufa (min)	Peso de la cápsula con residuo (g)
30	121.5
60	120.0
90	119.2
105	119.2
120	119.2

Si la cápsula previamente a peso constante pesó 118.5g. Calcule la ppm de sólidos totales.

SEGUNDA PARTE VOLUMETRIA:

14. ¿Qué tratamiento debe dársele al cloruro de sodio para preparar una solución valorada, que se usa para titular la solución de nitrato de plata?
15. ¿Qué precauciones se deben tomar al preparar la solución valorada y el indicador para determinar cloruros?
16. ¿Es necesaria la determinación de un blanco (o testigo) en la determinación de cloruros? ¿Qué corrección en los cálculos serían necesarios si se determinara un blanco?
17. ¿Qué medio (ácido, básico o neutro) se requiere para titular cloruros? Justifique su respuesta.
18. ¿Qué iones pueden causar error en la determinación de cloruros?
19. ¿Para titular una solución de AgNO_3 , se pesaron y disolvieron en agua 0.24 g de NaCl.

20.- El NaCl se tituló con 31.19ml de la solución de AgNO_3 . Calcule la normalidad de la solución de AgNO_3 .

$$R = 0.1316 \text{ N.}$$



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	185/187

19. Si se encontró que una muestra de 3.000 g de una aleación de plata es equivalente a 25.17ml de solución 0.01009 N de NaCl ¿Cuál es el porcentaje de plata en la aleación?

20. Una muestra que pesa 0.4112 g y que contiene cloruros, fue titulada hasta el punto final con 40.00 ml de solución de AgNO_3 0.1019 N. Calcule el porcentaje de cloruro en la muestra.

R = 35.16%

21. ¿Qué precauciones se deben tomar para preparar una solución estándar de carbonato de sodio para usarse en la valoración de HCl?

22. ¿Qué indicador se prefiere en la titulación de HCl con Na_2CO_3 ? Justifique su respuesta.

23. Para valorar una solución de HCl, un analista peso 0.2557g de carbonato de sodio de 99.91% de pureza. Título el carbonato con 39.17ml de ácido ¿Cuál es normalidad del ácido?

R = 0.1231 N.

24. ¿Qué porcentaje de Na_2CO_3 está contenido en una muestra de sal, si 0.3215 g de esta requieren 27.92ml de HCl 0.1131 N para su titulación?

R = 51.31%

25. Si 38.22 ml de una solución de HCl titulan exactamente 0.2808 g de Na_2CO_3 , cual es la normalidad de la solución y, que volumen de ella se necesita para hacer 1 litro de disolución exactamente 0.1000 N de HCl?

R = 0.1386 N; 721.4 litros.

26. Como se prepara la solución estándar de Ca^{++} para titular la solución de EDTA?

27. Por qué debe añadirse NaCN en la titulación de Ca^{++} y Mg^{++} con EDTA?. Explique cómo debe ser el cambio de color en el punto final de la titulación de Ca^{++} y Mg^{++} con EDTA, cuando se usa eriocromo negro T como indicador. ¿Es igual o diferente ese tipo de viraje, comparando con otros indicadores que usted haya usado?

28. Calcule las ppm de dureza expresada como CaCO_3 , de una muestra de 50 ml de agua que requiere 8.30 ml de solución de EDTA para su titulación. Cada ml de EDTA es equivalente a 1 mg de CaCO_3 . Explique los caculos.

R = 166 ppm.

29. ¿Qué peso de CaCO_3 puro debe ser pesado para dar 1 litro de una solución, la cual contenga 35 ppm de Ca^{++} ?

R = 0.0874 g



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	186/187

6. BIBLIOGRAFÍA (Referencia sucinta)

1. A. S. T. M. Water quality parameters.
2. A. W. W. A. Control de calidad y tratamiento de agua.
3. Ayres, Análisis químico cuantitativo.
4. Bregman, Handbook of water resources and pollution control.
5. Enciclopedia de la química industrial.
6. Dick, Química analítica.
7. Kolthoff, Quantitative chemical. análisis.
8. Kolthoff, treatise on chemical análisis.
9. Ortega-Vera, Análisis químico.
10. Orozco, Análisis químico cuantitativo.
11. Vogel, S. Química analítica cuantitativa.
12. Vogel, S. Textbook quantitative inorganic analysis.



SISTEMA DE GESTIÓN DE LA CALIDAD DE LOS LABORATORIOS DE DOCENCIA

MANUAL DE LABORATORIO DE CIENCIA BÁSICA II



Código	Fecha de aprobación	Versión	Página
SGC-FESZ-IQ-ML04	27/07/2022	1	187/187

Control de cambios

Fecha de revisión	Versión	Descripción de la modificación	Sección
26/11/2019	0	Creación del Manual de Laboratorio	N/A
27/07/2022	1	Reestructuración del Manual de Laboratorio	Toda