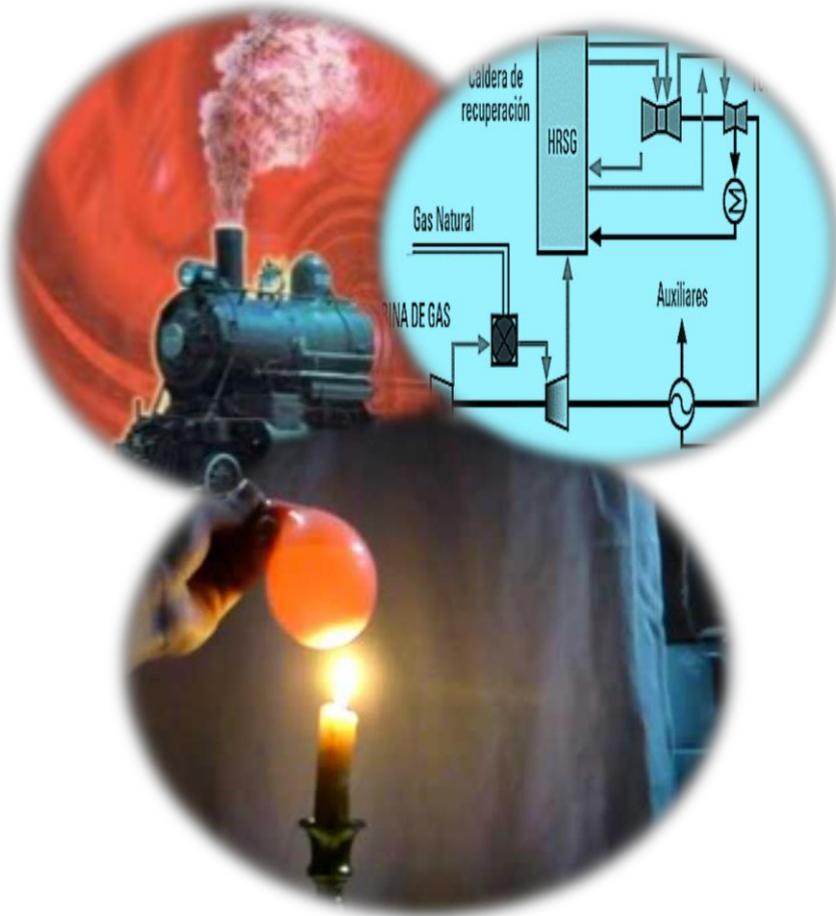




FUNDAMENTOS BÁSICOS PARA EL ESTUDIO DE LA TERMOFISICA



ING. JULIO BAQUERIZO F. Ms.C.

ING. LUIS MACIAS M. Mg.

ING. ROBERTO VALVERDE A. Ms.C.

FUNDAMENTOS BÁSICOS PARA EL ESTUDIO DE LA TERMOFÍSICA

**JULIO BAQUERIZO F.
LUIS MACIAS M.
ROBERTO VALVERDE A.**

**FUNDAMENTOS BÁSICOS PARA EL
ESTUDIO DE LA TERMOFÍSICA**

Título original: FUNDAMENTOS BÁSICOS PARA EL
ESTUDIO DE LA TERMOFÍSICA

© 2020,

JULIO BAQUERIZO F.

LUIS MACIAS M.

ROBERTO VALVERDE A.

Publicado por acuerdo con los autores.

© 2020, Editorial Grupo Compás

Guayaquil-Ecuador

Grupo Compás apoya la protección del copyright, cada uno de sus textos han sido sometido a un proceso de evaluación por pares externos con base en la normativa del editorial.

El copyright estimula la creatividad, defiende la diversidad en el ámbito de las ideas y el conocimiento, promueve la libre expresión y favorece una cultura viva. Quedan rigurosamente prohibidas, bajo las sanciones en las leyes, la producción o almacenamiento total o parcial de la presente publicación, incluyendo el diseño de la portada, así como la transmisión de la misma por cualquiera de sus medios, tanto si es electrónico, como químico, mecánico, óptico, de grabación o bien de fotocopia, sin la autorización de los titulares del copyright.

Editado en Guayaquil - Ecuador

ISBN:

978-9942-33-317-9

Cita.

Baquerizo. J, Macias. L, Valverde. R, (2020) FUNDAMENTOS BÁSICOS PARA EL ESTUDIO DE LA TERMOFÍSICA, Editorial Grupo Compás, Guayaquil Ecuador, 152 pag

FUNDAMENTOS BÁSICOS

PARA EL

ESTUDIO DE LA TERMOFÍSICA

INTRODUCCIÓN

ÍNDICE GENERAL

CONTENIDOS

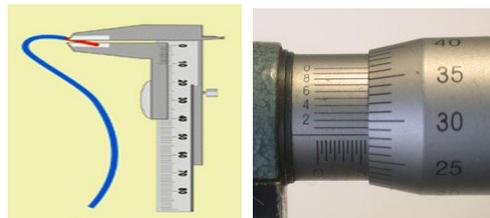
1	IDENTIFICACIÓN DE SISTEMAS	págs.
	1.1 Las Magnitudes y sus Medidas	12
	1.2 Sistema Internacional de Medidas	13-17
	1.3 Propiedades de los Sistemas	17-24
	1.4 Propiedades Intensivas y Extensivas	24-29
	1.5 Propiedades Físicas y Químicas	29-33
	1.6 Errores en las Mediciones	33-40
	1.7 Cifras Significativas y redondeo de cifras	
2	LOS MATERIALES NATURALES	págs.
	2.1 Sustancias Puras e Impurezas	41
	2.2 Mezcla Homogénea y Heterogénea	41-45
	2.3 Las Disoluciones y sus componentes	45-51
	2.4 Proceso de separación de mezclas	51-55
	2.5 Separación con cambio y sin cambio de fase	55-56
	2.6 La concentración de las soluciones; Criterios cualitativo y cuantitativo	57-62
	2.7 Dilución de soluciones concentradas	62-63
	2.8 Cálculo de la Fracción molar de una Mezcla	63-64
	2.9 Problemas Resueltos y Propuestos	65-67
3	FORMA DE LOS MATERIALES Y LOS GASES IDEALES	págs.
	3.1 Las Fases de la Materia	68-69
	3.2 Fases Gaseosa, Sólida y Líquida	69-72
	3.3 Cambios de fases	72-75
	3.4 Los gases ideales	75-77
	3.5 Concepto de Mol	77-78
	3.6 El número de Avogadro como la Cantidad de Partículas de una Mol	78
	3.7 El modelo Cinético Corpuscular	78-80
	3.8 Problemas Resueltos y Propuestos	80-83

4	ESTUDIO DE LA PRESIÓN Y LA TEMPERATURA	págs.
4.1	La Presión Mecánica, Presión Hidrostática y Presión Atmosférica	84-87
4.2	El Manómetro, Presión Manométrica y Presión Absoluta	88-90
4.3	Presión de vapor y cambio de fase	91-95
4.4	Diferencia entre Calor y Temperatura	95-96
4.5	Potencial Térmico y Energía Calorífica	96-98
4.6	Medida de la Temperatura y Diferentes escalas Termométricas	98-100
4.7	Problemas Resueltos y Propuestos	100-101
5	LA PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA	págs.
5.1	Sistema Termodinámico y paredes diatérmicas y adiabáticas	102-110
5.2	Procesos Termodinámicos adiabáticos y no adiabáticos	110-112
5.3	Equilibrio termodinámico y Punto triple de una sustancia	112
5.4	Energía Interna y Ley Cero de la termodinámica	113-117
5.5	Equivalente mecánico del calor y Trabajo termodinámico	118-119
5.6	Primera ley de la Termodinámica	119-121
5.7	Problemas Resueltos y Propuestos	121-123
6	TERMOFÍSICA	págs.
6.1	Introducción	124
6.2	Energía Interna, Energía Externa y Energía en Tránsito	124-129
6.3	Estudio de la Entalpía y sus diferentes manifestaciones	129-132
6.4	Capacidad calorífica de sólidos y gases	132-137
6.5	Calores latentes de fusión, transición y vaporización	137-139
	BIBLIOGRAFIA	140

1

IDENTIFICACIÓN DE SISTEMAS

- 1.1 Las Magnitudes y sus Medidas
- 1.2 Sistema Internacional de Unidades
- 1.3 Errores en las Mediciones
- 1.4 Cifras Significativas y redondeo de cifras
- 1.5 Propiedades de los Sistemas
- 1.6 Propiedades Intensivas y Extensivas de la Materia
- 1.7 Propiedades Físicas y Químicas



OBJETIVO GENERAL

Introducir al estudiante de las diferentes carreras de la Ingeniería en el estudio de las medidas y sistemas de unidades con la finalidad de que observe, mida, compare y analice los valores de las medidas de las magnitudes con las que está ensayando.

OBJETIVO ESPECÍFICO

Involucrar al estudiante universitario en el estudio e importancia de las propiedades de los sistemas, de la materia y las magnitudes asociadas a los materiales.

METODOLOGÍA DE APRENDIZAJE

Requisito. - El estudiante debe conocer las conversiones de unidades y el sistema de escritura de potencias de base 10 o notación científica, evaluación con preguntas y respuesta.

Transferencia de Conocimientos. - Presentación del tema, exposición de la importancia y contenidos relacionados, ejemplos con ejercicios resueltos y tareas con ejercicios a resolver en sus horas autónomas, evaluación con talleres, exposiciones y lecciones escritas.

Aplicación de Aprendizajes. - Trabajos de consulta o de investigación para reforzar o profundizar conocimientos y posterior evaluación. Se realizará un foro sobre la Utilidad del uso de los instrumentos de medida en la Industria Ecuatoriana.

Evaluación de la Unidad. - Se evaluará todas las actividades desarrolladas en el transcurso de del aprendizaje de la unidad didáctica objeto de estudio.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

El estudiante debe resolver la guía de trabajo Nº1, previo a cada una de las horas clases tratadas por el docente responsable de la asignatura.

RESULTADO DE APRENDIZAJE

El estudiante será capaz de medir, determinar los errores en la medición, escribir las cantidades observadas correctamente y determinar con exactitud los sistemas de medida con los cuales está trabajando.

BIBLIOGRAFIA PARA EL APRENDIZAJE

- Yunus A. Cengel, Michael A. Boles, Termodinámica. Tomo1, editorial Mac Graw Hill, segunda edición año 2008.
- Enciclopedia del conocimiento, Física y Química por Futura Multimedia, Editorial Sol 90. Año 2005. Barcelona.
- K.M Watson – R. A. Ragatz. Principio de los Procesos Químicos, Parte 1. Editorial Reverté S. A. 1980. Barcelona – España.

LOS MATERIALES NATURALES

- 2.1 Sustancias Puras e Impurezas
- 2.2 Mezcla Homogénea y Heterogénea
- 2.3 Las Disoluciones y sus componentes
- 2.4 Proceso de separación de mezclas
- 2.5 Separación con cambio y sin cambio de fase
- 2.6 La concentración de las soluciones; Criterios cualitativo y cuantitativo
- 2.7 Dilución de soluciones concentradas
- 2.8 Cálculo de la Fracción molar de una Mezcla
- 2.9 Problemas Resueltos y Propuestos



OBJETIVO GENERAL

Los estudiantes deben al término de esta unidad, identificar, diferenciar y separar los componentes de las mezclas, elaborar disoluciones, así como también calcular la fracción molar de una mezcla, con la finalidad de resolver problemas del entorno y del campo de su especialidad en ingeniería.

OBJETIVO ESPECÍFICO

Enfocar y guiar al estudiante de ingeniería en el estudio e importancia de las elaboraciones de mezclas y disoluciones de todo tipo y en la aplicación de los métodos de separación de sus componentes.

METODOLOGÍA DE APRENDIZAJE

Requisito. - El estudiante debe tener conocimientos de las clases de mezclas y disoluciones y de los cambios de fases de las sustancias, evaluación con preguntas y respuesta, con ejemplos

Transferencia de Conocimientos. - Presentación del tema, exposición de la importancia y contenidos relacionados, ejemplos con ejercicios resueltos y tareas con ejercicios a resolver en sus horas autónomas, evaluación con talleres, exposiciones y lecciones escritas.

Aplicación de Aprendizajes. - Trabajos de consulta o de investigación para reforzar o profundizar conocimientos y posterior evaluación. Se realizará un foro sobre el impacto del dragado y reparación de lodos en el río Guayas, en la zona del malecón de la ciudad de Guayaquil.

Evaluación de la Unidad. - Se evaluará todas las actividades desarrolladas en el transcurso de del aprendizaje de la unidad didáctica objeto de estudio.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

El estudiante debe resolver la guía de trabajo N°2, previo a cada una de las horas clases tratadas por el docente responsable de la asignatura.

RESULTADO DE APRENDIZAJE

El estudiante será capaz de separar los componentes de una mezcla, elaborar disoluciones conociendo su concentración y calcular la fracción molar de las mismas, para su aplicación en la Termoquímica.

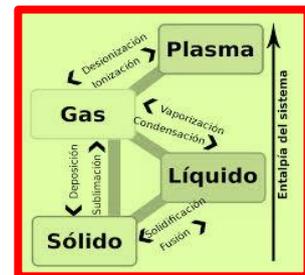
BIBLIOGRAFIA PARA EL APRENDIZAJE

- Yunus A. Cengel, Michael A. Boles, Termodinámica. Tomo1, editorial Mac Graw Hill, segunda edición año 2008.
- Enciclopedia del conocimiento, Física y Química por Futura Multimedia, Editorial Sol 90. Año 2005. Barcelona.
- K.M Watson – R. A. Ragatz. Principio de los Procesos Químicos, Parte 1. Editorial Reverté S. A. 1980. Barcelona – España.

3

FORMA DE LOS MATERIALES Y LOS GASES IDEALES

- 3.1 Las Fases de la Materia
- 3.2 Fases Gaseosa, Sólida y Líquida
- 3.3 Cambios de fases
- 3.4 Los gases ideales
- 3.5 Concepto de Mol
- 3.6 El número de Avogadro como la Cantidad de Partículas de una Mol
- 3.7 El modelo Cinético Corpuscular
- 3.8 Problemas Resueltos y Propuestos



OBJETIVO GENERAL

Los estudiantes, al término de esta unidad deben conocer perfectamente los estados o fases de la materia, sus cambios, el comportamiento de los gases ideales y algunos conceptos relacionados como el número de moles de una partícula y el modelo cinético corpuscular.

OBJETIVO ESPECÍFICO

Orientar al estudiante de ingeniería en el conocimiento de las fases de la materia, de los cambios de fases y del comportamiento de los gases ideales y su relación con los gases reales, para resolver ejercicios propios del campo de la ingeniería.

METODOLOGÍA DE APRENDIZAJE

Requisito. - El estudiante debe tener conocimientos de los estados de la materia y de los cambios de fase de las sustancias, evaluación con preguntas, respuesta y ejemplos.

Transferencia de Conocimientos. - Presentación del tema, exposición de la importancia y contenidos relacionados, ejemplos con ejercicios resueltos y tareas con ejercicios a resolver en sus horas autónomas, evaluación con talleres, exposiciones y lecciones escritas.

Aplicación de Aprendizajes. - Trabajos de consulta o de investigación para reforzar o profundizar conocimientos y posterior evaluación. Se realizará un Foro respecto a la producción de CO₂ en el Ecuador y su impacto en el medio ambiente.

Evaluación de la Unidad. - Se evaluará todas las actividades desarrolladas en el transcurso de del aprendizaje de la unidad didáctica objeto de estudio.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

El estudiante debe resolver la guía de trabajo Nº 3, previo a cada una de las horas clases tratadas por el docente responsable de la asignatura.

RESULTADO DE APRENDIZAJE

El estudiante será capaz de diferenciar las distintas fases de la materia, conocer los cambios de fases correctamente y desarrollar problemas relacionados con el cálculo de la cantidad de moles de un gas.

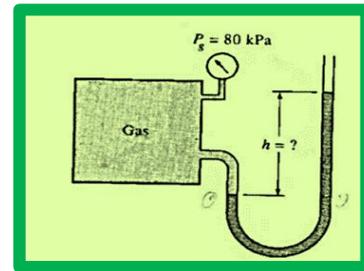
BIBLIOGRAFIA PARA EL APRENDIZAJE

- Yunus A. Cengel, Michael A. Boles, Termodinámica. Tomo1, editorial Mac Graw Hill, segunda edición año 2008.
- Enciclopedia del conocimiento, Física y Química por Futura Multimedia, Editorial Sol 90. Año 2005. Barcelona.
- K.M Watson – R. A. Ragatz. Principio de los Procesos Químicos, Parte 1. Editorial Reverté S. A. 1980. Barcelona – España.

4

ESTUDIO DE LA PRESIÓN Y LA TEMPERATURA

- 4.1 La Presión Mecánica, Presión Hidrostática y Presión Atmosférica
- 4.2 El Manómetro, Presión Manométrica y Presión Absoluta
- 4.3 Presión de vapor y cambio de fase
- 4.4 Diferencia entre Calor y Temperatura
- 4.5 Potencial Térmico y Energía Calorífica
- 4.6 Medida de la Temperatura y Diferentes escalas Termométricas
- 4.7 Problemas Resueltos y Propuestos



OBJETIVO GENERAL

Los estudiantes, al término de esta unidad deben manipular instrumentos de medida de la presión, para diferenciar con precisión la presión mecánica de la hidrostática, atmosférica, manométrica y absoluta, además deben conocer las escalas de medidas de la temperatura para establecer la diferencia entre temperatura y calor.

OBJETIVO ESPECÍFICO

Orientar al estudiante de ingeniería en el conocimiento de los instrumentos de medida de la presión y de la temperatura, para resolver problemas del campo de la ingeniería.

METODOLOGÍA DE APRENDIZAJE

Requisito. - El estudiante debe tener conocimientos de los instrumentos de medidas de la presión, y de la temperatura y sus escalas termométricas, evaluación con preguntas, respuesta y ejemplos.

Transferencia de Conocimientos. - Presentación del tema, exposición de la importancia y contenidos relacionados, ejemplos con ejercicios resueltos y tareas con ejercicios a resolver en sus horas autónomas, evaluación con talleres, exposiciones y lecciones escritas.

Aplicación de Aprendizajes. - Trabajos de consulta o de investigación para reforzar o profundizar conocimientos y posterior evaluación. Se realizará un Foro respecto a la utilidad de los manómetros y termómetros en la industria ecuatoriana.

Evaluación de la Unidad. - Se evaluará todas las actividades desarrolladas en el transcurso de del aprendizaje de la unidad didáctica objeto de estudio.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

El estudiante debe resolver la guía de trabajo Nº 4, previo a cada una de las horas clases tratadas por el docente responsable de la asignatura.

RESULTADO DE APRENDIZAJE

El estudiante será capaz de reconocer e identificar los instrumentos de medida de la presión y de la temperatura, así como también realizar las lecturas correctas en cada instrumento de medición.

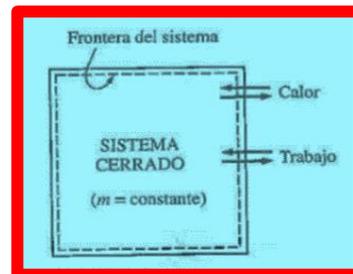
BIBLIOGRAFIA PARA EL APRENDIZAJE

- Yunus A. Cengel, Michael A. Boles, Termodinámica. Tomo1, editorial Mac Graw Hill, segunda edición año 2008.
- Enciclopedia del conocimiento, Física y Química por Futura Multimedia, Editorial Sol 90. Año 2005. Barcelona.
- K.M Watson – R. A. Ragatz. Principio de los Procesos Químicos, Parte 1. Editorial Reverté S. A. 1980. Barcelona – España.
- J.M. Smith, Davis H. C. Van Ness, M. M. Abbott. Introducción a la termodinámica, Quinta edición, año 1996. México, Mac Graw Hill.

5

LA PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

- 5.1 Sistema Termodinámico y paredes diatérmicas y adiabáticas
- 5.2 Procesos Termodinámicos adiabáticos y no adiabáticos
- 5.3 Equilibrio termodinámico y Punto triple de una sustancia
- 5.4 Energía Interna y Ley Cero de la termodinámica
- 5.5 Equivalente mecánico del calor y Trabajo termodinámico
- 5.6 Primera ley de la Termodinámica
- 5.7 Problemas Resueltos y Propuestos



OBJETIVO GENERAL

Los estudiantes, al término de esta unidad deben conocer algunas definiciones importantes de la termodinámica, con la finalidad de aplicarlas en las leyes cero y primera de la termodinámica. También deben saber cómo realizar cálculos para determinar el trabajo termodinámico y resolver otros problemas relacionados.

OBJETIVO ESPECÍFICO

Situar al estudiante de ingeniería en el conocimiento de la aplicación de la primera ley de la Termodinámica considerando la interacción del sistema y sus alrededores, donde la cantidad de energía ganada por el sistema sea exactamente igual a la cantidad de energía perdida por los alrededores, para resolver problemas propios de la especialidad.

METODOLOGÍA DE APRENDIZAJE

Requisito. - El estudiante debe tener conocimientos básicos de Termología, evaluación con preguntas, respuesta y ejemplos.

Transferencia de Conocimientos. - Presentación del tema, exposición de la importancia y contenidos relacionados, ejemplos con ejercicios resueltos y tareas con ejercicios a resolver en sus horas autónomas, evaluación con talleres, exposiciones y lecciones escritas.

Aplicación de Aprendizajes. - Trabajos de consulta o de investigación para reforzar o profundizar conocimientos y posterior evaluación. Se realizará un Foro respecto a la aplicación de la primera ley de la termodinámica y su relación con el trabajo cotidiano de la ingeniería.

Evaluación de la Unidad. - Se evaluará todas las actividades desarrolladas en el transcurso de del aprendizaje de la unidad didáctica objeto de estudio.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

El estudiante debe resolver la guía de trabajo Nº 5, previo a cada una de las horas clases tratadas por el docente responsable de la asignatura.

RESULTADO DE APRENDIZAJE

El estudiante será capaz de aplicar la primera ley de la termodinámica y calcular los parámetros establecidos en la ecuación de variación de Energía Interna, igual a Calor menos Trabajo en todas sus manifestaciones.

BIBLIOGRAFIA PARA EL APRENDIZAJE

- Yunus A. Cengel, Michael A. Boles, Termodinámica. Tomo1, editorial Mac Graw Hill, segunda edición año 2008.
- Enciclopedia del conocimiento, Física y Química por Futura Multimedia, Editorial Sol 90. Año 2005. Barcelona.
- K.M Watson – R. A. Ragatz. Principio de los Procesos Químicos, Parte 1. Editorial Reverté S. A. 1980. Barcelona – España.

6

TERMOFÍSICA

- 6.1 Introducción
- 6.2 Energía Interna, Energía Externa y Energía en Tránsito
- 6.3 Estudio de la Entalpía y sus diferentes manifestaciones
- 6.4 Capacidad calorífica de sólidos y gases
- 6.5 Calores latentes de fusión, transición y vaporización

Capacidad calorífica a volumen constante

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

Capacidad calorífica a presión constante

$$C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$$

OBJETIVO GENERAL

Los estudiantes, al término de esta unidad deben recordar conceptos generales como de energía temperatura y calor desde la subclasificación externa (Movimiento y Posición) e interna composición inherente a la estructura y estado de la materia.

OBJETIVO ESPECÍFICO

Orientar al estudiante de ingeniería en el conocimiento de la aplicación de energía interna total y el empleo de sus unidades en los diferentes sistemas, para resolver problemas del campo de la ingeniería.

METODOLOGÍA DE APRENDIZAJE

Requisito. - El estudiante debe tener conocimientos básicos de termodinámica y particularmente capacidades caloríficas de sólidos, líquidos y gases, evaluación con preguntas, respuesta y ejemplos.

Transferencia de Conocimientos. - Presentación del tema, exposición de la importancia y contenidos relacionados, ejemplos con ejercicios resueltos y tareas con ejercicios a resolver en sus horas autónomas, evaluación con talleres, exposiciones y lecciones escritas.

Aplicación de Aprendizajes. - Trabajos de consulta o de investigación para reforzar o profundizar conocimientos y posterior evaluación. Se realizará un Foro respecto a la utilidad de la aplicación del aumento de entalpía en procesos industriales continuos.

Evaluación de la Unidad. - Se evaluará todas las actividades desarrolladas en el transcurso de del aprendizaje de la unidad didáctica objeto de estudio.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

El estudiante debe resolver la guía de trabajo N° 6, previo a cada una de las horas clases tratadas por el docente responsable de la asignatura.

RESULTADO DE APRENDIZAJE

El estudiante será capaz de calcular los aumentos de entalpía en los procesos industriales continuos, tales como operación de calderas, hornos de combustión reactores químicos o equipos de destilación.

BIBLIOGRAFIA PARA EL APRENDIZAJE

- Yunus A. Cengel, Michael A. Boles, Termodinámica. Tomo1, editorial Mac Graw Hill, segunda edición año 2008.
- Enciclopedia del conocimiento, Física y Química por Futura Multimedia, Editorial Sol 90. Año 2005. Barcelona.
- K.M Watson – R. A. Ragatz. Principio de los Procesos Químicos, Parte 1. Editorial Reverté S. A. 1980. Barcelona – España.
- J.M. Smith, Davis H. C. Van Ness, M. M. Abbott. Introducción a la termodinámica, Quinta edición, año 1996. México, Mac Graw Hill.

PRESENTACIÓN

En el contexto de la sociedad del conocimiento, la formación media superior se ha convertido en un tema de atención prioritaria para las IES; El saber, entendido como fuerza que impulsa de manera determinante al desarrollo, tanto individual como social, constituye una condición necesaria para el crecimiento, la democracia, la equidad y la libertad.

Sus nuevas tendencias, fortalezas, oportunidades y posibilidades, su función de enlace entre los niveles básico y profesional y su situación estratégica en el proceso formativo, dotan a la educación superior de un gran potencial. El libro fundamentos para la Termofísica que tienes en tus manos, es producto de un estimable esfuerzo hecho por docentes de la Universidad de Guayaquil para fortalecer al universitario y a los estudiantes del nivel medio.

Forma parte de la Colección Conocimientos Fundamentales para el aprendizaje medio superior, concebida bajo la visión de que los acelerados cambios y transformaciones de las últimas décadas en los diversos campos del saber y del quehacer humano, deben reflejarse en los contenidos educativos del siglo XXI. En tal sentido, en el marco de los estudios superiores, está siendo objeto de un profundo análisis.

Entre los aspectos que, sin duda, impulsarán la ES, están su articulación orgánica con las etapas de estudios posteriores; el establecimiento de estrategias de atención a requerimientos pedagógicos específicos; la modificación curricular sustentada en el perfil de egreso y en los conocimientos relevantes y pertinentes que requiere el estudiante; el mejoramiento de la docencia, y la incorporación de nuevas tecnologías a la enseñanza-aprendizaje de la actualidad.

Considerando lo antes mencionado, el libro de fundamentos para la Termofísica presenta en cada unidad una ficha metodológica que inicia con los objetivos y termina con la bibliografía usada en cada unidad. La misma que registra libros, referencias web y materiales de académicos para el aprendizaje, así como conocimientos fundamentales para la enseñanza superior, son el punto de partida para establecer los cimientos de una formación que, efectivamente, te proporcione una cultura general interdisciplinaria y de capacidades específicas para que puedas responder a las exigencias de un entorno cada vez más complejo y demandante.

Dichos conocimientos, además de las habilidades y valores correspondientes, deben prepararte también para el aprendizaje a lo largo de tu vida. El libro cuenta con la participación de destacados académicos de la Universidad, en el marco de un programa de investigación y producción científica institucional, destinado a rendir sus mejores frutos en beneficio de los jóvenes de nuestro país.

PREFACIO

El presente texto nace después de un sinnúmero de conversaciones de los autores sobre los aspectos fundamentales en la enseñanza y el aprendizaje de la Termodinámica para las diferentes carreras de ingeniería, donde intervienen temas relevantes y de suma importancia y de aplicación de universal, pensando siempre en un contexto de interés hacia el estudiante.

Este libro se escribió de tal forma que tenga un orden secuencial no repetitivo que aporte a una estrategia metodológica en el aprendizaje de esta asignatura en los estudiantes, evitando así que se crean vacíos en su conocimiento, con ejemplos o ejercicios resueltos que servirán para esclarecer todos los conceptos del tema involucrado, dejando para los lectores estudiantiles y público en general ejercicios para resolución como actividad autónoma de retroalimentación con sus respectivas respuestas,

Las unidades presentadas en el texto guía está orientada para seguir un curso de ingeniería básica inclinándose desde el punto de vista de la ingeniería química la cual la detallamos a continuación:

La unidad 1 se basa en involucrar al estudiante de las diferentes carreras de la Ingeniería al estudio de las medidas y sistemas de unidades con el propósito de que observe, mida, compare y analice los valores de las medidas de las magnitudes con las que está ensayando.

En la unidad 2 los estudiantes descubren como identificar, diferenciar y separar los componentes de las mezclas, elaborar disoluciones, así como también calcular la fracción molar de una mezcla, con la finalidad de resolver problemas del entorno y del campo de su especialidad en ingeniería.

La unidad 3 al terminarla el estudiante debe conocer perfectamente los estados o fases de la materia, sus cambios, el comportamiento de los gases ideales y algunos conceptos relacionados como el número de moles de una partícula y el modelo cinético corpuscular

Los estudiantes al término de **la unidad 4**, deben manipular instrumentos de medida de la presión, para diferenciar con precisión la presión mecánica de la hidrostática, atmosférica, manométrica y absoluta, además deben conocer las escalas de medidas de la temperatura para establecer la diferencia entre temperatura y calor.

En la unidad 5 se basa el estudio en si para los que estudian una ingeniería, al término de esta aparatado deben conocer algunas definiciones importantes de la termodinámica, con la finalidad de aplicarlas en las leyes cero y primera de la termodinámica. También deben saber cómo realizar cálculos para determinar el trabajo termodinámico y resolver otros problemas relacionados.

Por último, en **la unidad 6**, los estudiantes, deben recordar conceptos generales como de energía temperatura y calor desde la subclasificación externa (Movimiento y Posición) e interna composición inherente a la estructura y estado de la materia, que es el aspecto fundamental de la Termodinámica.

Descubre tu próxima lectura

Si quieres formar parte de nuestra comunidad, regístrate en <https://www.grupocompas.org/suscribirse> y recibirás recomendaciones y capacitación



   @grupocompas.ec
compasacademico@icloud.com

Unidad 1

- 1.1 Las Magnitudes y sus Medidas.
- 1.2 Sistema Internacional de Unidades.
- 1.3 Errores en las Mediciones.
- 1.4 Cifras Significativas y redondeo de cifras.
- 1.5 Propiedades de los Sistemas.
- 1.6 Propiedades Intensivas y Extensivas de la Materia.
- 1.7 Propiedades Físicas y Químicas.



1.1 Las Magnitudes y sus Medidas.

Magnitud: Es la propiedad fundamental que poseen los cuerpos de ser medidos. Por ejemplo: temperatura, velocidad, masa, peso, etc.

Medir: Es comparar una magnitud con otra similar, llamada unidad patrón, para averiguar cuántas veces la contiene.

Unidad: Es una cantidad que se adopta como patrón para comparar con ella cantidades de la misma especie. Ejemplo: Cuando decimos que un objeto mide dos metros, estamos indicando que es dos veces mayor que la unidad tomada como patrón, en este caso el metro.

Una magnitud física: Es una propiedad o cualidad medible de un sistema físico, es decir, a la que se le pueden asignar distintos valores como resultado de una medición o una relación de medidas. Las magnitudes físicas se miden usando un patrón que tenga bien definida esa magnitud, y tomando como unidad la cantidad de esa propiedad que posea el objeto patrón. Por ejemplo, se considera que el patrón principal de longitud es el metro en el Sistema Internacional de Unidades.

Las primeras magnitudes definidas estaban relacionadas con la medición de longitudes, áreas, volúmenes, masas patrón, y la duración de periodos de tiempo. Luego se las clasificó en magnitudes básicas y derivadas, y constituyen ejemplos de magnitudes físicas: la masa, la longitud, el tiempo, la carga eléctrica, la densidad, la temperatura, la velocidad, la aceleración y la energía.

1.1.0 Tipos de magnitudes físicas

Las magnitudes físicas pueden ser clasificadas de acuerdo a varios criterios:

- A.- Según su expresión matemática, las magnitudes se clasifican en escalares, vectoriales y tensoriales.
- B.- Según su actividad, se clasifican en magnitudes extensivas e intensivas.

MAGNITUDES ESCALARES, VECTORIALES Y TENSORIALES	
MAGNITUDES ESCALARES	<p>Son aquellas que quedan completamente definidas por un número y las unidades utilizadas para su medida. Esto es, las magnitudes escalares están representadas por el ente matemático más simple, por un número. Podemos decir que poseen un módulo pero carecen de dirección. Ej. Camine dos kilómetros, La temperatura ambiente es de 24°C, etc.</p> <p>La masa, volumen, densidad, el trabajo mecánico, la energía, el calor, la temperatura, etc. son magnitudes escalares.</p>
MAGNITUDES VECTORIALES	<p>Son aquellas que quedan caracterizadas por una cantidad (intensidad o módulo), una dirección y un sentido. En un espacio euclidiano, de no más de tres dimensiones, un vector se representa mediante un segmento orientado. Ej. El auto viaja a razón de 70km/hr, hacia el norte, La fuerza aplicada al cuerpo es de 120 Newton hacia la derecha.</p> <p>La velocidad, la aceleración, la fuerza, el campo eléctrico, intensidad luminosa, etc. son magnitudes vectoriales.</p>
MAGNITUDES TENSORIALES	<p>Son las que caracterizan propiedades o comportamientos físicos modelizables mediante un conjunto de números que cambian tensorialmente al elegir otro sistema de coordenadas asociado a un observador con diferente estado de movimiento (marco móvil) o de orientación.</p>

MAGNITUDES EXTENSIVAS E INTENSIVAS	
MAGNITUDES EXTENSIVAS	<p>Es una magnitud que depende de la cantidad de sustancia que tiene el cuerpo o sistema. Las magnitudes extensivas son aditivas. Si consideramos un sistema físico formado por dos partes o subsistemas, el valor total de una magnitud extensiva resulta ser la suma de sus valores en cada una de las dos partes. Ejemplos: la masa y el volumen de un cuerpo o sistema, la energía de un sistema termodinámico, etc.</p>
MAGNITUDES INTENSIVAS	<p>Es aquella cuyo valor no depende de la cantidad de materia del sistema. Las magnitudes intensivas tiene el mismo valor para un sistema que para cada una de sus partes consideradas como subsistemas. Ejemplos: la densidad, la temperatura y la presión de un sistema termodinámico en equilibrio. En general, el cociente entre dos magnitudes extensivas da como resultado una magnitud intensiva. Ejemplo: masa dividida por volumen representa densidad.</p>

1.2 Sistema Internacional de Unidades.

Reconocido por su abreviatura **SI**, es el **sistema de unidades** que se usa en todos los países del mundo, a excepción de tres que no lo han declarado prioritario o único como lo son Birmania, Liberia y Estados Unidos.

Es el heredero del antiguo Sistema Métrico Decimal y por ello también se conoce como “sistema métrico”

Se instituyó en 1960, en la XI Conferencia General de Pesas y Medidas, durante la cual inicialmente se reconocieron seis unidades físicas básicas. En 1971 se añadió la séptima unidad básica: el mol.

Una de las características trascendentales, que constituye la gran ventaja del Sistema Internacional, es que sus unidades se basan en fenómenos físicos fundamentales. Excepción única es la unidad de la magnitud masa, el kilogramo, definida como «la masa del prototipo internacional del kilogramo», un cilindro de platino e iridio almacenado en una caja fuerte de la Oficina Internacional de Pesas y Medidas.

Entre los años 2006 y 2009 el SI se unificó con la norma ISO 31 para instaurar el Sistema Internacional de Magnitudes (ISO/IEC 80000, con las siglas **ISQ**).

1.2.1 Unidades Fundamentales

El Sistema Internacional de Unidades consta de siete unidades básicas (fundamentales), que expresan magnitudes físicas. A partir de estas se determinan el resto de unidades (derivadas).

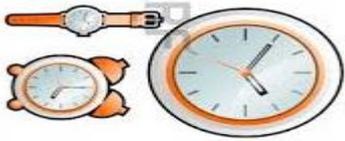
Las unidades pueden llevar prefijos del Sistema Internacional, que van de 1000 en 1000: múltiplos (ejemplo: kilo indica mil; $1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$), o submúltiplos (ejemplo: mili indica milésima; $1 \text{ mA} = 0,001 \text{ A}$).

a.- Múltiplos (en mayúsculas a partir de Mega): deca (da), hecto (h), kilo (k), mega (M), giga (G), tera (T), peta (P), exa (E), zetta (Z), yotta (Y).

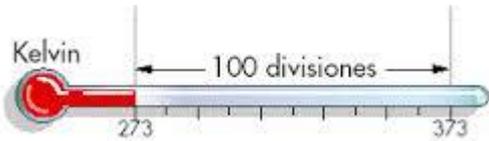
b.- Submúltiplos (en minúsculas): deci (d), centi (c), mili (m), micro (μ), nano (n), pico (p), femto (f), atto (a), zepto (z), yocto (y).

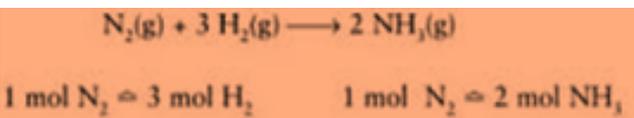
Magnitud física básica	Longitud	
Símbolo dimensional	L	
Unidad básica	metro	
Símbolo de la unidad	m	
Definición		
Longitud que en el vacío recorre la luz durante un $1/299\,792\,458$ de segundo. De aquí resulta que la velocidad de la luz en el vacío es igual a $299\,792\,458$ metros por segundo exactamente.		

Magnitud física básica	Masa	
Símbolo dimensional	M	
Unidad básica	Kilogramo	
Símbolo de la unidad	kg	
Definición		
Masa del prototipo internacional del kilogramo, adoptado por la Conferencia General de Pesas y Medidas y depositado en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas, en Sèvres, Francia. Este prototipo es un cilindro de 39 mm de altura y 39 mm de diámetro de una aleación 90% de platino y 10% de iridio; tiene una densidad de $21\,500 \text{ kg/m}^3$.		

Magnitud física básica	Tiempo	
Símbolo dimensional	T	
Unidad básica	Segundo	
Símbolo de la unidad	s	
Definición		
Duración de 9 192 631 770 períodos de la radiación de transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio 133.		

Magnitud física básica	Intensidad de corriente eléctrica	
Símbolo dimensional	I	
Unidad básica	Amperio	
Símbolo de la unidad	A	
Definición		
Intensidad de una corriente constante que manteniéndose en dos conductores paralelos, rectilíneos, de longitud infinita, de sección circular despreciable y situados a una distancia de un metro uno de otro en el vacío, produciría una fuerza igual a $2 \cdot 10^{-7}$ newton por metro de longitud.		

Magnitud física básica	Temperatura termodinámica	
Símbolo dimensional	Q	
Unidad básica	kelvin	
Símbolo de la unidad	K	
Definición		
1/273,16 de la temperatura termodinámica del punto triple del agua. De aquí resulta que la temperatura termodinámica del punto triple del agua es igual a 273,16 kelvin exactamente. El cero de la escala Kelvin coincide con el cero absoluto ($-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$)		

Magnitud física básica	Cantidad de sustancia	
Símbolo dimensional	N	
Unidad básica	mol	
Símbolo de la unidad	mol	
Definición		
Cantidad de sustancia que hay en tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg del isótopo carbono-12. Esta definición se refiere a átomos de carbono-12 no ligados, en reposo y en su estado fundamental. Cuando se emplee el mol, es necesario especificar las unidades elementales, que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de tales partículas. De aquí resulta que la masa molar del carbono 12 es igual a 12 g por mol, exactamente, $M(^{12}\text{C}) = 12\text{ g/mol}$.		

Magnitud física básica	Intensidad Luminosa	
Símbolo dimensional	J	
Unidad básica	Candela	
Símbolo de la unidad	cd	
Definición Intensidad luminosa, en una dirección dada, de una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia $5,4 \cdot 10^{14}$ Hz y cuya intensidad energética en dicha dirección es $1/683$ vatios por estereorradián. De aquí resulta que la eficacia luminosa espectral de una radiación monocromática de frecuencia igual a $5,4 \cdot 10^{14}$ Hz es igual a 683 lúmenes por vatio.		

1.2.2 Unidades derivadas

Mediante esta denominación se hace referencia a las unidades utilizadas para expresar magnitudes físicas que son resultado de combinar magnitudes físicas básicas.

No se debe confundir este concepto con los de múltiplos y submúltiplos, que se utilizan tanto en las unidades básicas como en las derivadas, sino que siempre se le ha de relacionar con las magnitudes expresadas.

Si éstas son longitud, masa, tiempo, intensidad de corriente eléctrica, temperatura, cantidad de sustancia o intensidad luminosa, se trata de una magnitud básica. Todas las demás son derivadas.

Son Ej. De unidades derivadas

- Unidad de volumen o metro cúbico, resultado de combinar tres veces la longitud.
- Unidad de densidad o cantidad de masa por unidad de volumen, resultado de combinar masa (magnitud básica) con volumen (magnitud derivada). Se expresa en kilogramos por metro cúbico. Carece de nombre especial.
- Unidad de fuerza, magnitud que se define a partir de la segunda ley de Newton (fuerza = masa \times aceleración). La masa es una de las magnitudes básicas; la aceleración es derivada. Por tanto, la unidad resultante ($\text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$) es derivada, de nombre especial: newton Unidad de energía. Es la energía necesaria para mover un objeto una distancia de un metro aplicándole una fuerza de un newton; es decir, fuerza por distancia. Se le denomina julio (unidad) (en inglés, *joule*). Su símbolo es J. Por tanto, $J = \text{N} \cdot \text{m}$.

En cualquier caso, mediante las ecuaciones dimensionales correspondientes, siempre es posible relacionar unidades derivadas con básicas.

1.2.3 Prefijos del Sistema Internacional

1000^n	10^n	Prefijo	Símbolo	Equivalencia decimal en los Prefijos del Sistema Internacional	Asignación
1000^8	10^{24}	yotta	Y	1 000 000 000 000 000 000 000 000	1991
1000^7	10^{21}	zetta	Z	1 000 000 000 000 000 000 000	1991
1000^6	10^{18}	exa	E	1 000 000 000 000 000 000	1975
1000^5	10^{15}	peta	P	1 000 000 000 000 000	1975
1000^4	10^{12}	tera	T	1 000 000 000 000	1960
1000^3	10^9	giga	G	1 000 000 000	1960
1000^2	10^6	mega	M	1 000 000	1960
1000^1	10^3	kilo	k	1 000	1795
$1000^{2/3}$	10^2	hecto	h	100	1795
$1000^{1/3}$	10^1	deca	da	10	1795
1000^0	10^0	<i>ninguno</i>		1	
$1000^{-1/3}$	10^{-1}	deci	d	0,1	1795
$1000^{-2/3}$	10^{-2}	centi	c	0,01	1795
1000^{-1}	10^{-3}	mili	m	0,001	1795
1000^{-2}	10^{-6}	micro	μ	0,000 001	1960
1000^{-3}	10^{-9}	nano	n	0,000 000 001	1960
1000^{-4}	10^{-12}	pico	p	0,000 000 000 001	1960
1000^{-5}	10^{-15}	femto	f	0,000 000 000 000 001	1964
1000^{-6}	10^{-18}	atto	a	0,000 000 000 000 000 001	1964
1000^{-7}	10^{-21}	zepto	z	0,000 000 000 000 000 000 001	1991
1000^{-8}	10^{-24}	yocto	y	0,000 000 000 000 000 000 000 001	1991

1.3 Errores en las Mediciones.

El **error de medición** se define como la diferencia entre el valor medido y el valor verdadero. Afectan a cualquier instrumento de medición y pueden deberse a distintas causas. Las que se pueden de alguna manera prever, calcular, eliminar mediante calibraciones y compensaciones, se denominan determinísticos o sistemáticos y se relacionan con la exactitud de las mediciones. Los que no se pueden prever, pues dependen de causas desconocidas, o estocásticas se denominan aleatorios y están relacionados con la precisión del instrumento. Empezaremos comentando los principales **errores de medición que hay y sus causas**.

1.3.1 Según la fuente del Error: Error absoluto y relativo

Como consecuencia de la existencia de diferentes fuentes de error, el científico se plantea por sistema hasta qué punto o en qué grado los resultados obtenidos son fiables, esto es, dignos de confianza.

Por ello, al resultado de una medida se le asocia un valor complementario que indica la calidad de la medida o su grado de precisión. Los errores o imprecisiones en los resultados se expresan matemáticamente bajo dos formas que se denominan error absoluto y error relativo. Se define el error absoluto ΔE , como la diferencia entre el resultado de la medida M y el verdadero valor m_0 de la magnitud a medir:

$$\Delta E = M - m_0$$

El error relativo E_r es el cociente entre el error absoluto ΔE y el verdadero valor. Cuando se expresa en tanto por ciento su expresión es:

$$E_r (\%) = \Delta E \cdot 100 / m_0$$

En sentido estricto tales definiciones son únicamente aplicables cuando se refieren no a medidas físicas propiamente, sino a operaciones matemáticas, ya que el valor exacto de una magnitud no es accesible. Por ello, con frecuencia se prefiere hablar de incertidumbres en lugar de errores. En tal caso se toma como **m** el valor que más se aproxima al verdadero, es decir, valor medio obtenido al repetir varias veces la misma medida.

1.3.2 Según la naturaleza de los errores: errores aleatorios y sistemáticos.

a.- Error aleatorio. No se conocen las leyes o mecanismos que lo causan por su excesiva complejidad o por su pequeña influencia en el resultado final.

Para conocer este tipo de errores primero debemos de realizar un muestreo de medidas. Con los datos de las sucesivas medidas podemos calcular su media y la desviación típica muestral. Con estos parámetros se puede obtener la Distribución normal característica, $N [\mu, s]$, y la podemos acotar para un nivel de confianza dado.

Las medidas entran dentro de la campana con unos "no" márgenes determinados para un nivel de confianza que suele establecerse entre el 95% y el 98%.

b.- Error sistemático. Permanecen constantes en valor absoluto y en el signo al medir, una magnitud en las mismas condiciones, y se conocen las leyes que lo causan.

Para determinar un error sistemático se deben de realizar una serie de medidas sobre una magnitud X_0 , se debe de calcular la media aritmética de estas medidas y después hallar la diferencia entre la media y la magnitud X_0 .

$$\text{Error sistemático} = | \text{media} - X_0 |$$

1.3.3 Causas de errores de medición

Aunque es imposible conocer todas las causas del error es conveniente conocer todas las causas importantes y tener una idea que permita evaluar los errores más frecuentes. Las principales causas que producen errores se pueden clasificar en:

- Error debido al instrumento de medida.
- Error debido al operador.

- Error debido a los factores ambientales.
- Error debido a las tolerancias geométricas de la propia pieza.

➤ Errores debidos al instrumento de medida

Cualquiera que sea la precisión del diseño y fabricación de un instrumento presentan siempre imperfecciones. A estas, con el paso del tiempo, les tenemos que sumar las imperfecciones por desgaste.

- ❖ **Error de alineación.**
- ❖ **Error de diseño y fabricación.**
- ❖ **Error por desgaste del instrumento.** Debido a este tipo de errores se tienen que realizar verificaciones periódicas para comprobar si se mantiene dentro de unas especificaciones.
- ❖ **Error por precisión y forma de los contactos.**



➤ Errores debidos al operador

El operador influye en los resultados de una medición por la imperfección de sus sentidos así como por la habilidad que posee para efectuar las medidas. Las tendencias existentes para evitar estas causas de errores son la utilización de instrumentos de medida en los que elimina al máximo la intervención del operador.

- ❖ **Error de mal posicionamiento.** Ocurre cuando no se coloca la pieza adecuadamente alineada con el instrumento de medida o cuando con pequeños instrumentos manuales se miden piezas grandes en relación de tamaño. Otro ejemplo es cuando se coloca el aparato de medida con un cierto ángulo respecto a la dimensión real que se desea medir.



- ❖ **Error de lectura y paralaje.** Cuando los instrumentos de medida no tienen lectura digital se obtiene la medida mediante la comparación de escalas a diferentes planos. Este hecho puede inducir a lecturas con errores de apreciación, interpolación, coincidencia, etc. Por otra parte si la mirada del operador no está situada totalmente perpendicular al plano de escala aparecen errores de paralaje.
- ❖ **Errores que no admiten tratamiento matemático.** Error por fatiga o cansancio.

➤ Errores debidos a los factores ambientales

El más destacado y estudiado es el efecto de la temperatura en los metales dado que su influencia es muy fuerte.

- ❖ **Error por variación de temperatura.** Los objetos metálicos se dilatan cuando aumenta la temperatura y se contraen al enfriarse. Este hecho se modeliza de la siguiente forma.

Variación de longitud = (Coeficiente de dilatación específico) (longitud de la pieza) (variación temperatura), es decir: $\Delta L = \alpha \cdot L \cdot \Delta T$

- ❖ **Otros agentes exteriores.** Influyen mínimamente como Humedad, presión atmosférica, polvo y suciedad en general. También de origen mecánico, como las vibraciones del mundo.

➤ Errores debidos a las tolerancias geométricas de la propia pieza

Las superficies geométricas reales de unas piezas implicadas en la medición de una cota deben presentar unas variaciones aceptables.

- ❖ **Errores de deformación.** La pieza puede estar sometida a fuerzas en el momento de la medición por debajo del límite elástico tomando cierta deformación que desaparece cuando cesa la fuerza.
- ❖ **Errores de forma.** Se puede estar midiendo un cilindro cuya forma aparentemente circular en su sección presente cierta forma oval.
- ❖ **Errores de estabilización o envejecimiento.** Estas deformaciones provienen del



cambio en la estructura interna del material. El temple de aceros, es decir, su enfriamiento rápido, permite que la fase austenítica se transforme a fase martensítica, estable a temperatura ambiente. Estos cambios de geometría son muy poco conocidos pero

igualmente tienen un impacto importante.

1.3.4 Incertidumbre en las mediciones.

La incertidumbre de una medición depende de la precisión del dispositivo utilizado y de la habilidad de la persona que la realizó. Las limitaciones humanas intervienen casi siempre que se hace una medición. Además, no es posible evitar la incertidumbre ocasionada por la limitada precisión de los instrumentos de medición.

Ninguna medición es exacta. Su precisión contiene dos clases de información: (1) la magnitud de la medición y (2) la precisión de la misma. La ubicación del punto decimal y el valor del número expresan la magnitud. La precisión se indica con el número de cifras significativa.

En las mediciones que se realizan en el laboratorio, la incertidumbre **porcentual** es generalmente más importante que la **magnitud** de la incertidumbre. Medir algo con precisión de un centímetro puede ser correcto o incorrecto, dependiendo de la longitud del objeto que se intenta medir. Medir la longitud de un lápiz de 10 centímetros con + centímetro de precisión es muy diferente que medir la longitud de un camino de 100 metros con la misma precisión de + 1 centímetro. En la medición del lápiz tenemos una incertidumbre relativa de 10%. La medición del camino tiene una incertidumbre de sólo una parte en 10000, o sea, de 0.01%.

➤ Error porcentual.

Es fácil confundir la incertidumbre y el error. La **incertidumbre** se refiere al intervalo dentro del cual es **probable** que se encuentre el valor real, con respecto al valor medido. Se usa cuando el valor real no se conoce con seguridad, y sólo se infiere a partir de las mediciones.

La incertidumbre se refleja en el número de cifras significativas empleadas al expresar una medición. El **error** en una medición es la cantidad en la cual ésta difiere de un valor ya conocido que ha sido aceptado porque fue determinado por observadores calificados, valiéndose de equipo de alta precisión.

Es una medida de la exactitud del método de medición aplicado y también de la habilidad de la persona que realizó dicha medición. El error **porcentual**, que generalmente es más importante que el error real, se calcula dividiendo la diferencia entre el valor medido y el valor aceptado de una cantidad, entre el valor aceptado, y multiplicando el cociente por 100%.

$$\text{Error \%} = \frac{\text{valor aceptado} - \text{valor medido}}{\text{valor aceptado}} \times 100$$

Por ejemplo, supongamos que el valor medido de la aceleración de la gravedad es de 9.44 m/s². El valor aceptado es de 9.80 m/s². La diferencia entre los dos valores es (9.80 m/s²) – (9.44 m/s²), o sea 0.36 m/s².

$$\text{Error \%} = \frac{0.36 \text{ m/s}^2}{9.80 \text{ m/s}^2} \times 100 = 3.7\%$$

1.3.5 CALCULO DE ERRORES

Si las fuentes de error son únicamente de carácter aleatorio, es decir, si influyen unas veces por exceso y otras por defecto en el resultado de la medida, puede demostrarse que el valor que más se aproxima al verdadero valor es precisamente el valor medio. Ello es debido a que al promediar todos los resultados, los errores por exceso tenderán a compensarse con los errores por defecto y ello será tanto más cierto cuanto mayor sea el número de veces que se repita la medida. Por esta razón el procedimiento habitual para establecer un valor fiable de una cantidad M y de su incertidumbre correspondiente es el siguiente:

1. Repetir n veces la operación de medida de M y anotar los resultados M₁, M₂... M_n
2. Calcular la media aritmética M de todos ellos

$$M = (M_1 + M_2 + \dots + M_n) / n$$

3. Calcular la desviación media ΔM, es decir, la media aritmética de los valores absolutos de las desviaciones de los diferentes resultados de la medida respecto de su media M:

$$\Delta M = \frac{|M_1 - \bar{M}| + |M_2 - \bar{M}| + \dots + |M_n - \bar{M}|}{n}$$

El tomar los valores absolutos y no su signo equivale a situarse deliberadamente en la situación más desventajosa en la que los errores no se cancelan entre sí.

4. Considerar ΔM como una cota o límite del error, de modo que el verdadero valor M de la magnitud medida estará comprendido entre los valores extremos M - ΔM y M + ΔM

$$M - \Delta M < M < M + \Delta M$$

5. Expresar el resultado en la forma:

$$M \pm \Delta M$$

En ocasiones, si se trabaja con un número n de medidas elevado resulta útil disponer los resultados y sus errores ordenadamente en forma de tabla. En el ejemplo que sigue se recoge la medida del tiempo de caída de una bola realizada por un cronómetro que aprecia hasta la doble décima de segundo.

Desarrolla los siguientes ejercicios sobre Mediciones y Errores:

Actividad de clase Nº 1

(Trabajo Grupal)

Determine Valor probable, Error relativo, Error porcentual en los siguientes Problemas.

1) En el siguiente cuadro se muestran los resultados de las mediciones de una longitud dada:

Medición	Medida
Nº	cm
1	2,83
2	2,85
3	2,87
4	2,84
5	2,86
6	2,84
7	2,86

Determinar:

- El valor probable.
- Error relativo y porcentual de la 3ª y 4ª medición.

Respuesta: a) 2,85 cm b) 0,7 % y 0,351 %

2) Dada la longitud $3,2 \pm 0,01$, determinar:

- Error relativo.
- Error porcentual.

Respuesta: a) 0,03 b) 3 %

3) El error porcentual de una medición es del 4 %, si la longitud en estudio tiene un valor probable de 1,85 m, determinar:

- Error relativo.

b) Error absoluto.

Respuesta: a) 0,04 b) 0,072 m

4) Si un cuerpo tiene de masa $5 \text{ kg} \pm 0,02 \text{ kg}$ y otro de $0,09 \text{ kg} \pm 0,0021 \text{ kg}$, determinar en cuál de los dos se produce mayor error.

Respuesta: en el primero

5) Sabiendo que las medidas de los lados de un rectángulo, son de $73,3 \pm 0,2$ y $27,5 \pm 0,2$ en cm respectivamente, calcular el error relativo y porcentual de la superficie y el perímetro.

Respuesta: $E_r = 0,01$ y $E\% = 1 \%$

$E_r = 0,001$ y $E\% = 0,1 \%$

7) Sabiendo que la medida de la base de un triángulo equilátero, es de $33,333 \pm 0,003 \text{ cm}$, calcular el error relativo y porcentual de la superficie y el perímetro.

Respuesta: $E_r = 0,00018$ y $E\% = 0,018 \%$

$E_r = 0,00003$ y $E\% = 0,003 \%$

8) Responder:

a) ¿Por qué se producen errores al efectuar mediciones?

b) ¿Qué se entiende por valor verdadero o probable de una medición?

Desarrolla los siguientes ejercicios sobre Mediciones y Errores:

Actividad de clase Nº 2

(Trabajo Autónomo)

1) Para un cubo cuya arista es de $10,5 \pm 0,5 \text{ cm}$, calcular el error relativo y porcentual de la superficie y el volumen.

Respuesta: $E_{rS} = 0,095$ y $9,52 \%$

$E_{rV} = 0,143$ y $14,3 \%$

2) Se utiliza un péndulo simple para calcular la aceleración gravitatoria. El período de oscilaciones puede expresarse como: $T = 2\pi\sqrt{l/g}$

Donde $L = 1 \text{ m}$, es la longitud del péndulo, medida con una indeterminación experimental de 1 cm . El período T se mide con un cronómetro y con una indeterminación experimental de $0,2 \text{ s}$, resultando 2 segundos el tiempo de una oscilación completa.

a) despejar g y determinar el error relativo de L y T .

b) calcular el error relativo porcentual de la longitud del péndulo.

c) determinar el número mínimo de oscilaciones completas, para que el error relativo porcentual del período sea de $0,05 \%$.

d) calcule el valor representativo de la aceleración gravitatoria y su indeterminación experimental, si el período se calculó con el número de oscilaciones calculado en c.

Respuesta: a) $0,01$ y $0,1$ b) 1%

3) Hallar las expresiones del valor representativo y del error absoluto de: $z = a + b/c^2$.

4) Hallar las expresiones del valor representativo y del error absoluto de: $w = z/(x - y)$.

5) la masa de un cuerpo es de $37,5 \pm 0,02$ g, y su volumen es de $13,89 \pm 0,01$ cm³.

a) calcular la densidad media del cuerpo con su correspondiente error absoluto.

b) sabiendo que la densidad del aluminio es de $2,7$ g/cm³ y la del cobre es $8,92$ g/cm³, ¿de qué material podría ser el cuerpo?

Respuesta: $2,7 \pm 0,000035$ g/cm³

6) Responder:

1) ¿Qué se entiende por error absoluto?

2) ¿Qué se entiende por error relativo?

3) ¿Qué se entiende por error porcentual?

4) ¿Qué se entiende por error estándar?

5) ¿Qué diferencia hay entre error de una medición y equivocación de la misma?

1.4 Cifras Significativas y redondeo de cifras.

La expresión cifras significativas se conoce también como dígitos significativos e indica la confiabilidad de un valor numérico. El número de cifras significativas es el número de dígitos más un dígito estimado que se pueda usar con confianza.

Por ejemplo: Se puede afirmar que la medición de cierta longitud dió como resultado 16.4 cm y se concluye lo siguiente:



1.-) Se quiere decir, que sobre el valor de 16 cm. tenemos plena certeza, mientras que el 4 decimal es un tanto ambiguo y está afectado por cierto error.

2.-) Lo único que se puede decir con seguridad es que el valor obtenido está más cerca de 16 cm. que de 17cm.

3.-) Acerca de las centésimas no se dice nada. No sabemos si el resultado de la medición es 16.42 cm. ó 16.399 cm., pero sí podemos darnos cuenta, que este valor se encuentra entre 16,35 cm. y 16,45 cm., presentándose entonces una incertidumbre total de 0.1 cm.

4.-) Notamos que no es lo mismo escribir 16.4 cm. que escribir 16.40 cm. ya que en este caso estamos afirmando que conocemos la longitud con una exactitud de hasta una centésima, (que es diez veces más exacto que en el caso anterior) y así, la incertidumbre es ya de una milésima de centímetro, es decir el valor de la longitud se encuentra entre 16.395 cm. y 16.415 cm.

5.-) Las dos cifras 16.4 cm. y 16.40 cm. implican métodos e instrumentos de medida que pueden ser diferentes. Debe considerarse que **los ceros no son siempre cifras significativas** ya que pueden usarse solo para ubicar el punto decimal. 16.4 cm.

Puede expresarse de varias formas Ej. $15.4 \text{ cm} = 154 \text{ mm} = 0.154 \times 10^2 \text{ cm} = 0.154 \text{ mm} = 0.000154 \text{ km}$, en todos los casos hay 3 cs.

6.-) La exactitud de los datos obtenidos en un experimento depende tanto de los instrumentos de medida como de la calidad del experimentador.

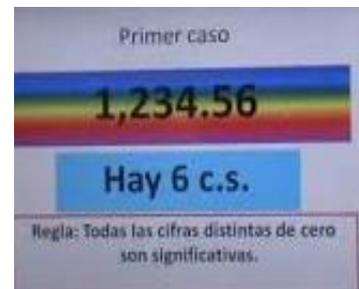
7.-) Todo instrumento de medida tiene un límite de sensibilidad, es lógico pensar que al medir, por ejemplo la masa con una báscula de baño, es imposible obtener una exactitud de centésimas o milésimas de gramos.

8.-) Para el correcto manejo de los datos obtenidos en un experimento, en cuanto a su precisión se refiere, se deben trabajar con las cifras significativas.

1.4.1 Identificación de cifras significativas

Cuando se escribe un dato usando cifras significativas

1. Todas las cifras escritas comprendidas entre 1-9 son significativas,
2. Los ceros a la izquierda nunca son significativos, independientemente de que estén en la parte entera o en la parte decimal del número (p. ej. los dos primeros ceros de 0.082058 no son significativos).
3. Los ceros intermedios (0.012058) son significativos
4. Los ceros finales de un dato real (18.00) son significativos
5. Los ceros finales de un dato entero (300) no son significativos; si se desea expresar que son significativos, se convierte el dato en real añadiendo un punto (300.) o se expresa en notación de mantisa y potencias de diez (3.00×10^2)



1.4.2 Redondeo

A continuación, revisamos las normas para redondear un número cualquiera a un número dado de cifras significativas.

- 1) La última cifra se incrementa en 1 si el primer dígito descartado es mayor que 5. Ej.

Ejemplo: Número original	Redondeo a (2 cifras)	OBSERVACIONES
2.86	2.9	
2.869	2.9	2.87(3 c.s)
2.96	3.0	
2.960	3.0	2.00
9.96	10	10.0

2) Si el dígito descartado es menor que 5 entonces el retenido no se altera. Ej.

Número original	Redondeo a (2 cifras)	a (3 cifras)
2.84	2.8	2.84
2.849	2.8	2.85
2.842	2.8	2.84
2.80	2.8	2.80
2.809	2.8	2.81

3) Cuando el primer dígito descartado es justamente 5 y no existen otros dígitos a su derecha (por ejemplo redondear a 3 cifras 51,75 ó 4,865) o si hay solamente ceros (por ejemplo redondear a tres cifras 51,7500 ó 7,7250) entonces el número retenido se aumenta en 1 sólo si al hacerlo se convierte en par. Ej.

Número original	Redondeo a (2 cifras)
3.35	3.4
3.350	3.4
3.55	3.6

4) Si el número descartado es justamente 5 y hay a su derecha dígitos diferentes de cero, entonces el último retenido se aumenta en 1. Ej.

Número original	Redondeo a (2 cifras)
3.9451	3.95
3.94510	3.95
3.94501	3.95

1.4.3 Operaciones con cifras Significativas

1. Suma o diferencia: el número de cifras significativas a la derecha del punto decimal en la suma final o diferencia es determinado por la menor cantidad de cifras significativas en cualquiera de los números originales.

$6.2456 + 6.2 = 12.4456$ redondeado a 12.4: tiene 3 cifras significativas en la respuesta

$$\begin{array}{r}
 1.003 \\
 13.45 \\
 + 0.0057 \\
 \hline
 14.4587 \text{ redondeado es } 14.46
 \end{array}$$

2. **Multiplicación y División:** El número de cifras significativas en el producto final o el cociente es determinado por el número original que tiene el menor número de cifras significativas.

1. $2.51 \times 2.30 = 5.773$ redondeado a 5.77
2. $2.4 \times 0.000673 = 0.0016152$ redondeado a 0.0016
3. Conociendo el precio de una libra de aluminio calcular el precio de 2.531 g de aluminio metálico.

$$2.531 \text{ g} \times \frac{1 \text{ lb}}{453.6 \text{ g}} = 0.005580 \text{ lb}$$

$$0.005580 \text{ lb} \times \frac{67¢}{1 \text{ lb}} = 0.3749 \text{ ¢}$$

4. Si un objeto tiene una masa de 29.1143 g y un volumen de 25.0 cm³, entonces ¿Cuál es su densidad?

$$\rho = 29.1143 \text{ g} / 25.0 \text{ cm}^3 = 1.164572 \text{ g / cm}^3 = 1.16 \text{ g / cm}^3$$

Desarrolla los siguientes ejercicios sobre cifras significativas

Actividad de clase Nº 3

(Trabajo Grupal)

1. Cuando convierte 3.6 kg a gramos. Cuantas cifras significativas recibe para la cantidad y redondear a 3 cs.
2. Cuantas cifras significativas hay en los resultados de las siguientes operaciones:
 - a. (723.9) (2.30)
 - b. (0035.8) (1.1/ 0.0004)
 - c. (123.67) (0.0039)
- 3.Cuál es la respuesta para el número correcto de cifras significativas para la suma de: 720.34

$$\begin{array}{r}
 645.1 \\
 245.897 \\
 9984.
 \end{array}$$

4. Cuantas cifras significativas hay en el promedio de las siguientes series:

124.57 mm.

124.72 mm

124.56 mm

5. De un ejemplo de un número exacto:

Respuestas:

1. hay dos cifras significativas en la respuesta. Los ceros se necesitan para indicar la magnitud de la respuesta.
2. 3 c.s.
2 c.s.
1 c.s.
3. 115.95 y tiene 5 c. s.
4. 124.6 y tiene 4 c. s.
5. La definición para el tiempo de 1 minuto = 60 segundo
El contar 12 que es igual a una docena.

Desarrolla los siguientes problemas aplicando las reglas sobre cifras significativas en los resultados

Actividad de clase Nº 4

(Trabajo Autónomo)

1.- Una masa de 2,5 g de litio, el metal más ligero de todos, ocupa un volumen de 4,7 ml. ¿Por qué razón el siguiente resultado para la determinación de la densidad del litio es incorrecto?

$$d = 2,5 \text{ g} / 4,7 \text{ ml} = 0,53191 \text{ g ml}^{-1}$$

2.- Indica cuál o cuáles de las siguientes expresiones son correctas para expresar con siete cifras significativas, la velocidad de la luz en el vacío ($c = 2,997925 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$).

- a) $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$
- b) $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$
- c) $c = 3,000 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$

3.- Expresa los números π y e redondeados a dos, cinco y siete cifras significativas.

$$\pi = 3,141\ 592654$$

$$e = 2,718281\ 828$$

4.- En Física, muchas ecuaciones dependen del valor de 4π . Indica cuál es el valor de 4π cuando se utilizan los siguientes valores aproximados de π :

- a) 3,142
- b) 3,141593

Solución: a) 12,57 b) 12,56637

5.- Expresa cada uno de los números siguientes con solo tres cifras significativas:

- a) 10,061 m c) 765,3 km
b) 0,003538 A d) 62000000 s

6.- Un forense recogió tres muestras del escenario de un crimen cuyas masas eran, 2,11, 1,1 y 2 g. ¿Cuál es el valor de la masa total que recogió?

Solución: 5 g

7.- Un farmacéutico preparó una cápsula con 0,210 g de un fármaco, 0,322 g de un segundo fármaco y 0,0007 g de un tercero. ¿Cuál es la masa de la cápsula?

8.- A partir de una muestra de masa $2,88 \cdot 10^{-4}$ g de masa, se extrajeron 2,004 μg de una sustancia valiosa y rara. ¿Qué masa quedó después de la extracción?

Solución: $2,86 \cdot 10^{-4}$ g

9.- La velocidad de la luz es $2,998 \cdot 10^8$ ms^{-1} . Determina, con el número correcto de cifras significativas:

- a) La distancia que recorre en 42,0 s.
b) La distancia que recorre en 42 s.

10.- El resultado de la medida de la masa de una pieza de oro rojo (50% oro y 50% cobre) viene dado por 34,582 g. Explica si dicha medida se podría haber realizado con una balanza que apreciase décimas de gramo.

11.- Un disco compacto (CD) tiene 12 cm de diámetro. Calcula su área en m^2 . Expresa el resultado en notación científica y con el número correcto de c.s.

12.- El aceite se extiende sobre el agua formando una capa de $1,0 \cdot 10^2$ nm. Si se vertiera un barril de crudo, ¿cuántos km^2 de océano cubrirían la marea negra formada?

Datos: 1 barril = 31,5 galones; 1 galón = 4 qt;

1 L = 1,057 qt.

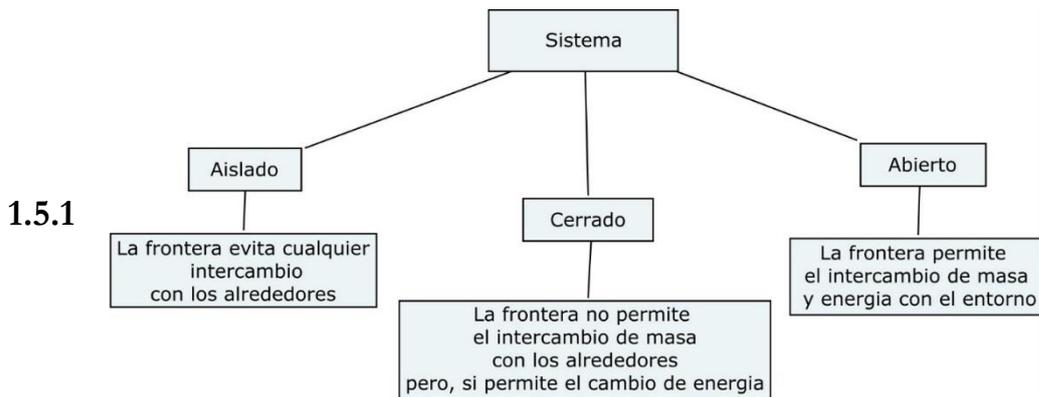
Solución: $1,2 \text{ km}^2$

1.5 Propiedades de los Sistemas

Sistema.- Es un conjunto de elementos con relaciones de interacción e interdependencia que le confieren entidad propia al formar un todo unificado. Un sistema puede ser cualquier objeto, cualquier cantidad de materia, cualquier región del espacio, etc., seleccionado para estudiarlo y aislarlo (mentalmente) de todo lo demás. Así todo lo que lo rodea es entonces el entorno o el medio donde se encuentra el sistema.

Sistema material.- Es una porción de la materia, confinada en una porción de espacio, y que se ha seleccionado para su estudio. Se diferencia de un objeto físico en que éste tiene unos límites bien definidos, mientras los sistemas materiales no presentan límites tan precisos.

Sistema termodinámico.- Es una parte del universo físico, separado del medio para estudiar sus propiedades termodinámicas.



Clasificación de los sistemas materiales

Pueden ser:

- **Homogéneos:** Presentan la misma composición química e iguales propiedades en todos sus puntos. Presentan una sola fase que puede estar en estado sólido, líquido o gaseoso.
- **Heterogéneos:** No son uniformes, presentan una estructura y una composición diferente en distintos puntos. Ésto provoca que tengan 2 o más fases.

Según su composición

Según su composición, los sistemas materiales se clasifican en:

- **Sustancias puras:** Contienen un sólo componente, de composición y propiedades fijas. Se dividen en:
 - Elementos químicos: Formados por átomos con el mismo número atómico. Ej.: oro, carbono, oxígeno.
 - Compuestos químicos: Contienen varios tipos de átomos, con distinto número atómico, unidos entre sí mediante enlaces químicos, formando moléculas o redes de átomos o iones, con una estructura fija. Ej: agua, benceno, etanol, glucosa.

Se pueden descomponer en los elementos constituyentes mediante métodos químicos de descomposición como la electrólisis.

- **Mezclas de sustancias.** Contienen dos o más sustancias puras, por lo que su composición química y sus propiedades son variables. Se dividen en:
 - Mezclas homogéneas, habitualmente llamadas disoluciones. Tienen aspecto homogéneo. Ej.: agua de mar.
 - Mezclas heterogéneas o mezclas propiamente dichas. Tienen aspecto heterogéneo. Ej.: granito.

Algunas sustancias materiales

Elemento químico	Compuesto químico	Disolución	Mezcla heterogénea
			

A.-) Propiedades de los Sistemas materiales

Propiedades de la materia, son aquellas cualidades que permiten describirla como por ejemplo más, volumen, densidad

Las propiedades pueden ser clasificadas de varias formas dependiendo del criterio que se utilice

Las propiedades de un sistema material pueden clasificarse en dos grupos, según la dependencia con la cantidad de materia:

Extensivas: Son aquellas cuyo valor depende de la cantidad de materia considerada para determinarlas

Intensivas: son aquellas cuyo valor no depende de la cantidad de materia considerada para determinarlas.

Las propiedades intensivas se dividen de la siguiente forma:

Generales: Su valor no permite identificar la sustancia como por ejemplo la temperatura

Características: Su valor permite identificar la sustancia Por ejemplo densidad.

También pueden agruparse en otras dos amplias categorías: propiedades físicas y químicas

Propiedades físicas: son aquellas que pueden ser determinadas sin que se produzcan cambios en la composición del sistema. Ejemplos: punto de fusión, densidad, punto de ebullición, viscosidad y dureza

Propiedades químicas: son propiedades que describen la capacidad de los sistemas de modificarse transformándose en otros de composición diferente. Ejemplos: inflamabilidad o calor de combustión.

Propiedades mecánicas: son propiedades físicas que describen el comportamiento de un material sólido al aplicarle fuerza por ejemplo de tracción, compresión y torsión

Tracción: se aplican fuerzas intentando alargar un objeto

Compresión: Se aplican fuerzas intentando acortar un objeto

Torsión: se aplican fuerzas intentando torcer el objeto a lo largo de un eje.

Ej. De propiedades mecánicas

Tenacidad: Es la propiedad que tienen los materiales de soportar esfuerzos bruscos sin romperse. Ejemplos: Hierro. Por el contrario aquellos que como la porcelana se rompen cuando se golpean se llaman materiales frágiles

Dureza: Resistencia que opone un material a ser rayado o atravesado por otro. Por Ejemplo el acero. El material más duro es el diamante

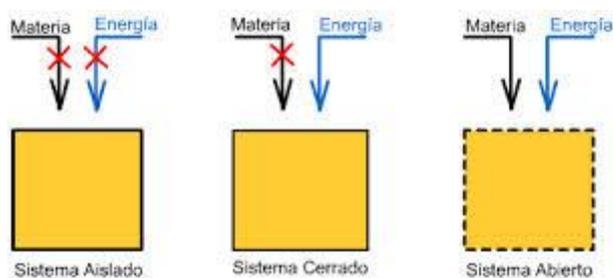
Plasticidad: es la propiedad que presentan los materiales de deformarse cuando se les aplica fuerza, manteniendo la última forma cuando este deja de actuar. Por Ejemplo Plastilina.

Ductilidad: Son los materiales que tienen la capacidad de estirarse en forma de hilos finos ejemplo: hilos de cobre.

Maleabilidad: Consiste en la posibilidad de transformar un material en láminas delgadas. Ejemplo: martillar una esfera de metal hasta obtener una lámina lo más delgada posible. Ejemplos de metales maleables son: Oro, plata, platino, estaño, cobre.

1.5.2 Clasificación de los Sistemas Termodinámicos.

Los sistemas termodinámicos se clasifican según el grado de aislamiento que presentan con su entorno. Aplicando este criterio pueden darse tres clases de sistemas:



- **Sistema aislado.**- Es aquel que no intercambia ni materia ni energía con su entorno, es decir se encuentra en equilibrio termodinámico. Un ejemplo de esta clase podría ser un gas encerrado en un recipiente de paredes

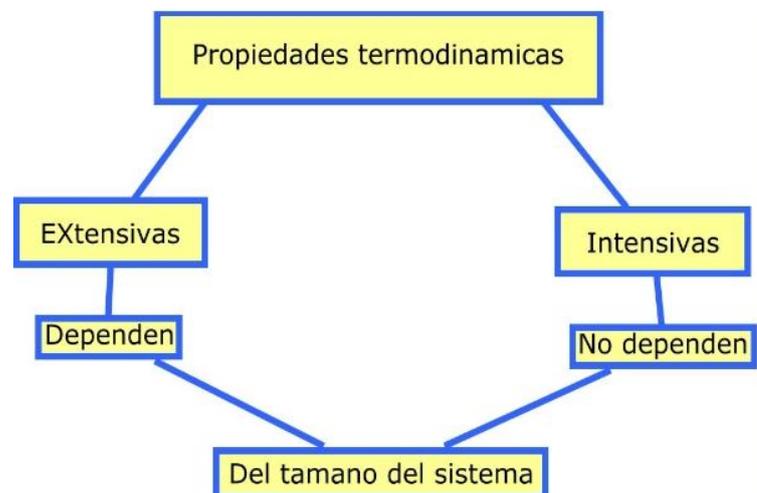
rígidas lo suficientemente gruesas (paredes adiabáticas) como para considerar que los intercambios de energía calorífica sean despreciables y que tampoco puede intercambiar energía en forma de trabajo.

- **Sistema cerrado.**- Es el que puede intercambiar energía pero no materia con el exterior. Multitud de sistemas se pueden englobar en esta clase. El mismo planeta Tierra puede considerarse un sistema cerrado. Una lata de sardinas también podría estar incluida en esta clasificación. Ej. De un sistema cerrado es la fig. contigua.

- **Sistema abierto.-** En esta clase se incluyen la mayoría de sistemas que pueden observarse en la vida cotidiana. Por ejemplo, un vehículo motorizado es un sistema abierto, ya que intercambia materia con el exterior cuando es cargado, o su conductor se introduce en su interior para conducirlo, o es provisto de combustible al repostarse, o se consideran los gases que emite por su tubo de escape pero, además, intercambia energía con el entorno. Solo hay que comprobar el calor que desprende el motor y sus inmediaciones o el trabajo que puede efectuar acarreado carga.
- **Sistema adiabático.-** Cuando un sistema no intercambia calor con el medio se denomina adiabático. Sin embargo, un sistema adiabático puede ser aislado o no serlo porque puede intercambiar trabajo; también puede ser abierto, porque el intercambio de materia no tiene nada que ver con el calor.

B.-) Propiedad de los Sistemas Termodinámicos.

La existencia de un sistema termodinámico se describe por un conjunto interrelacionado de cantidades susceptibles de ser medidas llamadas propiedades termodinámicas. Las cantidades como presión y temperatura son propiedades termodinámicas ya que sus valores dependen estrictamente de la condición instantánea durante la cual son medidos. Como ejemplo de cantidades que no son propiedades termodinámicas son trabajo, calor, transferencia de masa, etc.



1.6 Propiedad Intensiva y Extensiva de la Materia.

Las propiedades de la materia se diferencian en dos grupos:

1) Propiedades Intensivas.- Son aquellas que no dependen de la masa del sistema, como son, temperatura, presión y densidad, es decir, si pudiéramos aislar muchas partes del sistema y pudiéramos medir estas propiedades en dichas partes tendríamos siempre la misma medida.

Por ejemplo, si estamos midiendo densidad no importa si tomamos un poco de masa o mucha porque de todas formas va a ser la misma densidad en ambos casos ya que ésta no depende de la cantidad de masa a la cual midamos densidad sino de la cantidad que exista de ella en cierta cantidad de volumen, la cual permanece siempre constante.

❖ Entre las propiedades intensivas tenemos:

<p>a) Color, propiedad de la materia el cual le da una característica particular. Así la leche es blanca, el agua incolora, etc.</p>	
<p>b) Olor, propiedad de la materia de presentar un aroma característico o ser inodora (sin olor). Al presentar un aroma esta puede ser agradable como el perfume de las flores, o desagradable como el de las cosas podridas</p>	
<p>Sabor, propiedad por el cual la materia puede ser: dulce, salada, ácida, insípida o amarga. Así el chocolate es dulce y el limón amargo.</p>	
<p>Brillo, propiedad de la materia que se caracteriza de reflejar (brillantez) o absorber (opacidad) la luz. Por ejemplo el espejo.</p>	

Dureza, propiedad de la materia en que algunos cuerpos ofrecen resistencia a ser rayados por otros. El cuerpo más duro es el diamante, y entre los blandos están el talco.



Maleabilidad, propiedad por el cual algunos cuerpos se dejan reducir a láminas muy delgadas, tenemos al oro, plata, platino, etc...



Ductilidad, propiedad en que algunos cuerpos se dejan reducir a hilos muy finos, tenemos al oro, plata, plomo, cobre, hierro, platino, etc...



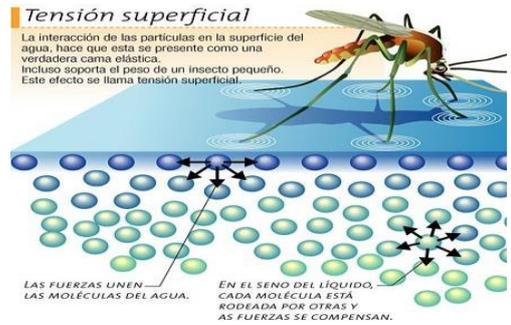
Tenacidad, propiedad de la materia por el cual algunos cuerpos ofrecen resistencia a ser rotos por torsión o tracción. El metal más tenaz es el hierro, el que le sigue es el cobre.

- Torsión: efecto y acción de torcer
- Tracción: acción de estirar un cuerpo material para romperla



Comprensibilidad, propiedad de los gases que permite reducir su volumen.



<p>Tensión superficial, es una propiedad de los líquidos, es la fuerza necesaria para mantener en equilibrio una película de un líquido.</p>	 <p>Tensión superficial La interacción de las partículas en la superficie del agua, hace que esta se presente como una verdadera cama elástica. Incluso soporta el peso de un insecto pequeño. Este efecto se llama tensión superficial.</p> <p>LAS FUERZAS UNEN LAS MOLECULAS DEL AGUA.</p> <p>EN EL SENO DEL LÍQUIDO, CADA MOLECULA ESTÁ RODEADA POR OTRAS Y AS FUERZAS SE COMPENSAN.</p>
<p>Elasticidad, Consiste en la capacidad de los materiales para recuperar sus forma y dimensiones. Iniciales cuando termina de actuar la fuerza que determino su deformación Ej.: El garrocha o varilla de salto alto.</p>	

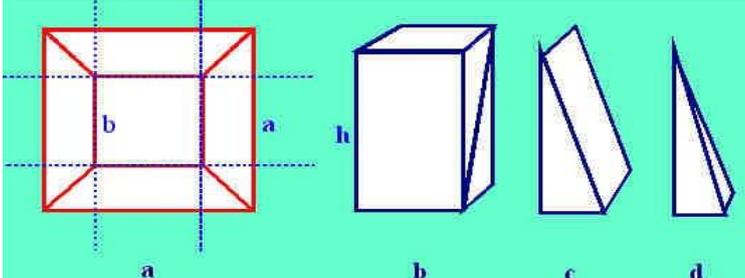
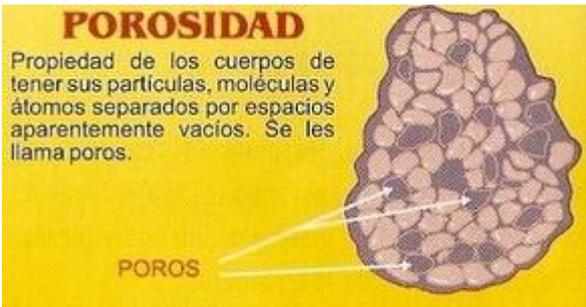
2) Propiedades extensivas.- Son aquellas que dependen de la masa o extensión del sistema como son la misma masa y el volumen. Si medimos la propiedad masa de un sistema tendríamos cierta cantidad de masa, es decir cierta medida de masa, pero si duplicamos la cantidad de masa tendremos también el doble en la medición, es decir, la medida de la masa depende de la cantidad, propiedad extensiva.

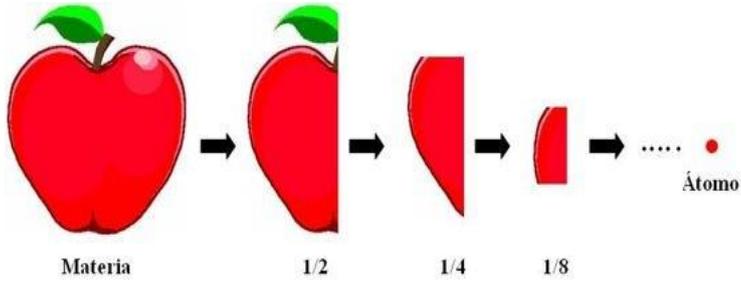
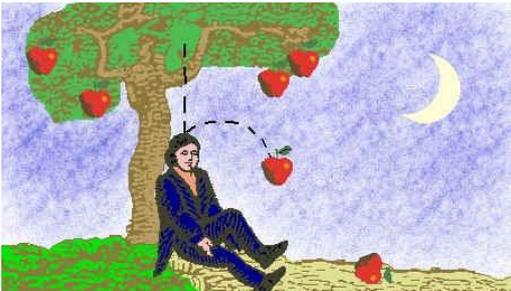
Densidad	Definición	Masa por unidad de volumen
	Símbolo	$\rho = \rho_0$
	Fórmula	$\rho = m/V$
	Unidades	(kg/m^3 , gr/cm^3 , lb/ft^3)

Peso Específico	Definición	Es el peso de un volumen unitario de una sustancia
	Símbolo	γ
	Fórmula	$\gamma = \rho \cdot g$
	Unidades	(N/m^3 , Dina/cm^3 , lb/ft^3)

Gravedad Específica	Definición	Es el cociente de la densidad de una sustancia entre la densidad de alguna sustancia estándar a una temperatura especificada. En general, la sustancia estándar es agua a 4°C.
	Símbolo	S
	Fórmula	$S = \rho_{\text{sustancia}} / \rho_{\text{agua a } 4^\circ\text{C}}$
	Unidades	Adimensional

❖ Entre las propiedades extensivas tenemos:

<p>a) Extensión, es la propiedad por la cual, todos los cuerpos ocupan un lugar en el espacio. Debido a esta propiedad toda materia puede ser medida, y el espacio que ocupa se llama volumen</p>	 <p>The diagram shows a square with dashed lines indicating its dimensions, labeled 'a' for width and 'b' for height. To the right, three 3D rectangular prisms are shown, labeled 'b', 'c', and 'd', with 'h' indicating height for the first one.</p>
<p>b) Inercia, es la propiedad por la cual la materia es inerte, es decir no puede cambiar su estado de reposo o movimiento mientras no intervenga una fuerza externa</p>	<p>LEY DE INERCIA</p> <p>Todo cuerpo en reposo, permanecerá en reposo</p> <p>Para que se ponga en movimiento es necesario aplicarle una fuerza.</p> <p>Para detener un cuerpo en movimiento es necesario aplicarle una fuerza</p>  <p>The illustration shows a soccer ball at rest, a player kicking it into motion, and another player stopping it. Red and blue arrows indicate the direction of forces applied.</p>
<p>c) Impenetrabilidad, mediante esta propiedad se determina que el lugar ocupado por un cuerpo no puede ser ocupado al mismo tiempo por otro,</p>	<p>IMPENETRABILIDAD</p> <p>El lugar ocupado por un cuerpo no puede ser ocupado por otro al mismo tiempo. Si tenemos un vaso lleno de agua y le echamos una piedra el agua se derrama.</p>  <p>The illustration shows a stone being dropped into a glass of water, causing the water to spill out.</p>
<p>d) Porosidad, propiedad por el cual todos los cuerpos poseen en el interior de su masa, espacios que se llaman poros o espacios intermoleculares que pueden ser: visibles a simple vista (corcho, esponja, ladrillo, piedra pómez, etc.); invisibles a simple vista (tiza, poros del vidrio, metales (oro, plata, cobre, etc...))</p>	<p>POROSIDAD</p> <p>Propiedad de los cuerpos de tener sus partículas, moléculas y átomos separados por espacios aparentemente vacíos. Se les llama poros.</p> <p>POROS</p>  <p>The diagram shows a cross-section of a porous material with many small, interconnected spaces labeled 'POROS'.</p>

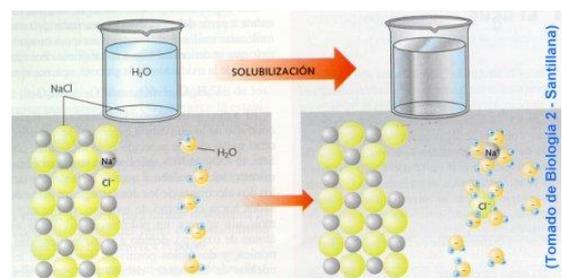
<p>e) Divisibilidad, propiedad por la cual la materia puede ser dividida en partículas cada vez más pequeñas, sin perder sus propiedades. Esta división se puede efectuar por:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Procedimientos mecánicos : en partículas • Procedimientos físicos : en moléculas • Procedimientos Químicos : en átomos 	
<p>f) Ponderabilidad o Peso, propiedad por la cual todo cuerpo está sujeto a las leyes de la gravitación, es decir, goza de las propiedades de atracción mutua con respecto a los otros cuerpos. A esta propiedad se debe el peso de los cuerpos.</p>	
<p>g) Indestructibilidad, esta propiedad se basa en el principio de conservación de la materia que dice: "La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma en el transcurso de los fenómenos".</p>	

1.6.1 Propiedades Físicas y Químicas de la materia.

El agua presenta las siguientes propiedades físico-químicas:

a) Acción disolvente.

El agua es el líquido que más sustancias disuelve (disolvente universal), esta propiedad se debe a su capacidad para formar puentes de hidrógeno con otras sustancias, ya que estas se disuelven cuando interactúan con las moléculas polares del agua.





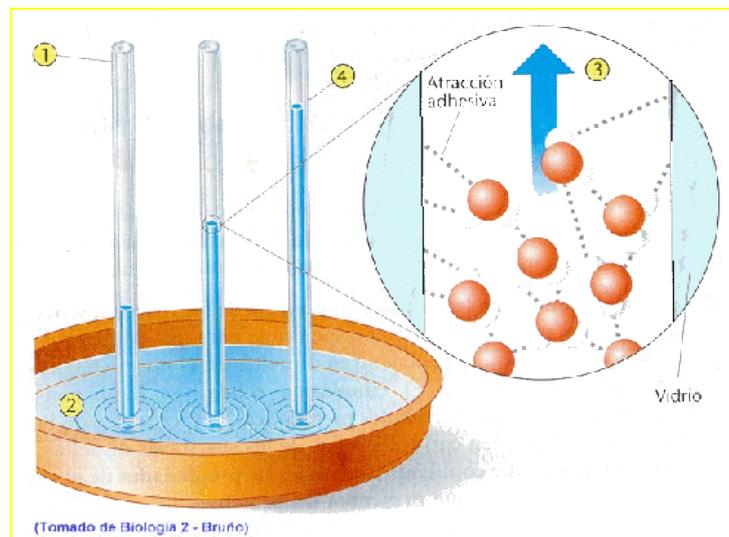
La capacidad disolvente. Es la responsable de dos funciones importantes para los seres vivos: es el medio en que transcurren las mayorías de las reacciones del metabolismo, y el aporte de nutrientes y la eliminación de desechos se realizan a través de sistemas de transporte acuosos.



b) Fuerza de cohesión entre sus moléculas. Los puentes de hidrógeno mantienen a las moléculas fuertemente unidas, formando una estructura compacta que la convierte en un líquido casi incompresible.

c) Elevada fuerza de adhesión.

De nuevo los puentes de hidrógeno del agua son los responsables, al establecerse entre estos y otras moléculas polares, y es responsable, junto con la cohesión de la capilaridad, al cual se debe, en parte, la ascensión de la sabia bruta desde las raíces hasta las hojas.



d) Gran calor específico. El agua absorbe grandes cantidades de calor que utiliza en romper los puentes de hidrógeno. Su temperatura desciende más lentamente que la de otros líquidos a medida que va liberando energía al enfriarse. Esta propiedad permite al citoplasma acuoso servir de protección para las moléculas orgánicas en los cambios bruscos de temperatura.



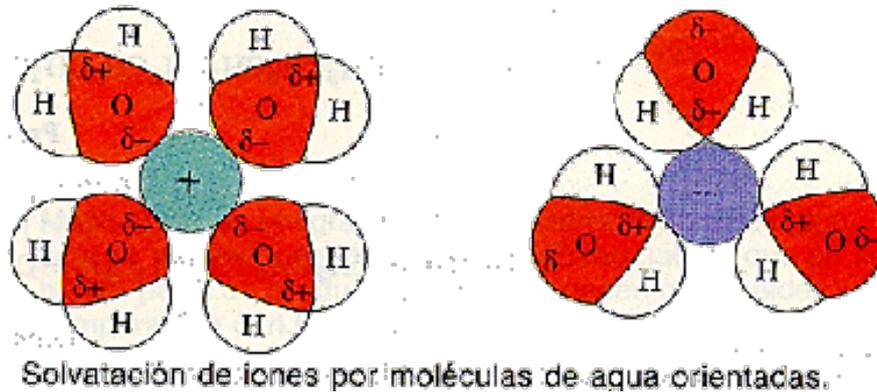
e) Elevado calor de vaporización.



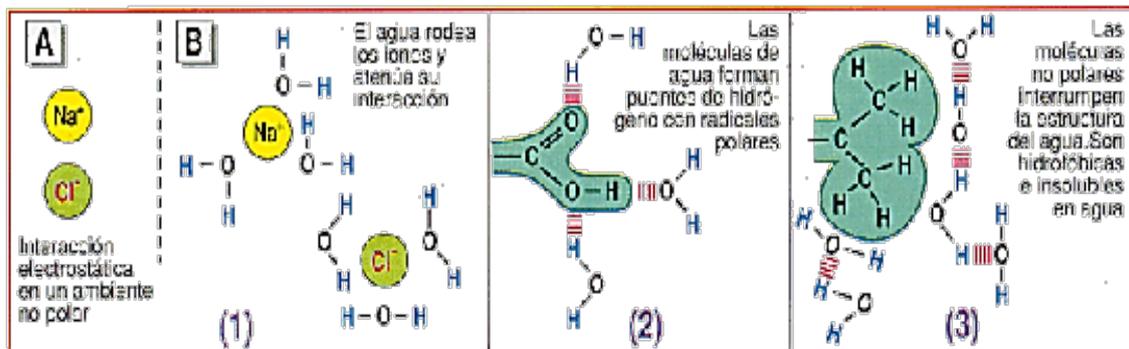
A 20°C se precisan 540 calorías para evaporar un gramo de agua, lo que da idea de la energía necesaria para romper los puentes de hidrógeno establecidos entre las moléculas del agua líquida y, posteriormente, para dotar a estas moléculas de la energía cinética suficiente para abandonar la fase líquida y pasar al estado de vapor.

f) Elevada constante dieléctrica.

Por tener moléculas dipolares, el agua es un gran medio disolvente de compuestos iónicos, como las sales minerales, y de compuestos covalentes polares como los glúcidos.



Las moléculas de agua, al ser polares, se disponen alrededor de los grupos polares del soluto, llegando a desdoblarse los compuestos iónicos en aniones y cationes, que quedan así rodeados por moléculas de agua. Este fenómeno se llama solvatación iónica.



g) **Bajo grado de ionización.** De cada 10^7 de moléculas de agua, sólo una se encuentra ionizada.



Esto explica que la concentración de iones hidronio (H_3O^+) y de los iones hidroxilo (OH^-) sea muy baja. Dado los bajos niveles de H_3O^+ y de OH^- , si al agua se le añade un ácido o una base, aunque sea en poca cantidad, estos niveles varían bruscamente.

Unidad 2

LOS MATERIALES NATURALES

- 2.1 Sustancias Puras e Impurezas
- 2.2 Mezcla Homogénea y Heterogénea
- 2.3 Las Disoluciones y sus componentes
- 2.4 Proceso de separación de mezclas
- 2.5 Separación con cambio y sin cambio de fase
- 2.6 La concentración de las soluciones;
Criterios cualitativo y cuantitativo
- 2.7 Dilución de soluciones concentradas
- 2.8 Cálculo de la Fracción molar de una Mezcla
- 2.9 Problemas Propuestos con respuestas.



2.1 Sustancias Puras e Impurezas.

La materia puede clasificarse por su constitución química en sustancias puras y mezclas. Entre las primeras podemos identificar a los elementos y a los compuestos, según puedan descomponerse o no en sustancias más simples mediante métodos químicos.

A.-) Una sustancia pura es una muestra de materia que no puede ser separada en otras mediante cambios físicos. La composición química de una sustancia pura está suficientemente definida, o es constante. Por ejemplo, cuando se descompone químicamente el agua siempre se obtienen ocho gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno, no importa la procedencia ni el estado físico en que se encuentre el agua original. En el vidrio utilizado en las fibras ópticas, la composición también es constante, 44 gramos de silicio por cada 100 gramos de fibra.

B.-) Una mezcla contiene dos o más sustancias. Cada sustancia de la mezcla mantiene su identidad química. Una de las características de las mezclas es que las sustancias que las forman se pueden separar mediante cambios físicos. Contrario a lo que ocurre con las sustancias puras, la composición de las mezclas puede cambiar continuamente. Por ejemplo, alcohol y agua pueden mezclarse en cualquier proporción y pueden separarse gracias a una destilación (cambio físico).

2.2 Mezcla Homogénea y Heterogénea

Dentro de las mezclas las tenemos **homogéneas y heterogéneas.**



En una **Mezcla homogénea** las propiedades son las mismas en cualquier porción de la mezcla. Un ejemplo lo constituyen las **disoluciones**, como la que se forma cuando se disuelve azúcar en agua.

En una **Mezcla heterogénea**, los componentes individuales permanecen físicamente separados y, en ocasiones, se pueden ver como tales. Un ejemplo de ello es una ensalada, donde la lechuga, el tomate y el pepino se pueden identificar claramente. Otro ejemplo de una mezcla heterogénea, mucho más sutil, es el caso de cierto tipo de aceros, que solamente mediante el microscopio puede observarse que están formados por dos sustancias diferentes: granos de hierro y partículas rugosas de grafito.

Las propiedades de los compuestos son distintas cuando éstos se encuentran **puros** o cuando forman una **mezcla**, debido a la presencia de impurezas. Prueba de ello está en el color de las gemas, o en muestras de vidrio, con las que se pueden formar fibras ópticas cuando están en estado puro, o lentes con diversas propiedades en función de la adición de impurezas especiales.

2.2.1 Características de las mezclas y de los compuestos puros.

Mezclas	Compuestos puros
<ul style="list-style-type: none"> ✓ Pueden separarse en sus componentes Mediante cambios físicos. ✓ Su composición puede variarse de manera continua al agregar uno de sus componentes. ✓ Sus propiedades están ciertamente Relacionadas con las de sus componentes. 	<ul style="list-style-type: none"> ✓ No pueden separarse en sus componentes por cambios físicos. ✓ Su composición es constante la mayor parte de las veces. ✓ Sus propiedades no están relacionadas con las de los elementos que los constituyen químicamente

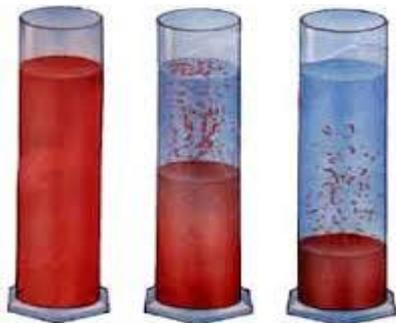
2.2.2 Mezclas Coloidales

El tamaño de partícula es intermedio entre una disolución y una suspensión. Las partículas son lo suficientemente grandes para que, aunque no visibles dispersen la luz. Pero son suficientemente pequeñas para que no se depositen con facilidad. Algunas sustancias tienen moléculas tan grandes que forman necesariamente coloides (coloides moleculares)

2.2.3 Impurezas

Una **impureza** es una sustancia dentro de un limitado volumen de líquido, gas o sólido, que difieren de la composición química de los materiales o compuestos.

Las impurezas son, ya sea natural o añadidos, durante la síntesis de una sustancia química o producto comercial. Durante la producción, las impurezas pueden ser a propósito, accidentalmente, inevitablemente, cierto o añadido en el fondo.



El nivel de impurezas en un material se define generalmente en términos relativos. Es una sustancia o conjunto de sustancias extrañas a un cuerpo o materia que están mezcladas con él y alteran, en algunos casos, alguna de sus cualidades: las impurezas del petróleo son eliminadas en las refinerías.

Desarrolla los siguientes ejercicios sobre clase de material

Actividad de clase Nº 1

(Parte A)

A partir de tus conocimientos previos, indica si los siguientes materiales corresponden a un elemento, un compuesto puro o una mezcla, marcando una x en: E, si es un elemento, C. P. si es un compuesto puro y M si es una mezcla; en el cuadro adjunto.

Materiales	E	C.P	M
a) Agua de mar			
b) Un pedazo de oro			
c) Vapor de agua			
d) Madera			
e) Ácido acético			
f) Hierro			
g) Gasolina			
h) Pintura de aceite			

i) Mercurio	E	C.P	M
j) Aire			
k) Aceite para cocinar			
l) Bicarbonato de sodio			
m) Magnetita			

❖ Densidad y Viscosidad

(Parte B)

1) El aceite y el agua son dos sustancias que no se mezclan. ¿Cuál de ellas es más densa? ¿Cuál es más viscosa?, llena el cuadro adjunto

Sustancias	Más densa	Más viscosa	Observación
Agua			
Aceite			

Sugerencias:

- ❖ Al comprobar cuál es más densa, recuerda que al ponerlas juntas, la más densa quedará en la parte inferior del recipiente, mientras que la menos densa quedará en la parte superior.
- ❖ Si queremos saber cuál es más viscosa basta con ponértela entre dos dedos y frotarlos uno contra el otro. Aquélla que presente más resistencia será más viscosa.
- ❖ Otra manera de comprobar es, medir el tiempo de caída de un balón en una columna con una altura dada de líquido. Las sustancias más viscosas tienen tiempos de caída mayores (Realizar este ensayo con las dos sustancias).

2) Averigua ¿por qué se utiliza el aceite como lubricante en los motores de los coches y no se utiliza el agua? ¿Qué es un aceite multigrado?

❖ Busca otras propiedades (Parte C)

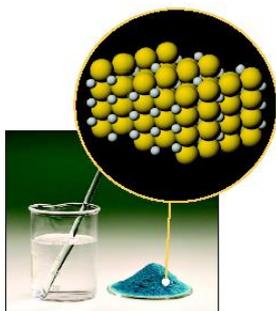
a) Investiga una definición de las siguientes propiedades y un ejemplo de su valor para una sustancia determinada a ciertas condiciones, dado en unidades del SI.

1. Tensión superficial
2. Momento dipolar
3. Coeficiente de conductividad térmica
4. Compresibilidad isotérmica

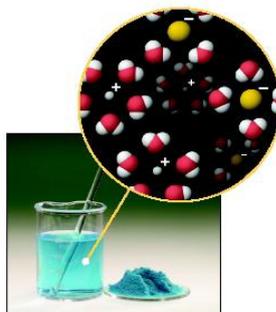
b) Resuelve los siguientes problemas utilizando el Sistema Internacional de medidas.

- En la combustión de una cocina a kerosene, diariamente se producen 2,05 g de monóxido de carbono (CO). ¿Cuántos kilogramos de CO se producirán en un año?
R. 0,7483 Kg de CO
- Si sabemos un átomo de sodio tiene un diámetro de $2,4 \times 10^{-8}$ cm. ¿Qué cantidad de átomos de sodio podremos colocar en una línea de 12,7 dm, si entran uno a continuación de otro? **R. $5,29 \times 10^8$ átomos de Na.**
- Para proteger los empaques de la humedad en los transportes marítimos se utiliza el silicagel que tiene una superficie específica de 6×10^6 cm² / g. ¿Cuál será el valor de esta superficie en m²/kg? **R. 6×10^5 m²/kg.**
- 1 cm³ de estaño tiene una masa de 7,3 g, ¿Cuántos m² pueden recubrirse con 1kg de estaño, si se sabe que en el estañado para recubrimiento se utiliza 3mm de espesor?
R. $4,57 \times 10^{-2}$ m²

2.3 Las Disoluciones y sus componentes.



Las disoluciones son mezclas homogéneas, tienen las mismas propiedades en todos sus puntos (de lo contrario serían mezclas heterogéneas), dando la apariencia de una única sustancia. Por ejemplo, el vinagre (disolución de agua y ácido acético), la sangre (disolución de glóbulos rojos, glóbulos blancos, azúcares, grasas, etc. en agua) o los medicamentos (jarabes e inyectables), pero existen otras mezclas homogéneas que no son llamadas disoluciones como por ejemplo el aire, o las mezclas homogéneas de metales a que se llama aleaciones.



Una disolución está compuesta por el soluto y el disolvente. En general, el disolvente será el que entre en mayor proporción y el soluto el que esté en menor proporción, en caso de que la cantidad de ambos componentes sea parecida el disolvente será el que tenga mayor número de propiedades físicas en común con la disolución final.

La forma más simple de expresar la composición de una disolución es en gramos de soluto por litro de disolvente, aunque también existen otras como porcentaje de masa de soluto en la masa total de la disolución, porcentaje de volumen de soluto en volumen total de la disolución, concentración molar, etc.

Solvente.- Llamamos solvente al componente que tiene el mismo estado de agregación que la disolución.

Soluto o solutos. - Denominamos soluto al otro u otros componentes.

Si todos tienen el mismo estado, se llama disolvente al componente que interviene en mayor proporción de masa, aunque muchas veces se considera disolvente al que es más frecuentemente usado como tal (por ejemplo, una disolución conteniendo 50 % de etanol y 50 % de agua, es denominada solución acuosa de etanol).

En el caso de dos metales disueltos mutuamente en estado sólido, se considera disolvente a aquél cuya estructura cristalina persiste en la solución; si ambos tienen la misma estructura (como en las aleaciones paladio-plata), se considera disolvente al metal que ocupa la mayoría de las posiciones en la estructura cristalina.

Se Distinguen tres tipos de mezclas según el tamaño de las partículas de soluto en la disolución:

- Dispersiones, suspensiones o falsas disoluciones: cuando el diámetro de las partículas de soluto excede de $0,1 \mu\text{m}$.
- Dispersoides, coloides o disoluciones coloidales: el tamaño está entre $0,001 \mu\text{m}$ y $0,1 \mu\text{m}$.
- Dispérsidos o disoluciones verdaderas: el tamaño es menor a $0,001 \mu\text{m}$.
- Estas últimas se clasifican en:
 - Disoluciones con condensación molecular: la partícula dispersa está formada por una condensación de moléculas.
 - Disoluciones moleculares: cada partícula es una molécula.

- Disoluciones iónicas: la partícula dispersa es un ion (fracción de molécula con carga eléctrica).
- Disoluciones atómicas: cada partícula dispersa es un átomo.

2.3.1 Características de las disoluciones

- **Son mezclas homogéneas:** las proporciones relativas de solutos y solvente se mantienen en cualquier cantidad que tomemos de la disolución (por pequeña que sea la gota), y no se pueden separar por centrifugación ni filtración.
- **La disolución consta de dos partes:** soluto y solvente.
- **Cuando el soluto se disuelve,** éste pasa a formar parte de la solución.
- **Al disolver una sustancia,** el volumen final es diferente a la suma de los volúmenes del disolvente y el soluto, debido a que los volúmenes no son aditivos.
- **La cantidad de soluto y la cantidad de disolvente** se encuentran en proporciones variables entre ciertos límites. Normalmente el disolvente se encuentra en mayor proporción que el soluto, aunque no siempre es así. La proporción en que tengamos el soluto en el seno del disolvente depende del tipo de interacción que se produzca entre ellos. Esta interacción está relacionada con la solubilidad del soluto en el disolvente, es decir, tiene que ver con la cantidad de soluto que es capaz de admitir este disolvente. .
- **Las propiedades físicas de la solución son diferentes a las del solvente puro:** la adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de ebullición y disminuye su punto de congelación; la adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de éste.
- **Sus propiedades físicas dependen de su concentración:**

Disolución HCl 12 mol/L; densidad = 1,18 g/cm³

Disolución HCl 6 mol/L; densidad = 1,10 g/cm³

- **Las propiedades químicas de los componentes de una disolución no se alteran.**
- **Como éstos no se pueden separar por centrifugación o filtración;** Sus componentes se obtienen a través de otros métodos conocidos como métodos de fraccionamiento, como es el caso de la destilación o la cristalización.
- **La solubilidad** es la cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente a una determinada temperatura.
- **Factores que afectan la solubilidad:**

a) Superficie de contacto: La interacción soluto-solvente aumenta cuando hay mayor superficie de contacto y el cuerpo se disuelve con más rapidez (pulverizando el soluto).

b) Agitación: Al agitar la solución se van separando las capas de disolución que se forman del soluto y nuevas moléculas del solvente continúan la disolución

c) Temperatura: Al aumentar la temperatura se favorece el movimiento de las moléculas y hace que la energía de las partículas del sólido sea alta y puedan abandonar su superficie disolviéndose.

d) Presión: Esta influye en la solubilidad de gases y es directamente proporcional

2.3.2 Clasificación de las disoluciones.

A.- Por su estado de agregación.

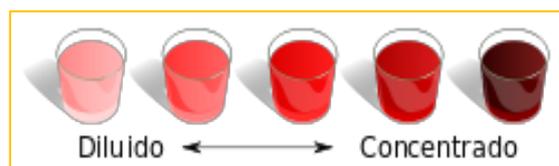
Tipo	Característica
Coloidal	Son soluciones en donde reaccionan dos compuestos de dos estados distintos. Pueden observarse casos particulares en la vida cotidiana, como la mayonesa y el icopor.
Sólidas	<p>Sólido en sólido: Cuando tanto el soluto como el solvente se encuentran en estado sólido. Un ejemplo claro de éste tipo de disoluciones son las aleaciones, como el zinc en el estaño.</p> <p>Gas en sólido: Un ejemplo es el hidrógeno (gas), que se disuelve bastante bien en metales, especialmente en el paladio (sólido). Esta característica del paladio se estudia como una forma de almacenamiento de hidrógeno.</p> <p>Líquido en sólido: Cuando una sustancia líquida se disuelve junto con un sólido. Las amalgamas se hacen con mercurio (líquido) mezclado con plata (sólido).</p>
Líquidas	<p>Sólido en líquido: Este tipo de disoluciones es de las más utilizadas, pues se disuelven por lo general pequeñas cantidades de sustancias sólidas en grandes cantidades líquidas. Un ejemplo claro de este tipo es la mezcla de agua con azúcar.</p> <p>Gas en líquido: Por ejemplo, oxígeno en agua.</p> <p>Líquido en líquido: Esta es otra de las disoluciones más utilizadas. Por ejemplo, diferentes mezclas de alcohol en agua (cambia la densidad final). Un método para volverlas a separar es por destilación.</p>
Gaseosas	<p>Gas en gas: Son las disoluciones gaseosas más comunes. Un ejemplo es el aire (compuesto por oxígeno y otros gases disueltos en nitrógeno). Dado que en estas soluciones casi no se producen interacciones moleculares, las soluciones que los gases forman son bastante triviales. Incluso en parte de la literatura no están clasificadas como soluciones, sino como mezclas.</p> <p>Sólido en gas: No son comunes, pero como ejemplo se pueden citar el yodo sublimado disuelto en nitrógeno y el polvo atmosférico disuelto en el aire.</p> <p>Líquido en gas: Por ejemplo, el aire húmedo.</p>

Ejemplos de disoluciones		Soluto		
		Gaseoso	Líquido	Sólido
Disolvente	Gas	El oxígeno y otros gases en nitrógeno (aire).	El vapor de agua en el aire.	La naftalina se sublima lentamente en el aire, entrando en solución.
	Líquido	El dióxido de carbono en agua, formando agua carbonatada. Las burbujas visibles no son el gas disuelto, sino solamente una efervescencia. El gas	El etanol (alcohol común) en agua; varios hidrocarburos el uno con el otro (petróleo).	La sacarosa (azúcar de mesa) en agua; el cloruro de sodio (sal de mesa) en agua; oro en mercurio, formando una amalgama.

		disuelto en sí mismo no es visible en la solución.		
	Sólido	El hidrógeno se disuelve en los metales; el platino ha sido estudiado como medio de almacenamiento.	El hexano en la cera de parafina; el mercurio en oro.	El acero, duraluminio, y otras aleaciones metálicas

B.- Por su concentración

Por su concentración, la disolución puede ser analizada en términos cuantitativos o cualitativos dependiendo de su estado.



a) Disoluciones empíricas o Cualitativas.

También llamadas disoluciones **cualitativas**, esta clasificación no toma en cuenta la cantidad numérica de soluto y disolvente presentes, y dependiendo de la proporción entre ellos se clasifican de la siguiente manera:

Estos vasos, que contienen un tinte rojo, muestran cambios cualitativos en la concentración. Las disoluciones a la izquierda están más diluidas, comparadas con las disoluciones más concentradas de la derecha.

Tipo de disolución	Característica
Diluid 	<p>Es aquella en donde la cantidad de soluto que interviene está en mínima proporción en un volumen determinado.</p> <p>Ejemplo: Si solamente disolvemos 8 g de soluto en 100 ml de agua, la solución es insaturada y diluida a la vez, porque no hemos llegado a la cantidad máxima de soluto que podemos disolver.</p>
Concentrada 	<p>Tiene una cantidad considerable de soluto en un volumen determinado.</p> <p>Ejemplo: Si la solubilidad de una sustancia A es de 10 g en 100 ml de agua. Esto significa que para preparar la solución saturada o concentrada A, podemos disolver 10 g de la sustancia A en 100 ml de agua.</p>
Insaturada	No tiene la cantidad máxima posible de soluto para una temperatura y presión dadas.
Saturada	Tienen la mayor cantidad posible de soluto para una temperatura y presión dadas. En ellas existe un equilibrio entre el soluto y el disolvente

<p>Sobresaturada</p> 	<p>Contiene más soluto del que puede existir en equilibrio a una temperatura y presión dadas. Si se calienta una solución saturada se le puede agregar más soluto; si esta solución es enfriada lentamente y no se le perturba, puede retener un exceso de soluto pasando a ser una solución sobresaturada.</p> <p>Sin embargo, son sistemas inestables, con cualquier perturbación el soluto en exceso precipita y la solución queda saturada; esto se debe a que se mezclaron.</p> <p>Ejemplo: Si añadimos 13 g de soluto en 100 ml de agua, hemos sobrepasado la cantidad máxima de soluto que se puede disolver y parte de ese soluto quedará en el fondo del envase sin disolver, obteniendo una solución sobresaturada.</p>
---	---

b) Disoluciones Cuantitativas

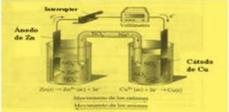
Unidades de concentración de las disoluciones.

Las unidades de concentración cuantitativa tienen por objeto establecer una relación cuantitativa entre soluto y solvente. Existen diversos tipos de unidades de concentración. Esto se debe a la conveniencia que se tenga de acuerdo a las variables comprometidas.

A continuación, se presentan algunas de uso corriente:

- Porcentaje peso – peso [%p/p]:** Gramos de soluto en 100 gramos de disolución.
- Porcentaje peso – volumen [% p/v]:** Gramos de soluto en volumen de disolución.
- Molaridad “M”:** moles de soluto en un litro de solución.
- Molalidad “m”:** moles de soluto en un Kilogramo de disolvente.
- Normalidad “N”:** equivalente gramo de soluto en un litro de solución.
- Fracción molar “ x_i ”:** moles de cada componente en un mol de disolución.
- Partes por millón “ppm” y partes por billón “ppb”**, muy usadas cuando uno se refiere a trazas.

C) Según la Conductividad eléctrica.

<p>No electrolíticas</p> 	<p>Como su nombre indica, tienen una capacidad casi inexistente de transportar electricidad. Se caracterizan por poseer una disgregación del soluto hasta el estado molecular y por la no conformación de iones. Algunos ejemplos de estas soluciones son: el alcohol y el azúcar.</p>
<p>Electrolíticas</p> 	<p>Estas soluciones, en cambio, sí pueden transportar electricidad de manera mucho más perceptible. A esta clase de soluciones también se las conoce bajo el nombre de iónicas, y algunos ejemplos son las sales, bases y ácidos.</p>

Desarrolla los siguientes ejercicios sobre Disoluciones

Actividad de clase Nº 2

(Parte A)

A partir de tus conocimientos previos, indica si las siguientes mezclas corresponden a una disolución marcando una x en: D, si es una aleación en A y si no es ninguna en Mh (Mezcla Heterogénea), en el cuadro adjunto.

MEZCLAS	D	A	Mh
a) Aire			
b) Vinagre			
c) Sangre			
d) Latón			
e) Bronce de campanas			
f) Acero Inoxidable			
g) Ensalada Rusa			
h) Plata fina			
i) Concreto o cemento			
j) Jarabe acrotusin			

❖ Las Disoluciones, componentes y características

Parte B

Completa las siguientes definiciones, seleccionando sólo una de las opciones propuestas en cada numeral.

Definiciones	Opciones
a) Llamamos solvente al.....que tiene el mismo estado de.....que la disolución.	a) componente- agregación. <input type="radio"/> b) solvente-agregación. <input type="radio"/> c) componente- soluto. <input type="radio"/> d) agregación – soluto. <input type="radio"/>
b) Las disoluciones son mezclas....., tienen las mismas propiedades en todos sus puntos, dando la apariencia de una única.....	a) heterogénea - sustancia. <input type="radio"/> b) mezclas - sustancia. <input type="radio"/> c) sustancia - heterogénea. <input type="radio"/> d) homogénea – sustancia. <input type="radio"/>
c) La adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de..... y disminuye su punto de.....; la adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de éste.	a) fusión - congelación. <input type="radio"/> b) ebullición - congelación. <input type="radio"/> c) evaporación - fusión. <input type="radio"/> d) fusión - ebullición. <input type="radio"/>
d) Son mezclas homogéneas: las proporciones relativas de solutos y solvente que se mantienen en cualquier cantidad que tomemos de la disolución , y no se pueden separar porni.....	a) destilación - filtración. <input type="radio"/> b) decantación - filtración. <input type="radio"/> c) centrifugación- filtración. <input type="radio"/> d) filtración - decantación. <input type="radio"/>
Las soluciones en donde reaccionan dos compuestos de dos estados distintos. Pueden observarse casos particulares en la vida cotidiana, como la mayonesa y el icopor, se llaman.....	a) Sólidas. <input type="radio"/> b) Coloidales. <input type="radio"/> c) Líquidas. <input type="radio"/> d) saturadas. <input type="radio"/>

❖ Clasificación de las Disoluciones

Parte C

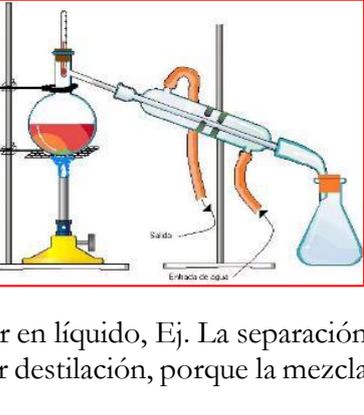
Aparea con líneas la representación correcta de cada una de las unidades de concentración.

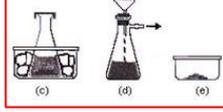
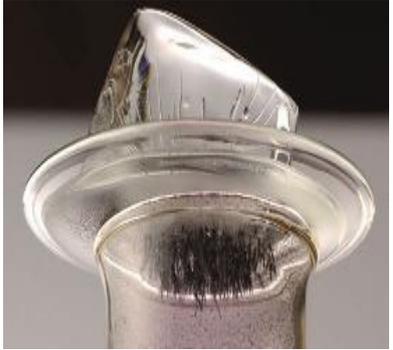
a) Porcentaje peso - peso	N
b) Porcentaje peso – volumen:	x_i
c) Molaridad	ppm
d) Molalidad	M
e) Normalidad	[%p/p]
f) Fracción molar	m
g) Partes por millón	[% p/v]

2.4 Proceso de separación de mezclas

Sabemos que la mezcla es la unión física de dos o más sustancias (elementos o compuestos) que al hacerlo conservan sus propiedades individuales y que existen mezclas homogéneas y heterogéneas. La composición de las mezclas es variable y sus componentes podrán separarse por medios físicos o mecánicos.

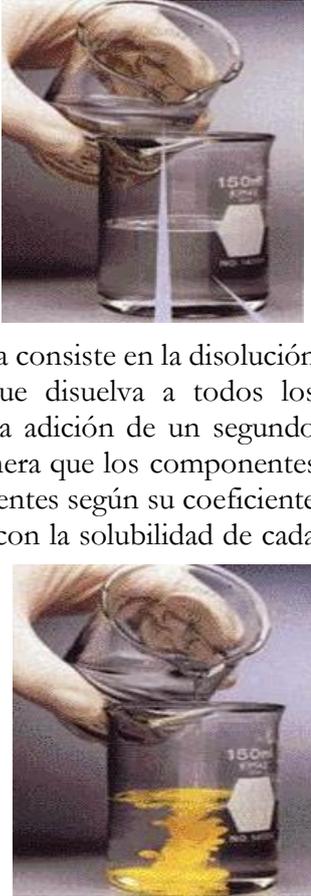
Métodos físicos de separación y purificación	
La Decantación	Es un método utilizado para separar un sólido, de grano grueso e insoluble, de un líquido. Consiste en esperar que se sedimente el sólido para poder vaciar el líquido en otro recipiente. 
Decantación de Líquidos	Este método se utiliza para la separación de dos líquidos no miscibles y de diferentes densidades, utilizando un embudo de decantación. Es aplicado en la extracción de petróleo en yacimientos marinos la cual separan el petróleo, al ser menos denso, quedando en la parte superior del agua. El petróleo se almacena y el agua es devuelta al mar. 
La Filtración	Es el método se emplea para separar un sólido insoluble de grano relativamente fino de un líquido. En este método es indispensable un medio poroso de filtración que deja pasar el líquido y retiene el sólido. Los filtros más comunes son: papel filtro, redes metálicas, fibra de asbesto, fibra de vidrio, algodón fibras vegetales y tierras especiales. 

<p>La Filtración por Vacío</p>	<p>Es una operación como la anterior, sólo que ahora interviene un matraz quitazato, una bomba de vacío para extraer aire y conseguir al vacío un filtrado en el menor tiempo. Un ejemplo muy común de filtración es aplicado en los automóviles en la gasolina que llevan un filtro con papel y en el aceite que puede ser de papel como filtros GONNER o red metálica como el VW).</p>	
<p>La Centrifugación.</p>	<p>Es un método utilizado para separar un sólido insoluble de grano muy fino y de difícil sedimentación de un líquido. Esta operación se lleva a cabo en un aparato llamado centrífuga, en el que aumenta la fuerza gravitación provocando la sedimentación del sólido. El plasma de la sangre puede separarse por este método.</p>	
<p>Destilación</p>	<p>La separación y purificación de líquidos por destilación constituye una de las principales técnicas para purificar líquidos volátiles. La destilación hace uso de la diferencia entre los puntos de ebullición de las sustancias que constituyen una mezcla. Las dos fases en una destilación son: la vaporización o transformación del líquido en vapor y la condensación o transformación del vapor en líquido, Ej. La separación de una mezcla de agua y alcohol, se hace por destilación, porque la mezcla no se puede decantar.</p>	
<p>Destilación Simple</p>	<p>Es una técnica utilizada en la purificación de líquidos cuyo punto de ebullición menor de 150° C a la presión atmosférica y sirve para eliminar impurezas no volátiles. Esta técnica también se emplea para separar dos líquidos cuyos puntos de ebullición difieran al menos en 25° C.</p>	
<p>Destilación al vacío</p>	<p>Esta técnica se emplea en la separación de líquidos con un punto de ebullición superior a 150°C. Como un líquido hierve cuando su presión de vapor iguala a la presión externa, se puede reducir el punto de ebullición disminuyendo la presión a la que se destila. Esta técnica se conoce como destilación a presión reducida o destilación al vacío. La destilación al vacío se utiliza cuando el líquido tiene un punto de ebullición excesivamente alto o descompone a alta temperatura.</p>	
<p>Destilación Fraccionada</p>	<p>Es una técnica que se emplea en la separación de sustancias cuyos puntos de ebullición difieran entre si menos de 25°C. La diferencia respecto a la destilación simple es la presencia de una columna de fraccionamiento entre el matraz y la cabeza de destilación.</p>	
<p>Destilación por arrastre de vapor</p>	<p>La destilación por arrastre de vapor es una técnica aplicada en la separación de sustancias poco solubles en agua. La destilación por arrastre de vapor se emplea para separar una sustancia de una mezcla que posee un punto de ebullición muy alto y que se descomponen al destilar. Por Ej. La destilación con arrastre de vapor separa el solvente que extrae el aceite de las semillas, como el hexano que extrae el aceite de ajonjolí. De</p>	

	<p>esta forma se extrae esencias como la de anís o de orégano. También se emplea para purificar sustancias contaminadas por grandes cantidades de impurezas resinosas y para separar disolventes de alto punto de ebullición de sólidos que no se arrastran.</p>
<p>Cristalización</p>	<p>Con este método se provoca la separación de un sólido que se encuentra disuelto en una solución quedando el sólido como cristal y en este proceso involucra cambios de temperatura, agitación, eliminación del solvente, etc. Por este método se obtiene azúcar, productos farmacéuticos, reactivos para laboratorio (sales), etc.</p>  
<p>Evaporación</p>	<p>Con este método se separa un sólido disuelto en un líquido y consiste en aplicar incremento de temperatura hasta que el líquido hierve y pasa del estado líquido a estado de vapor, quedando el sólido como residuo en forma de polvo seco. El líquido puede o no recuperarse.</p> 
<p>Sublimación</p>	<p>La sublimación es el paso de una sustancia del estado sólido al gaseoso, y viceversa, sin pasar por el estado líquido. Se puede considerar como un modo especial de destilación de ciertas sustancias sólidas. El punto de sublimación, o temperatura de sublimación, es aquella en la cual la presión de vapor sobre el sólido es igual a la presión externa. La capacidad de una sustancia para sublimar dependerá por tanto de la presión de vapor a una temperatura determinada y será inversamente proporcional a la presión externa. Cuanto menor sea la diferencia entre la presión externa y la presión de vapor de una sustancia más fácilmente sublimará. Generalmente, para que una sustancia sublime debe tener una elevada presión de vapor, es decir, las atracciones intermoleculares en estado sólido deben ser débiles. Así, los compuestos que subliman fácilmente tienen una forma esférica o cilíndrica, que no favorece unas fuerzas intermoleculares fuertes. La sublimación es un método excelente para la purificación de sustancias relativamente volátiles en una escala que oscila entre los pocos miligramos hasta 10 gramos.</p> 

	<table border="1"> <thead> <tr> <th data-bbox="560 203 767 293">Fase móvil</th> <th data-bbox="767 203 959 293">Fase estacionaria</th> <th data-bbox="959 203 1364 293">Técnica cromatográfica</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td data-bbox="560 293 767 338">vapor</td> <td data-bbox="767 293 959 338">sólida</td> <td data-bbox="959 293 1364 338">cromatografía de gases</td> </tr> <tr> <td data-bbox="560 338 767 383">vapor</td> <td data-bbox="767 338 959 383">líquida</td> <td data-bbox="959 338 1364 383">cromatografía de gases (CGL)</td> </tr> <tr> <td data-bbox="560 383 767 427">líquida</td> <td data-bbox="767 383 959 427">sólida</td> <td data-bbox="959 383 1364 427">cromatografía de adsorción (CLS)</td> </tr> <tr> <td data-bbox="560 427 767 472">líquida</td> <td data-bbox="767 427 959 472">líquida</td> <td data-bbox="959 427 1364 472">cromatografía líquido-líquido (CLL)</td> </tr> </tbody> </table>	Fase móvil	Fase estacionaria	Técnica cromatográfica	vapor	sólida	cromatografía de gases	vapor	líquida	cromatografía de gases (CGL)	líquida	sólida	cromatografía de adsorción (CLS)	líquida	líquida	cromatografía líquido-líquido (CLL)
Fase móvil	Fase estacionaria	Técnica cromatográfica														
vapor	sólida	cromatografía de gases														
vapor	líquida	cromatografía de gases (CGL)														
líquida	sólida	cromatografía de adsorción (CLS)														
líquida	líquida	cromatografía líquido-líquido (CLL)														
Cromatografía	<p>Las técnicas cromatográficas para el análisis y purificación de los productos de reacción son ampliamente utilizadas en el laboratorio orgánico. La técnica cromatográfica de purificación consiste en separar mezclas de compuestos mediante la exposición de dicha mezcla a un sistema bifásico equilibrado. Todas las técnicas cromatográficas dependen de la distribución de los componentes de la mezcla entre dos fases inmiscibles: una fase móvil, llamada también activa, que transporta las sustancias que se separan y que progresa en relación con la otra, denominada fase estacionaria. La fase móvil puede ser un líquido o un gas y la estacionaria puede ser un sólido o un líquido.</p>															
Cromatografía de adsorción	<p>La técnica de cromatografía de adsorción en columna, emplea columnas verticales de vidrio cerrada en su parte inferior con una llave que permita la regulación del flujo de la fase móvil. Las columnas se rellenan con un adsorbente, como alúmina o gel de sílice (fase estacionaria), mojado con el disolvente que se vaya a emplear en el proceso cromatográfico. En la parte superior de la columna se pone la disolución de la mezcla a separar y a continuación un depósito que contenga el eluyente (fase móvil) que se va a utilizar en la separación. Se abre la llave inferior de manera que el eluyente comience a bajar por la columna. En este proceso, los componentes de la mezcla son adsorbidos por la fase estacionaria con diferente intensidad, de manera que el proceso de adsorción-desorción hace que unos componentes avancen más rápidamente que otros. El líquido que sale por la parte inferior de la columna se recoge de manera fraccionada. Si los componentes de la mezcla avanzan a muy diferente velocidad se podrán obtener fracciones cromatográficas constituidas por un solo componente.</p>															
Cromatografía de capa fina (TLC), (Thin Layer Chromatography)	<p>La cromatografía de capa fina es una técnica que emplea como fase estacionaria una capa delgada de gel de sílica o alúmina adherida a un soporte de vidrio o aluminio. Para llevar a cabo esta técnica se disuelve una pequeña cantidad de la mezcla a separar y, con la ayuda de un capilar, se deposita sobre la parte inferior de la placa. La cromato placa se introduce en un recipiente cerrado que contiene unos mililitros de disolvente (fase móvil) dejando que el disolvente ascienda por capilaridad, de modo que los componentes de la mezcla experimentan un proceso de adsorción-desorción, lo que provoca que unos avancen más rápidamente que otros.</p>															
Imantación	<p>Con este método se aprovecha la propiedad de algún material para ser atraído por un campo magnético. Los materiales ferrosos pueden ser separados de otros componentes por medio de un electroimán, para su tratamiento posterior.</p>															



<p>Extracción o Diferencia de Solubilidad</p>	<p>La extracción es una técnica de separación que se puede aplicar a todo tipo de mezclas, ya sean éstas sólidas, líquidas o gaseosas. La extracción se basa en la diferencia de solubilidad de los componentes de una mezcla en un disolvente adecuado. La forma más simple de realizar una extracción consiste en tratar la mezcla de compuestos con un disolvente de manera que uno de los componentes se disuelva y los demás no. Sin embargo, la técnica de extracción más empleada consiste en la disolución de la mezcla a separar en un disolvente que disuelva a todos los componentes. A continuación, se procede a la adición de un segundo disolvente, no miscible con el primero, de manera que los componentes de la mezcla se distribuyan entre los dos disolventes según su coeficiente de reparto, que está directamente relacionado con la solubilidad de cada compuesto. Si algún componente de la mezcla es muy soluble en uno de los disolventes y muy poco en el otro quedará prácticamente todo en el que es soluble, mientras que los otros componentes de la mezcla quedarán en el otro disolvente. La separación de los dos disolventes y su evaporación suministrará residuos enriquecidos en los componentes más solubles. Ej. Es muy común en la preparación y análisis de productos farmacéuticos.</p>	
--	--	--

2.5 Técnicas de separación de mezclas, sin y con cambio de fase

A.- Separación sin cambio de fase

Las técnicas correspondientes a estos procedimientos de separación de las mezclas, son las más antiguas. Todas ellas se fundamentan en la diferencia de tamaño, densidad o de solubilidad que presentan los distintos componentes que constituyen la mezcla a separar. En el caso de emplearse las distintas solubilidades, la secuencia suele ser siempre la misma:

- 1) Se disuelve total o parcialmente la mezcla en uno o más disolventes.
- 2) Se separa la porción no disuelta de la disolución mediante otra de las técnicas sin cambio de fase (Por. Ej. Filtración, decantación, Cromatografía, etc.)
- 3) Se recupera el soluto evaporando el líquido.

B.- Separación con cambio de fase

Las técnicas de separación que implican la intervención de cambios de fase se empezaron a estudiar desde el siglo XI, es decir, mucho más tarde que las técnicas sin cambio de fase.

Generalmente se basan en las diferentes facilidades para cambiar de fase que experimentan las distintas sustancias que constituyen la mezcla.

- 1) El proceso comienza provocando un cambio de fase en una mezcla.
- 2) Unos componentes experimentan dicho cambio con mayor facilidad que otros.
- 3) Se invierte el proceso mediante el cambio de fase inverso y se recuperan en primer lugar los componentes de la mezcla inicial.
- 4) Los componentes recuperados pueden ser en forma total o también en forma de una nueva mezcla enriquecida con uno de los componentes.

Desarrolla los siguientes ejercicios sobre Disoluciones

Actividad de clase Nº 3

(Parte A)

Subraya en el cuadro contiguo, la técnica de separación correcta que se emplea en cada caso.

Caso	Técnica de Separación
Se emplea en la separación de sustancias cuyos puntos de ebullición difieran entre si menos de 25°C	destilación fraccionada centrifugación destilación
Separa un sólido, de grano grueso e insoluble, de un líquido.	Decantación Evaporación Cromatografía
Los componentes de la mezcla experimentan un proceso de adsorción- desorción.	Cromatografía Cromatografía de capa fina Decantación
Diferencia de solubilidad de los componentes de una mezcla en un disolvente adecuado.	Extracción Evaporación Cromatografía
Separa un sólido disuelto en un líquido, mediante la aplicación de un incremento de temperatura.	cristalización Evaporación Cromatografía
Líquidos miscibles de densidades diferentes.	Decantación Decantación de líquidos Cromatografía
Consiste en separar mezclas de compuestos productos de una reacción, mediante la exposición de dicha mezcla a un sistema bifásico equilibrado.	cristalización filtración Cromatografía
Aprovecha la propiedad de algún material para ser atraído por un campo magnético.	cristalización imantación decantación
Se emplea para separar un sólido insoluble de grano relativamente fino de un líquido.	cristalización filtración Cromatografía
Hace uso de la diferencia entre los puntos de ebullición de las sustancias que constituyen una mezcla.	cristalización centrifugación destilación
Separa un sólido insoluble de grano muy fino y de difícil sedimentación de un líquido.	cristalización centrifugación decantación
Provoca la separación de un sólido que se encuentra disuelto en una solución quedando el sólido como cristal	cristalización filtración decantación

2.6 La concentración de las soluciones; Criterios cualitativo y cuantitativo.

Sabemos que la concentración de una solución se define como la cantidad de soluto disuelto en una cantidad de solvente o de solución, y para estimarla en forma aproximada, ya que no pueden ser medidas tenemos dos criterios que ya fueron tratados cuando revisábamos la clasificación de las disoluciones, pero propondremos el siguiente cuadro para resolver problemas.

Concentración de las Soluciones		
Criterio Cualitativo	Criterio Cuantitativo	
Diluidas	Unidades Físicas	Unidades Químicas
Concentradas	% en masa (% m/m)	Molares (M)
Saturadas	% en masa sobre volumen (% m/v)	Normales (N)
Insaturadas	% en volumen (% v/v)	Molales (m)
Sobresaturadas	Partes por millón (p.p.m.)	Fracción Molar (X _a)
	Partes por billón (p.p.b.)	

En esta parte vamos a representar ejemplos de concentraciones de soluciones, empleando las unidades Físicas y Químicas.

1) Unidades Físicas

a) Porcentaje en Masa (m/m).- Es la masa en gramos de soluto (A) presentes en cada 100 gramos de solución. Se utilizan las ecuaciones:

$$\% \text{ en m} = \frac{m \text{ soluto}}{m \text{ soluto} + m \text{ solvente}} \quad (100)$$

$$\% A = \frac{m_a}{m_a + m_b} \quad (100) \quad \text{o} \quad \% A = \frac{m_a}{m_t} \quad (100)$$

Donde:

%A= porcentaje de soluto

m_a = masa del soluto

m_b= masa del solvente

m_t= masa de la solución = m_a + m_b

Ejercicios:

1) ¿Cuál es el porcentaje de Hidróxido de sodio para una solución que se prepara disolviendo 8 g de Na OH, en 50 g de agua?	
Datos m _a = 8 g de Na OH m _b = 50 g de H ₂ O %A=?	Formula: $\% A = \frac{m_a}{m_a + m_b} \quad (100)$ $\% A = \frac{8g}{8g + 50g} \quad (100)$ %A = 13,8% de Na OH en la solución

2) ¿Cuántos gramos de KCl y de agua se requiere para preparar 250 g de solución al 5%?	
Datos ma = X g KCl mb = X g H ₂ O %A= 5%	Formula: $\% A = \frac{ma}{mt}$ (100) $5 = \frac{ma}{250}$ (100); despejamos ma y se tiene: ma = 12,5 g de KCl, luego como mt = ma + mb, se obtiene: mb= 250g – 12,5g KCl = 237,5 g H ₂ O

b) Porcentaje en Masa sobre volumen (m/v).- Expresa la concentración en g de soluto por 100 ml de solución, es decir, el soluto se expresa en g, considerando que el volumen final de la solución es de 100 ml. Se emplean las ecuaciones:

$$\% \text{ en m/v} = \frac{m \text{ soluto}}{v \text{ soluto} + v \text{ solvente}} \quad (100)$$

$$\% \text{ m/v} = \frac{ma}{va+vb} \quad (100) \quad \text{o} \quad \% \text{ m/v} = \frac{ma}{vt} \quad (100)$$

Donde:

% m/v= porcentaje de masa sobre volumen

ma = masa del soluto

va = volumen del soluto

vb= volumen del solvente

vt= volumen de la solución = va + vb

Ejercicios:

1) ¿Cuál es el porcentaje de Glucosa en una solución que contiene 10g de soluto en 80 ml de solución?	
Datos ma = 10 g Glucosa Vt = 80 ml = va + vb % m/v = ?	Formula: $\% m/v = \frac{ma}{va+vb}$ (100) $\% m/v = \frac{10g}{80ml}$ (100) %m/v = 12,5% de Glucosa en la solución

2) ¿Qué volumen de solución se logrará preparar con 500 g de una sustancia, si la concentración de la solución es del 30% (m/v)?	
Datos vt = ? ma = 500 g %(m/v)= 30%	Formula: $\% m/v = \frac{ma}{vt}$ (100) $30 = \frac{500}{vt}$ (100); despejamos vt y se tiene: vt = 1666,66... ml

c) Porcentaje en volumen (v/v).- Expresa la concentración en volumen de soluto por 100 ml de solución. Se utilizan las siguientes ecuaciones:

$$\text{en v/v} = \frac{v \text{ soluto}}{v \text{ soluto} + v \text{ solvente}} \quad (100)$$

$$\% v/v = \frac{va}{va+vb} \quad (100) \quad \text{o} \quad \% v/v = \frac{va}{vt} \quad (100)$$

Ejercicios

1) ¿Cuál es el porcentaje en volumen de una solución que contiene 1 ml de ácido en 40 ml de agua?	
Datos va = 1ml vb = 40 ml vt = 41 ml = va + vb % v/v = ?	Formula: $\% v/v = \frac{va}{va+vb} (100)$ $\% m/v = \frac{1ml}{41ml} (100)$ $\% v/v = 2,44 \% \text{ de ácido en la solución}$

2) ¿Un vino de mesa contiene 12% de alcohol. ¿Cuántos ml de alcohol tendrá 1 litro de vino?	
Datos va = ? vt = 1litro = 1000 ml % v/v = 12	Formula: $\% v/v = \frac{va}{va+vb} (100)$ $12 = \frac{va}{1000ml} (100)$, despejamos va y tenemos: va = 120 ml de alcohol

d) Partes por millón (p.p.m). - Cuando la cantidad de soluto presente es muy pequeña, la concentración se expresa en p.p.m., que significa generalmente masa de soluto en un millón de partes de masa de solución o solvente.

En las soluciones acuosas, en las cuales la cantidad de soluto es tan pequeña, la densidad de la solución es prácticamente la misma del agua (1g/ml), por tanto 1 litro de agua es igual a 1Kg de solución.

Puesto que en 1Kg hay 10^6 miligramos (mg), las p.p.m, suelen escribirse como (mg) de soluto por Kg de solución, es decir, se tiene la relación:

$$p.p.m. = \frac{mg \text{ de soluto}}{Kg \text{ de solución}} \quad \text{o} \quad p.p.m. = \frac{mg \text{ de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

Nota: Se expresan en p.p.m., los contaminantes del aire, del agua, los medicamentos o las drogas en el organismo del ser humano, los residuos, los pesticidas, etc.

Ejercicios.

1) La leche enfamil con hierro para lactantes contiene 94 p.p.m de hierro ¿Cuántos mg de hierro habrá en un tarro de 500 g de leche?	
Datos p.p.m = 94 mg soluto = ? Kg de solución = 0,5	Formula: $p.p.m. = \frac{mg \text{ de soluto}}{Kg \text{ de solución}}$ $94 = \frac{mg \text{ soluto}}{0,5}$ mg de soluto = 47 mg de hierro (Fe)

2) Una muestra de agua de 750 ml tiene 6 mg de fluoruros ¿Cuántas p.p.m. de fluoruros hay en la muestra?	
Datos p.p.m = ? mg soluto = 6 mg de Fluoruros Lts de solución = 0,750	Formula: $p.p.m. = \frac{mg \text{ de soluto}}{Kg \text{ de solución}}$ $p.p.m = \frac{6 mg}{0,750}$ p.p.m. = 8

2) Unidades Químicas

a) Soluciones Molares (M).- Son aquellas que se calculan dividiendo los moles del soluto por los litros de la solución.

El mol (molécula gramo) es una Unidad Internacional usada para medir la cantidad de una sustancia. Un mol de una sustancia expresado en g (gramos) es su peso molecular así por ejemplo: un mol de cloruro de sodio (NaCl) son 58,5 g. Por lo tanto, una solución 1M de cloruro de sodio contendrá 58,5 g de sal por litro de agua.

$$\text{Molaridad} = M = \text{moles de soluto/litros de solución}$$

$$M = n_a / \text{Lts sol.}$$

Ejercicios.

1) ¿Cuál es la molaridad de 0,75 moles de soluto disueltos en 2,5 litros de solvente?	
Datos n _a = 0,75 moles Solución = 2,5 litros M = ?	Formula: $M = n_a / \text{Lts sol.}$ M = 0,75 moles / 2,5 lts M = 0,3 molar 0 mol/lts
2) ¿Cuál es la molaridad de 58,5 g de cloruro de sodio disueltos en 2 litros de solvente?	
Datos m = 58,5 g P. molecular NaCl = 35,5 + 23 = 58,5 g n _a = 1 mol Solución = 2 litros M = ?	Formula: $M = n_a / \text{Lts sol.}$ M = 1 mol / 2 lts sol. M = 0,5 molar 0 mol/lts
3) 2 g de NaCl (de peso molecular 58,45 g / mol), se disuelven en 100 ml de agua ¿Cuál es la molaridad de la solución?	
Datos m = 2 g n _a = (2 g) / (58,45 g) = 0,0432 moles Solución = 100 ml (1 lts / 1000 ml) = 0,1 lts M = ?	Formula: $M = n_a / \text{Lts sol.}$ M = 0,0342 mol / 0,1 lts sol. M = 0,342 molar 0 mol/lts

Soluciones Normales (N).- Se definen como el número de equivalentes de soluto por litro de solución y se determinan con la ecuación:

$$N = \frac{\text{Nº equivalente de soluto}}{\text{lts de solución}} \quad \text{o} \quad N = \frac{\text{Nº equiv}}{\text{lts}}$$

Donde:

Equiv = equivalente químico o peso equivalente, en gramos

Lts de solución = solución

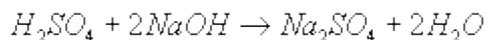
N = Normalidad en equiv/lts

▪ **Cálculo del equivalente químico o peso equivalente**

- a) El peso equivalente de un ácido se define como la masa en gramos que producirá 1 mol de iones H^+ en una reacción.
 b) El peso equivalente de una base es la cantidad en gramos que proporcionará 1 mol de iones OH^- .

Ejercicios.

1) considere una reacción de H_2SO_4 en la cual ambos iones H^+ son reemplazados:



Datos
 masa de la formula = 98 g
 # de H^+ = 2

Por lo tanto, la cantidad necesaria para producir un mol de H^+ .

$$\text{Equiv} = \frac{\text{fórmula en g}}{\# \text{ de iones } OH^- \text{ o } H^+ \text{ transferidos}}$$

$$\text{Equiv} = 98 \text{ g} / 2 = 49 \text{ g}$$

2) Calcular el peso equivalente de cada uno de los siguientes compuestos:

- a.- H_2SO_4 en una reacción en la cual solamente es reemplazado un ion H^+ .
 b.- $Ca(OH)_2$ en donde ambos iones OH^- son reemplazados.
 c.- El peso equivalente del HCl.

Datos
 masa del H_2SO_4 = 98 g
 masa del $Ca(OH)_2$ = 74 g
 masa del HCl = 36,45 g

$$\text{Equiv} = \frac{\text{fórmula en g}}{H^+ \text{ transferidos}} = \frac{98 \text{ g}}{1} = 98 \text{ g}$$

$$\text{Equiv} = \frac{\text{fórmula en g}}{\text{iones } OH^-} = \frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ g}$$

$$\text{Equiv} = \frac{\text{fórmula en g}}{H^+ \text{ transferidos}} = \frac{36,45 \text{ g}}{1} = 36,45 \text{ g}$$

3) Calcular la normalidad de una solución de H_3PO_4 que contiene 2.50 g de ácido en 135 ml de solución en reacciones que se reemplazan los tres hidrógenos.

Datos
 Masa del H_3PO_4 = 97,97 g
 Equiv del H_3PO_4 = $97,97/3 = 32,7$ g
 Solución = 135 ml = 0,135 lts

$$N = \frac{\text{Nº Equiv}}{\text{lts}}$$

$$N = \frac{2,5 \text{ g}}{0,135 \text{ lts}} \times \frac{1 \text{ equiv}}{32,7 \text{ g}} = 0,566 \text{ equiv/lts}$$

4) Calcular el número de gramos de H_2SO_4 necesarios para preparar 225 ml de solución 0.150 N en reacciones en que se reemplazan ambos hidrógenos.

Datos
 Masa del H_2SO_4 = 97,97 g
 Equiv del H_2SO_4 = $98/2 = 49$ g
 Solución = 225 ml = 0,225 lts
 N = 0,150

$$N = \frac{\text{Nº Equiv}}{\text{lts}}$$

$$0,150 = \frac{\text{equiv}}{0,225 \text{ lts}} \quad 0,03375 \text{ equiv} \times \frac{49 \text{ g}}{1 \text{ equiv}} = 1,65 \text{ g } H_2SO_4$$

Soluciones Molales (m).- Son aquellas que se calculan dividiendo los moles del soluto por los kilogramos del solvente o disolvente. Se determinan con la ecuación:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solvente}} \quad \text{o} \quad m = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles}}{\text{kg solvente}}$$

Ejercicios.

1) Calcular la molalidad de una solución de ácido fosfórico (H_3PO_4) que contiene 32,7 g de ácido en 1000 g de agua.	
Datos m=? masa molecular del $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ g/mol}$ Nº de moles = masa soluto/ masa molecular Nº de moles = $32,7 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 0,334 \text{ moles}$ Solvente= 1000 g de agua	$m = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles}}{\text{kg solvente}}$ $m = \frac{0,334 \text{ moles}}{1 \text{ kg solvente}} = 0,334 \text{ mol/kg}$ m= 0,334 molal

2) En 600 gr de agua se encuentran disuelto una cierta cantidad de Hidróxido de sodio (OH) Na, que representa a un solución 0,5 molal. Determine la masa del soluto disuelto.	
Datos masa de soluto=? masa molecular del (OH)Na = 40 g/mol Nº de moles = masa soluto/ masa molecular Nº de moles = $32,7 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 0,334 \text{ moles}$ Solvente= 600 g de agua = 0,6 kg	$m = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles}}{\text{kg solvente}}$ $0,5 = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles}}{0,6 \text{ kg solvente}} \rightarrow \text{N}^\circ \text{ de moles} = 0,3$ masa soluto = Nº de moles . masa molecular masa soluto = (0,3 moles)(40 g/mol) = 12 g OH Na

2.7 Cálculo de la Fracción molar de una Mezcla

Fracción Molar (X).- En una mezcla o solución homogénea se define la fracción mol o molar de cualquier componente por el número de moles de dicho componente dividido por la suma del número de moles de todos los componentes. Para su cálculo podemos utilizar la siguiente ecuación:

$$X_a = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de A}}{\text{moles de la mezcla o solución homogénea}} \text{ para el componente A}$$

Nota.- La suma de las fracciones molares de todos los componentes es igual a la unidad. Y el porcentaje mol o molar de cualquier componente es igual a la fracción mol multiplicada por 100.

1) En una mezcla de 24 g de O_2 y 14 g de N_2 . Determinése las fracciones molares correspondientes.	
Datos moles $\text{O}_2 = 24/32 = 0,75$ moles $\text{N}_2 = 14/28 = 0,5$ moles de mezcla = 1,25	$X_{\text{O}_2} = \frac{0,75}{1,25} = 0,6 \quad \% X_{\text{O}_2} = 0,6 \times 100 = 60\%$ $X_{\text{N}_2} = \frac{0,5}{1,25} = 0,4 \quad \% X_{\text{N}_2} = 0,4 \times 100 = 40\%$ M molecular medio = $24+14/1,25 = 30,4 \text{ g/mol}$

2) En una solución acuosa de sosa caustica al 10%, determine la fracción molar del OH Na	
Datos Moles OH Na = 10/40 = 0,25 moles H ₂ O = 90/18 = 5 moles de mezcla = 5,25	X OH Na = $\frac{0,25}{5,25} = 0,048$ % X O ₂ = 0,048 x100 = 4,8% X H ₂ O = $\frac{5}{5,25} = 0,952$ % X N ₂ = 0,952 x100 = 95,2 % M molecular medio = 100/5,25 = 19,05 g /mol

3) En una mezcla que contiene 36 g de pentano (C ₅ H ₁₂), 43 g de hexano (C ₆ H ₁₄) y 25 g de heptano (C ₇ H ₁₆). Determine la fracción molar del pentano.	
Datos Moles C ₅ H ₁₂ = 36/72 = 0,5 moles C ₆ H ₁₄ = 43/86 = 0,5 moles C ₇ H ₁₆ = 25/100 = 0,25	X C ₅ H ₁₂ = $\frac{0,5}{1,25} = 0,4$ % X C ₅ H ₁₂ = 0,4 x100 = 40 % M molecular medio = 104/1,25 = 83,2 g /mol

2.8 Dilución de soluciones concentradas

En la práctica se usan con frecuencia soluciones de concentraciones conocidas, para preparar a partir de ellas soluciones diluidas. Por lo tanto, es importante ver como los cambios de volumen afectan la concentración de una solución. Cuando se diluye una solución, el volumen aumenta y la concentración disminuye, pero la cantidad total de soluto permanece constante por esta razón, dos soluciones de concentraciones diferentes, pero de la misma cantidad de soluto, se relacionan de la siguiente manera:

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 C_2$$

Donde:

V_1 = Volumen 1; m³; cm³; ft³

C_1 = Concentración 1; unidades respectivas de acuerdo a la clase de concentración

V_2 = Volumen 2; m³; cm³; ft³

C_2 = Concentración 2; unidades respectivas de acuerdo a la clase de concentración.

- En las actividades industriales, frecuentemente se mide la composición de las soluciones por su densidad, que se define como la masa por unidad de volumen de dicha solución. Y se calcula con la ecuación:

$$\rho = \frac{m}{V} ; \quad \text{Sus unidades son: Kg/ m}^3; \text{ g/cm}^3; \text{ g/ml}; \text{ lb/ft}^3$$

Ejercicios.

1) ¿Qué volumen de agua debe agregarse a 10 ml de ClH, 12 N para preparar una solución 2 N?

Datos $V_1 = 10 \text{ ml}$ $C_1 = 12 \text{ N}$ $V_2 = ?$ $C_2 = 2 \text{ N}$	$V_1 \cdot C_1 = V_2 C_2$ $10 \text{ ml} \cdot 12 \text{ N} = V_2 (2 \text{ N})$, despejamos V_2 $V_2 = 60 \text{ ml}$; $V_2 - V_{\text{CIH}} = V_{\text{agua}}$ $V_{\text{agua}} = 60 \text{ ml} - 10 \text{ ml} = 50 \text{ ml}$
--	---

2) ¿Cuál es la molaridad de una solución de Na OH, cuya densidad es de 1,108 g/ml que contiene 9,5 % de Na OH en peso?

Datos $\rho \text{ de la solución} = 1,108 \text{ g/ml}$ $C_1 = 9,5 \%$ en peso de NaOH $M \text{ molecular de Na OH} = 40 \text{ g/mol}$ $\text{Base de cálculo} = 1 \text{ Lts de sol.} = 1000 \text{ ml}$	$n = 10^3 \text{ ml sol.} (1,108 \text{ g/ml}) (9,5 \text{ g Na OH} / 100 \text{ g sol.}) = 105,26 \text{ g de NaOH}$ $n = 105,26 \text{ g de Na OH} / 40 \text{ g/mol} = 2,632 \text{ mol.}$ $M = n / \text{Lts sol.}$ $M = 2,632 \text{ mol} / 1 \text{ lts sol.}$ $M = 2,632 \text{ molar}$
--	--

3) ¿Cuál es la molaridad y la molalidad de una solución de H₂SO₄, cuya densidad es de 1,10 g/ml que contiene 25 % de H₂SO₄ en peso?

Datos $\rho \text{ de la solución} = 1,10 \text{ g/ml}$ $C_1 = 25 \%$ en peso de H ₂ SO ₄ $M \text{ molecular de H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$ $\text{Base de cálculo} = 1 \text{ Lts de sol.} = 1000 \text{ ml}$	* MOLARIDAD $M = n / \text{Lts sol.}$ $n = 10^3 \text{ ml sol.} (1,10 \text{ g/ml}) (25 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 100 \text{ g sol.}) = 275 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$ $n = 275 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ g/mol} = 2,806 \text{ mol.}$ $M = n / \text{Lts sol.}$ $M = 2,806 \text{ mol} / 1 \text{ lts sol.} = 2,806 \text{ molar}$
$\text{Base de cálculo} = 1 \text{ Lts de sol.} = 1000 \text{ ml}$ $\rho \text{ de la solución} = 1,10 \text{ g/ml}$ $\text{solvente} = 0,825 \text{ Kg}$ $\text{N}^\circ \text{ moles} = 2,806 \text{ moles en C/lts sol.}$	* MOLALIDAD $m = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles}}{\text{kg solvente}}$ $1000 \text{ ml sol.} (1,10 \text{ g/ml}) = 1100 \text{ g sol.}$ $\text{g sol.} = \text{g soluto} + \text{g solvente}$ $\text{g solvente (H}_2\text{O)} = \text{g sol.} - \text{g soluto}$ $\text{g solvente (H}_2\text{O)} = 1100 \text{ g} - 275 \text{ g} = 825 \text{ g H}_2\text{O}$ $m = \frac{2,806 \text{ moles}}{0,825 \text{ Kg}} = 3,40 \text{ mol/kg} = 3,40 \text{ molal}$

4) ¿Cuántos mililitros de H₂SO₄, concentrado de densidad 1,8 g/ml que contienen 95% de H₂SO₄, debe utilizarse para preparar 2 lts de solución 5 N?

Datos $\rho \text{ de la solución} = 1,8 \text{ g/ml}$ $C_1 = 95 \%$ en peso de H ₂ SO ₄ $M \text{ molecular de H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$ $\text{Volumen sol.} = 2 \text{ Lts de sol.} = 2000 \text{ ml}$ $m \text{ equiv} = 49 \text{ g/equiv} (10 \text{ equiv}) = 490 \text{ g}$	a) Calculamos la masa de H ₂ SO ₄ al 100% $N = \frac{\text{N}^\circ \text{ Equiv}}{\text{lts}}$ $\text{N}^\circ \text{ equiv} = N \cdot \text{lts sol.} = 5 \text{ N} \cdot 2 \text{ lts} = 10 \text{ equiv}$ $490 \text{ g} \times \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{95 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ ml H}_2\text{SO}_4}{1,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 286,55 \text{ ml H}_2\text{SO}_4$
--	---

2.9 Problemas propuestos con respuestas para ejercitación autónoma de los estudiantes.

a) Problemas sobre Unidades Físicas

- Calcular el porcentaje en peso de:
 - a) 1,4 g de azúcar de caña en 50g de jarabe de azúcar (azúcar + agua) **R. 2,8%**
 - b) 9,2 g de azúcar disueltos en 105 g de agua. **R. 8,056%**

- Cuando se evaporan 300g de una solución de sulfato cúprico (Cu SO_4), se obtiene un residuo de 25 g de sulfato cúprico, a) Cuantos gramos de agua se evaporaron. **R. 275 g**
 b) Cual es el porcentaje de soluto en la solución. **R. 8,3%**

- ¿Cuántos gramos de solvente se requieren para preparar una solución al 20% de sulfato de calcio (Ca SO_4) al 20%, que contenga 80 g de soluto? **R. 320 g de agua.**

- ¿Cuál es la masa de K NO_3 , presentes en 300 g de solución acuosa al 10%? **R. 30g**

- ¿Cuál es el porcentaje de una solución de hidróxido de sodio (Na OH), si en 60 ml de ella hay tres gramos de hidróxido de sodio? **R. 5%**

- ¿Cuántos ml de solución se logrará preparar con 200 g de permanganato de potasio $\text{K (MnO}_4)$, para que la solución sea del 15%? **R. 1333,3 ml**

- ¿Cuál es el porcentaje en volumen de una solución que contiene 3 ml de ácido nítrico en 220 ml de agua? **R. 1,34%**

- La cerveza Miller contiene 5,5% de alcohol. ¿Cuántos mililitros de alcohol contiene una cerveza en lata de 10 onzas de capacidad (1 onza = 0,02957 lts) **R. 16,26 ml**

- Calcular las p.p.m de soluto de una solución formada por 200 mg de cloruro de sodio en 800 ml de agua. **Escriba su respuesta.**

- El límite máximo para el contenido de mercurio (Hg) en el pescado es de 0,5 mg por Kg de alimento. El análisis de pescado revela que una muestra de 10 g contiene 72 μg (microgramos) de Hg . Excede el contenido de mercurio de este pescado, al límite máximo permitido (1 g = $10^6 \mu\text{g}$). **Escriba su respuesta.**

b) Problemas sobre Unidades Químicas

- Calcular Molaridad de una disolución obtenida disolviendo en agua 100 g de sulfato de cobre (II) y añadiendo después más agua hasta completar un volumen de un litro. **R. 0,63 M**
- ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio hay en 50 cm^3 de disolución 0,6 M de la misma? **R. 1,2 g**

- En un frasco de laboratorio se lee: disolución de ácido perclórico, 35% y densidad 1,252 g/cm³. Calcular la molaridad y la molalidad de la disolución. **R. 4,36 M - 5,36 m**
- ¿Cuántos gramos de AgNO₃, se necesitan para preparar 100 cm³ de solución 1Molar? **R. 17 g de AgNO₃**
- ¿Cuál es la molaridad de 0,75 moles de soluto disueltos en 2,5 L de solvente? **R. 0,3 M**
- ¿Cuál es la molaridad de 58,5 gr de cloruro de sodio disueltos en 2 litros de solvente? **R. 0,5 M**
- ¿Cuántos gramos de AgNO₃, se necesitan para preparar 100 cm³ de solución 1Molal? **R. 17 g de AgNO₃**
- ¿Cuántos gramos de soluto serán necesarios para preparar 200 ml de solución de Ca (OH)₂ 1,2 N? **R. 8,88 g.**
- ¿Cuántos gramos de soluto serán necesarios para preparar 300 ml de solución de CaCl₂ 0,1M? **R. 3,33 g**
- ¿Cuántos gramos de soluto serán necesarios para preparar 150 ml de solución de H₂SO₄ al 98% P/P d= 1,84 gr/ml? **R. 270, 48 g**
- ¿Cuántos equivalentes gramo de soluto están contenidos en 3,2 ml de solución de H₃PO₄ al 1,3 m? **R. 0,01248 equiv.**
- ¿Cuántos equivalentes gramo de soluto están contenidos en 400 cm³ de solución de Ca (OH)₂; 2,1N? **R. 0,84 equiv.**
- ¿Cuántos equivalentes gramo de soluto están contenidos en 0,200 litros de solución Na₂SO₄ al 40% P/V? **R. 1,126 equiv.**
- En qué volumen de solución se encontrarán las cantidades de soluto indicadas en cada caso:
 - a) 1,2 g de soluto en una solución de Na₂SO₃ al 30% P/V. **R. 4 ml.**
 - b) 4 eq-g de soluto en una solución Fe₂ (SO₄)₃; 2,3 M. **R. 289,85 ml.**
 - c) 1,3 moles de soluto en una solución de Ca (OH)₂; 0,6 N. **R. 4,33 ml.**
 - d) 2,3 eq-g de soluto en una solución de H₂SO₄ al 98% P/P; densidad=1,84 g/ml. **R. 62,5 ml.**
- Se disuelven 1,3 · 10²³ moléculas de Ba (OH)₂ en agua hasta obtener un volumen de solución de 950 ml y d=1,02 g/ml. Calcular de la solución: a) Molaridad b) Normalidad c) %P/V d) %P/P. **Escriba su respuesta.**
- Se dispone de una solución de H₃PO₄; 0,8 N y se quiere saber cuál es la concentración %P/P y la d=1,13g/ml. **Escriba su respuesta.**

c) Problemas sobre Fracción Molar

- Determina la molaridad, la molalidad y la fracción molar de soluto de una disolución formada al disolver 12 g de hidróxido de calcio, Ca (OH)₂, en 200 g de agua, H₂O, si la densidad de esta disolución es 1050 kg /m³. **R. 0,80 M; 0 81 m, X_i = 0 014**
- Una solución contiene 36 % en masa de HCl: a) Calcula la fracción molar de HCl. b) Calcula la molalidad del HCl en la disolución. **R. X_i = 0, 217 ; 15,41 m**

- ¿Cuál es la fracción molar de NaCl en una disolución que contiene 1,00 moles de soluto en 1,00 kg de H₂O? **Escriba su respuesta.**
- La densidad de una disolución acuosa de ZnSO₄ 1,245 M es 1,193 g/ml a 15°C.
 - (a) ¿cuál es el porcentaje en masa de ZnSO₄ en disolución? **Escriba su respuesta.**
 - (b) ¿cuál es la fracción molar de ZnSO₄? **Escriba su respuesta.**
- ¿Cuántos gramos de HCl se disuelven en 300 g de agua para preparar una solución cuya fracción molar HCl es 0,3? **R. 260,61 g de HCl.**
- Una disolución contiene 20 gramos de NaCl y 40 gramos de H₂O. ¿Cuáles son las fracciones molares del H₂O y NaCl? **Xi = 0,133 NaCl; 0,867 H₂O.**
- En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36% en masa, densidad 1,18 g/ml. Calcula: a) La molaridad de la disolución y la fracción molar del ácido. **Escriba su respuesta.**
- Calcula la fracción molar de un ácido sulfúrico comercial del 95% en masa y densidad de 1,83 g/cm³. **Escriba su respuesta.**

d) Problemas sobre Dilución

- Que volumen de una solución de ácido sulfúrico 6 N y de agua se debe tomar para preparar 1000 ml de solución del mismo ácido 1,5 N. **R. 250 ml de H₂SO₄ a 6N (Si tu volumen final es 1000 y tienes 250 ml de H₂SO₄ a 6N, entonces debes de agregar 750 ml de agua para obtener los 1000 ml de H₂SO₄ a 1.5N)**
- Se tienen 150 ml de solución 1,80 M de NaOH, ¿Cuántos ml de agua se deben agregar para que la solución quede 0,50 M? **R. 540 ml (El volumen a obtener es de 540 ml de NaOH a 0.50 M. Para saber el agua que debes agregar haces una resta 540 ml - 150= 390 ml de agua)**
- Si se toman 50 ml de una solución NaCl 0,4M y se llevan a un volumen final de 1litro. ¿Cuál es la concentración final?
- ¿Qué volumen de HCl 6M debe usarse para preparar 500 ml de una solución de HCl 5 mM?
mM= mili molar= 10⁻³ molar “M”
- ¿Cuál sería la concentración final de una solución preparada al diluir 45,0 ml de KOH 4,2 M en un volumen final de 300 ml?
- Calcula la concentración de la disolución que resulta de diluir 25 ml de una disolución 0,86M de nitrato de potasio, KNO₃, hasta 500 ml
- Calcula el volumen de agua necesario para diluir 350 mL de una disolución 0,125 M de ácido clorhídrico, HCl, hasta 0,080 M.

Unidad 3

FORMA DE LOS MATERIALES Y LOS GASES IDEALES

- 3.1 Las Fases de la Materia
- 3.2 Fases Gaseosa, Sólida y Líquida
- 3.3 Cambios de fases
- 3.4 Los gases ideales
- 3.5 Concepto de Mol
- 3.6 El número de Avogadro como la Cantidad de Partículas de un mol
- 3.7 El modelo Cinético Corpuscular
- 3.8 Problemas Resueltos y Propuestos

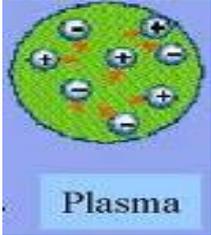


3.1 Las Fases de la Materia



La partícula fundamental de la materia es la molécula; es decir, que las moléculas son las unidades más pequeñas que poseen las propiedades de una clase de materia. Por esta razón, el movimiento molecular y las fuerzas intermoleculares determinan muchas de las propiedades cualitativas de la materia, incluyendo su estado - sólido, líquido, gaseoso o plasmático.

<p>Estado Sólido</p> 	<p>Los sólidos poseen tanto forma como volumen definidos, razón por la cual son rígidos y no pueden fluir.</p> <p>Esto se debe a que las moléculas de un sólido se encuentran en orden y equilibrio, y su único movimiento es vibratorio u oscilatorio en una posición fija.</p> <p>La mayor parte de los sólidos tienen una estructura cristalina, como el diamante y el cloruro de sodio (la sal).</p>
<p>Estado Líquido</p> 	<p>Los líquidos, también denominados fluidos, tienen un volumen determinado pero su forma no es definida. Dado que las moléculas de un líquido tienen libertad de movimiento, los líquidos toman la forma de los recipientes que los contienen.</p> <p>Dependiendo de la atracción que tienen las moléculas de los líquidos entre sí y dependiendo de la temperatura a la cual se encuentran, hay líquidos que tienen menor fluidez que otros.</p>

	<p>Esta propiedad se denomina viscosidad. Usualmente, entre menor la atracción intermolecular y mayor la temperatura de un líquido, menor su viscosidad y mayor su fluidez. Líquidos como la miel y la glicerina tienen viscosidad alta, mientras que la gasolina y el alcohol, tienen menor viscosidad</p>
<p>Estado Gaseoso</p> 	<p>Los gases no poseen forma ni volumen determinados. Debido que los espacios entre moléculas son muy grandes y la atracción entre moléculas se ve reducida, los gases tienen la habilidad de expandirse y ocupar tanto la forma como el volumen de sus contenedores.</p> <p>Los gases tienden a expandirse conforme la temperatura aumenta, pues las moléculas se mueven con mayor rapidez. Si la temperatura disminuye, disminuyendo así el movimiento de las moléculas de un gas, estos se contraen y pueden incluso hacerse líquidos a muy bajas temperaturas.</p>
<p>Estado Plasmático</p> 	<p>El plasma es un estado altamente energético, en el cual los átomos de los cuales están compuestas las moléculas, pierden sus electrones. El estado plasmático existe en el sol y en los bombillos de luz fluorescente. El plasma presenta características propias que no se dan en los sólidos, líquidos o gases, por lo que es considerado otro estado de agregación de la materia. Como el gas, el plasma no tiene una forma definida o un volumen definido, a no ser que esté encerrado en un contenedor; pero a diferencia del gas en el que no existen efectos colectivos importantes, el plasma bajo la influencia de un campo magnético puede formar estructuras como filamentos, rayos y capas dobles.</p>

3.2 Fases Gaseosa, Sólida y Líquida.

Estado sólido. - Los objetos en estado sólido se presentan como cuerpos de forma definida; sus átomos a menudo se entrelazan formando estructuras estrechas definidas, lo que les confiere la capacidad de soportar fuerzas sin deformación aparente. Son calificados generalmente como duros y resistentes, y en ellos las fuerzas de atracción son mayores que las de repulsión. En los sólidos cristalinos, la presencia de espacios intermoleculares pequeños da paso a la intervención de las fuerzas de enlace, que ubican a las celdillas en formas geométricas. En los amorfos o vítreos, por el contrario, las partículas que los constituyen carecen de una estructura ordenada.

<p>Características del estado Sólido</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Cohesión elevada; ▪ Tienen una forma definida y memoria de forma. ▪ Presentan fuerzas elásticas restitutivas si se deforman fuera de su configuración original. ▪ A efectos prácticos son incompresibles. ▪ Tienen Resistencia a la fragmentación. ▪ Fluidez muy baja o nula. ▪ Algunos de ellos se subliman.
---	---

Estado Líquido.- Si se incrementa la temperatura, el sólido va perdiendo forma hasta desaparecer la estructura cristalina, alcanzando el estado líquido. Característica principal: la capacidad de fluir y adaptarse a la forma del recipiente que lo contiene. En este caso, aún existe cierta unión entre los átomos del cuerpo, aunque mucho menos intensa que en los sólidos. El estado líquido presenta las siguientes características

Características del estado Líquido	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Cohesión menor. ▪ Movimiento energía cinética. ▪ Son fluidos, no poseen forma definida, ni memoria de forma por lo que toman la forma de la superficie o el recipiente que lo contiene. ▪ En el frío se contrae (exceptuando el agua). ▪ Posee fluidez a través de pequeños orificios. ▪ Puede presentar difusión. ▪ Son poco compresibles.
---	---

Estado Gaseoso. - Se denomina gas al estado de agregación de la materia que no tiene forma ni volumen propio. Su principal composición son moléculas no unidas, expandidas y con poca fuerza de atracción, haciendo que no tengan volumen y forma definida, provocando que este se expanda para ocupar todo el volumen del recipiente que la contiene, con respecto a los gases las fuerzas gravitatorias y de atracción entre partículas resultan insignificantes.

Es considerado en algunos diccionarios como sinónimo de vapor, aunque no hay que confundir sus conceptos, ya que el término de vapor se refiere estrictamente para aquel gas que se puede condensar por presurización a temperatura constante. Los gases se expanden libremente hasta llenar el recipiente que los contiene, y su densidad es mucho menor que la de los líquidos y sólidos.

Dependiendo de sus contenidos de energía o de las fuerzas que actúan, la materia puede estar en un estado o en otro diferente: se ha hablado durante la historia, de un gas ideal o de un sólido cristalino perfecto, pero ambos son modelos límites ideales y, por tanto, no tienen existencia real.

En los gases reales no existe un desorden total y absoluto, aunque sí un desorden más o menos grande.

En un gas, las moléculas están en estado de caos y muestran poca respuesta a la gravedad. Se mueven tan rápidamente que se liberan unas de otras. Ocupan entonces un volumen mucho mayor que en los otros estados porque dejan espacios libres intermedios y están enormemente separadas unas de otras. Por eso es tan fácil comprimir un gas, lo que significa, en este caso, disminuir la distancia entre moléculas. El gas carece de forma y de volumen, porque se comprende que donde tenga espacio libre allí irán sus moléculas errantes y el gas se expandirá hasta llenar por completo cualquier recipiente.

El estado gaseoso presenta las siguientes características:

Características del estado Gaseoso	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Cohesión casi nula. ▪ No tienen forma definida. ▪ Su volumen es variable.
---	---

Estado Plasmático. - El plasma es un gas ionizado, es decir que los átomos que lo componen se han separado de algunos de sus electrones. De esta forma el plasma es un estado parecido al gas pero compuesto por aniones y cationes (iones con carga negativa y positiva, respectivamente), separados entre sí y libres, por eso es un excelente conductor. Un ejemplo muy claro es el Sol.

En la baja Atmósfera terrestre, cualquier átomo que pierde un electrón (cuando es alcanzado por una partícula cósmica rápida) se dice que está ionizado. Pero a altas temperaturas es muy diferente. Cuanto más caliente está el gas, más rápido se mueven sus moléculas y átomos, (ley de los gases ideales) y a muy altas temperaturas las colisiones entre estos átomos, moviéndose muy rápido, son suficientemente violentas para liberar los electrones. En la atmósfera solar, una gran parte de los átomos están permanentemente «ionizados» por estas colisiones y el gas se comporta como un plasma.

A diferencia de los gases fríos (por ejemplo, el aire a temperatura ambiente), los plasmas conducen la electricidad y son fuertemente influidos por los campos magnéticos. La lámpara fluorescente, contiene plasma (su componente principal es vapor de mercurio) que calienta y agita la electricidad, mediante la línea de fuerza a la que está conectada la lámpara.

La línea, positivo eléctricamente un extremo y negativo, causa que los iones positivos se aceleren hacia el extremo negativo, y que los electrones negativos vayan hacia el extremo positivo. Las partículas aceleradas ganan energía, colisionan con los átomos, expulsan electrones adicionales y mantienen el plasma, aunque se recombinen partículas.

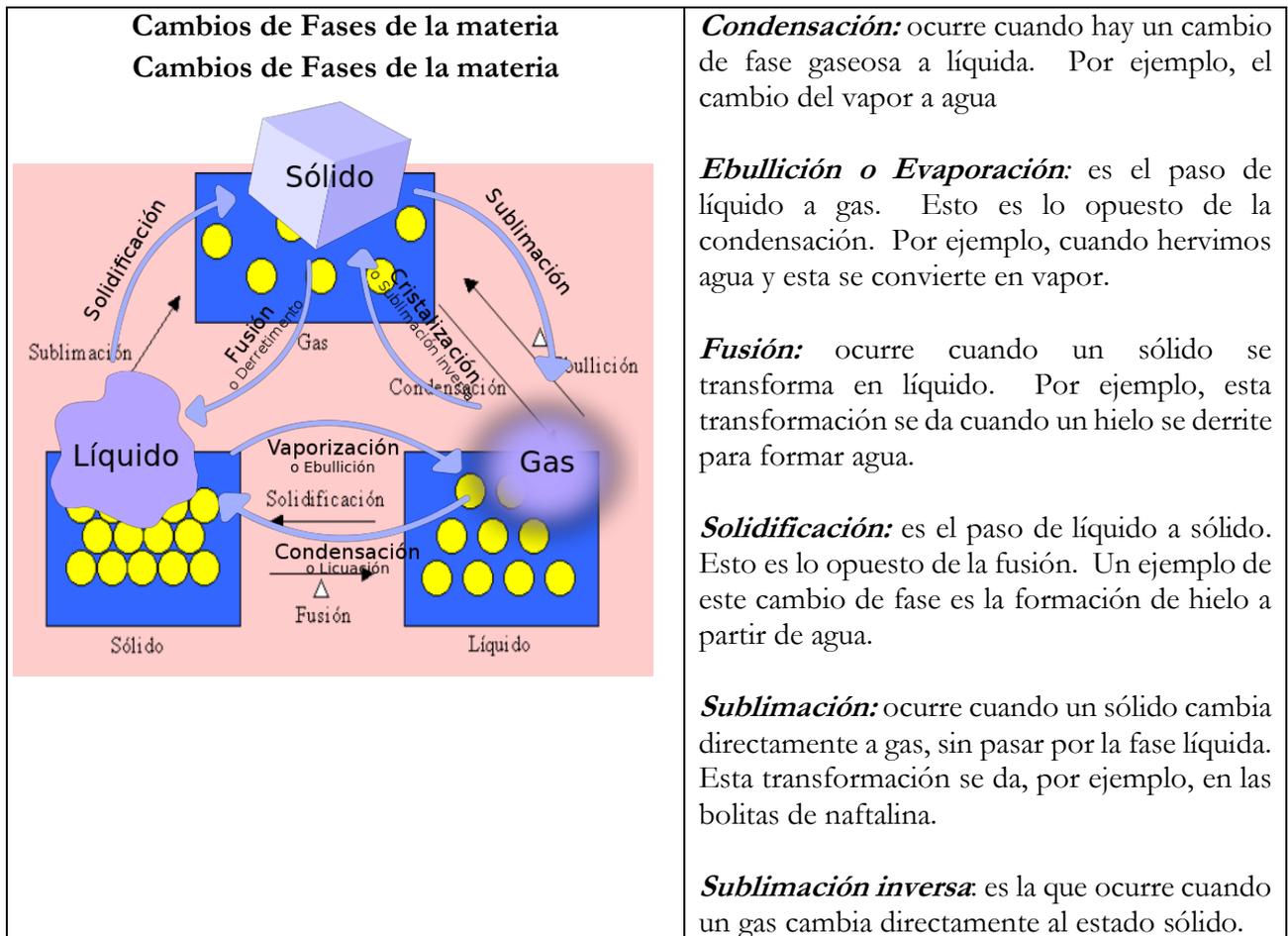
Las colisiones también hacen que los átomos emitan luz y esta forma de luz es más eficiente que las lámparas tradicionales. Los letreros de neón y las luces urbanas funcionan por un principio similar y también se usan en la electrónica.

Propiedades del Plasma	<p style="text-align: center;">Hay que decir que hay 2 tipos de plasma, fríos y calientes:</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ En los plasmas fríos, los átomos se encuentran a temperatura ambiente y son los electrones los que se aceleran hasta alcanzar una temperatura de 5000 °C. Pero como los iones, que son muchísimo más masivos, están a temperatura ambiente, no queman al tocarlos. ▪ En los plasmas calientes, la ionización se produce por los choques de los átomos entre sí. Lo que hace es calentar un gas mucho y por los propios choques de los átomos entre sí se ionizan. Estos mismos átomos ionizados también capturan electrones y en ese proceso se genera luz (por eso el Sol brilla, y brilla el fuego, y brillan los plasmas de los laboratorios).
-------------------------------	---

3.3 Cambios de fases

Cuando la temperatura de una sustancia aumenta o disminuye, la energía que esta sustancia posee se ve alterada. A su vez, los cambios de energía resultan en alteraciones en el movimiento de las moléculas de las sustancias, dando como resultado cambios en las fases o estados de la materia. Estas transformaciones o cambios son fenómenos de naturaleza física, pues las sustancias continúan siendo las mismas químicamente.

Los procesos en los que una sustancia cambia de estado son: la sublimación (S-G), la vaporización (L-G), la condensación (G-L), la solidificación (L-S), la fusión (S-L), y la sublimación inversa (G-S). Es importante aclarar que estos cambios de estado tienen varios nombres



Para cada elemento o compuesto químico existen determinadas condiciones de presión y temperatura a las que se producen los cambios de estado, debiendo interpretarse, cuando se hace referencia únicamente a la temperatura de cambio de estado, que ésta se refiere a la presión de la atm. (La presión atmosférica). De este modo, en "condiciones normales" (presión atmosférica, 0 °C) hay compuestos tanto en estado sólido como líquido y gaseoso (S, L y G).

Desarrolla las siguientes preguntas como trabajo Autónomo

Actividad Nº1

Parte A

Consulta e Investiga las siguientes preguntas relacionadas con los estados de la materia	
a) ¿Qué es un condensado de Fermi?	
b) ¿Qué es un supersólido?	
C) ¿Que significa superfluido?	
d) ¿A qué se conoce como materia degenerada?	
e) ¿A qué se conoce como materia extraña o materia de quarks ?	
f) ¿A qué se conoce como antimateria?	
g) ¿A qué se conoce como materia fotónica?	

Desarrolla las siguientes preguntas tipo reactivo

Parte B

Marca una X en la opción correcta situada a la derecha de la afirmación		
Los objetos materiales cuando están en estado sólido:	Poseen volumen constante.	
	Poseen forma y volumen propios.	
	Poseen forma invariable.	
	No tienen forma propia.	

Marca una X en la opción correcta situada a la derecha de la afirmación		
Los objetos en estado líquido...	adoptan la forma del recipiente.	
	tienen un volumen influido por la presión.	
	tienen un volumen influido por la temperatura.	
	no pueden fluir.	

Marca una X en la opción correcta situada a la derecha de la afirmación		
Todos los objetos materiales pueden presentarse en los estados...	sólido, cristalino y amorfo	
	líquido gaseoso y vaporoso.	
	sólidos, gaseoso y metálico	
	sólido, líquido y gaseoso	

Marca una X en la opción correcta situada a la derecha de la afirmación		
En un sólido con estructura cristalina...	Las partículas ocupan posiciones fijas.	
	Las partículas ocupan posiciones fijas y regulares.	
	Las partículas ocupan posiciones fijas e irregulares.	
	Las partículas no ocupan posiciones fijas	

Marca una X en la opción correcta situada a la derecha de la afirmación		
	En estado sólido, porque la presión es muy elevada.	

En el interior de una bombona de butano llena, parte del gas se encuentra...	En estado de plasma.	
	En estado gaseoso.	
	En estado líquido porque la presión es muy elevada.	

Marca una X en la opción correcta situada a la derecha de la afirmación		
El comportamiento de los gases se explica en parte porque...	Las partículas que lo forman se mantienen fijas e inmóviles.	
	Las partículas que lo forman se mantienen unidas y en contacto unas con otras.	
	Las partículas que lo forman están muy separadas unas de otras.	
	Las partículas que lo forman se mueven continuamente a gran velocidad	

Selecciona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones	
Los sólidos al aumentar la temperatura se dilatan, al descender se contraen.	Verdadero O Falso O
Los sólidos pueden sufrir deformaciones, si se vence la energía que mantiene unidas a las partículas	Verdadero O Falso O
En los sólidos, las moléculas o los átomos no están en contacto entre sí.	Verdadero O Falso O
Los sólidos elásticos son aquellos que después de deformarse no recuperan la forma inicial.	Verdadero O Falso O

Parte C.

Completa con las palabras correctas para que el texto tenga sentido
Volumen
disminuye
fija
Aumenta
Gases
Presión
Recipiente

- a) Los no tienen forma fija, se adaptan a la forma del que los contiene.
- b) No tienen..... fijo, ocupan todo el volumen disponible.
- c) Ejercen.....sobre las paredes del recipiente que los contiene.
- d) A una temperatura....., si aumenta la presión el volumen.
- e) Si el volumen es fijo al aumentar la temperatura..... la presión.

Completa con las palabras correctas para que el texto tenga sentido
Estructura
Fuerzas
Unidas
Líquidos
Moléculas
Moverse
Película
Replieguen

El comportamiento de los..... puede explicarse por su..... interna:

Las..... y átomos están en contacto. No pueden separarse ni juntarse más.

Estas moléculas si pueden..... unas respecto a las otras.

Las..... que mantienen unidas a las moléculas hacen que estas se..... y formen gotitas esféricas.

Estas fuerzas mantienen..... a las moléculas de la superficie, por lo que forman una..... o membrana elástica.

3.4 Los gases ideales

¿Qué es un gas?

"Un gas es una sustancia cuyo volumen es igual al volumen del recipiente que lo contiene, está formado por un gran número de moléculas que se mueven individualmente en todas las direcciones y su tamaño es despreciable con relación a las distancias que las separan, generando una interacción que se reduce solo a su choque".

¿Qué es un gas ideal?

Un gas ideal es un gas hipotético, compuesto de un conjunto de partículas puntuales con desplazamiento aleatorio que no interactúan entre sí. El concepto de gas ideal es útil porque el mismo se comporta según la ley de los gases ideales, una ecuación de estado simplificada, y que puede ser analizada mediante la mecánica estadística.

Además, el gas ideal debe cumplir con las siguientes condiciones:

- Ocupa el volumen del recipiente que lo contiene.
- Está formado por un gran número de moléculas.
- Estas moléculas se mueven individualmente y al azar en todas direcciones a distancias considerablemente mayores que el tamaño de la molécula.
- La interacción entre las moléculas se reduce solo a su choque.
- Los choques entre las moléculas son completamente elásticos (no hay pérdidas de energía).
- Los choques son instantáneos (el tiempo durante el choque es cero).

Los gases reales, siempre que no estén sometidos a condiciones extremas de presión y temperatura, cumplirán muy aproximadamente las reglas establecidas para los gases ideales.

3.4.1 Leyes de los Gases Ideales

Los gases ideales en base a las experiencias realizadas en el laboratorio, han desarrollado leyes empíricas que han relacionado las principales variables, entre estas tenemos: La presión (p), el volumen (V) y la temperatura (T).

LEY	DEFINICIÓN	ECUACIÓN
La ley de Gay-Lussac	Esta ley se establece que, en todo proceso a temperatura constante o isotérmica, al aumentar la presión de un gas ideal, desde P_1 hasta P_2 su volumen disminuye en la misma proporción desde V_1 a V_2 .	$P_1 V_1 = P_2 V_2$ $\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$
Significado	Si se reduce a la mitad el volumen que ocupa un gas, su presión se duplica, y vice versa. Es decir, P es inversamente proporcional a V o también P es proporcional a $1/V$.	Proceso isotérmico
La ley de Gay-Lussac:	Según esta ley, si se mantiene la presión constante, el volumen del gas aumentará en la misma proporción en que aumente su temperatura absoluta (T):	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
Significado	V es proporcional a T	Proceso isobárico
La ley de Charles	Esta ley establece que, si se mantiene el volumen constante, la presión de un gas aumenta en la misma proporción en la que aumenta su temperatura absoluta:	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
Significado	P es proporcional a T	Proceso isométrico

Si combinamos las tres leyes en una sola expresión:

$$P \text{ es proporcional a } \frac{nT}{V} \quad (1)$$

Para convertir la expresión de proporcionalidad anterior a una igualdad debemos introducir una constante de modo que:

$$P = \text{const. a } \frac{nT}{V} \quad (2)$$

La constante ha sido determinada experimentalmente, se llama constante del gas ideal, o constante universal de gases y se representa como R de modo que finalmente tenemos:

$$P = R a \frac{nT}{V} \quad (3)$$

Donde: $R = 0.0821 \text{ Lts} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol}$

La ecuación 3 se denomina **ecuación de los gases ideales** e indica matemáticamente la relación entre presión, temperatura, volumen y cantidad de gas para gases ideales.

3.5 Concepto de Mol

Definición Etimológica de mol

La definición etimológica de la palabra que vamos a analizar a continuación es vital para poder deducir y construir su significado. En concreto, podemos exponer que se encuentra en el latín y más exactamente en el vocablo *moles* que puede traducirse como “**masa**”.

Definición conceptual de mol

Se conoce con el nombre de mol a una de las magnitudes físicas fundamentales que contempla el Sistema Internacional de Unidades. Esta unidad se utiliza para medir la cantidad de toda clase de sustancias presentes en un determinado sistema. “**Es la Cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) que el número de átomos presentes en 12 g de carbono 12.**”

Un mol equivale a 6.022×10^{23} moléculas. Este número se conoce como número de Avogadro y es un número astronómico que es difícil imaginarlo. Ej Un mol de azufre (S), contiene el mismo número de átomos que un mol de plata (Ag), y el mismo número de átomos que un mol de cualquier otro elemento.

La masa molar de una sustancia.

De (símbolo **M**), es una propiedad física definida como su masa por unidad de cantidad de sustancia. Su unidad de medida en el SI es kilogramo por mol (kg/mol), sin embargo, por razones históricas, la masa molar es expresada casi siempre en gramos por mol (g/mol). Las sustancias puras, sean estas elementos o compuestos, poseen una masa molar intensiva y característica. Por ejemplo, la masa molar aproximada del agua es: $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 18 \text{ g/mol}$.

El volumen molar de una sustancia.

Es el volumen ocupado por un mol de sustancia pura. Se simboliza por V_m . El volumen molar se obtiene dividiendo el volumen ocupado por la sustancia para la cantidad de moles de sustancia, se calcula con la ecuación: $V_m = V/n$

El volumen molar de un gas en condiciones normales es $V_m = 2,24 \times 10^2 \text{ m}^3/\text{mol}$ (22,4 lt/mol).

Se dice que un gas está en C.N. cuando su temperatura es 273 K (0°C) y su presión es $1,01 \times 10^5$ Pa (1 atm.).

3.6 El número de Avogadro como la Cantidad de Partículas de un mol

El número de Avogadro (N_A), es una constante bautizada así en homenaje al científico Italiano Amadeo Avogadro (1776- 1856), consiste en una ley que sostiene “**idénticos volúmenes de gases que se encuentran en las mismas condiciones, en lo que respecta a la temperatura y a la presión, poseen el mismo número de partículas**”.

Por tanto, esta ley señala que 1 mol de cualquier sustancia en las mismas condiciones de $P = 1$ atm y $T = 0$ °C o temperatura absoluta $T = 273$ K, posee $6,022 \times 10^{23}$ moléculas/mol.

1 mol de cualquier sustancia con $P = (1\text{atm})$ y $T (0 \text{ °C}) = 6,022 \times 10^{23}$ entidades/mol

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ entidades/mol}$$

Ejemplos:

Así, un mol de átomos de cloro, Cl, contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de cloro.

Un mol de moléculas de cloro, Cl_2 , contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de dicho gas.

Del mismo modo un mol de protones, electrones, neutrones, fotones, iones, etc... Contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ de dichas entidades.

3.7 El modelo Cinético Corpuscular

La discusión entre continuidad y discontinuidad de la materia, que había enfrentado en la antigua Grecia a atomistas con anti-atomistas, prosiguió en un terreno más o menos especulativo hasta principios del XIX. Entonces se había recolectado un conjunto de conocimientos que permitió elaborar un modelo de estructura de la materia basado en leyes sobre sus transformaciones físicas y químicas.

Por lo que se refiere a las primeras, resultaron de gran ayuda los estudios sobre el comportamiento físico de los gases, debido a que en el estado gaseoso las sustancias presentan el comportamiento más simple. Por Ejemplo, analicemos las siguientes propiedades:

Difusibilidad: Los gases ocupan todo el recipiente donde se hallan y se mezclan muy fácilmente. Podemos comprobarlo, por ejemplo, encerrando un gas en uno de los dos compartimentos del dispositivo que muestra la figura adjunta (a la derecha).

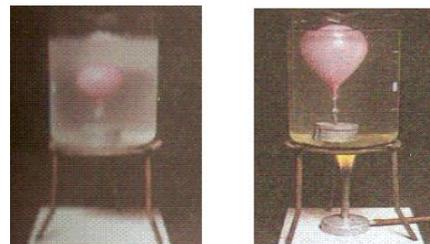


Al cabo de poco tiempo de abrir la llave de paso todo el gas se distribuye de forma uniforme por todo el recipiente y ocupa completamente los dos compartimentos

Compresibilidad: Los gases se pueden comprimir con bastante facilidad. Podemos comprobarlo, por ejemplo, encerrando aire en una jeringuilla y presionando el émbolo para comprimirlo.

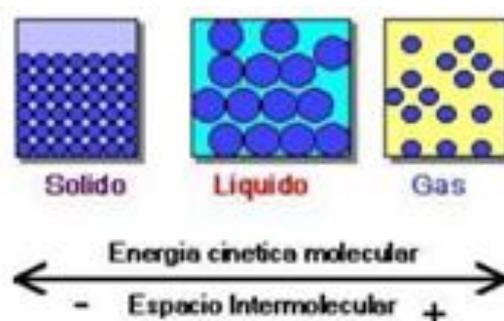
Presión: Los gases ejercen fuerzas sobre las paredes del recipiente que los contiene. En el experimento de la jeringuilla notamos muy claramente la fuerza que ejerce el aire encerrado sobre nuestra mano y también observamos que al soltar el émbolo vuelve a su posición inicial, empujado por el aire encerrado.

Aumento de la presión con la temperatura y dilatación térmica: Al aumentar la temperatura de un gas (al calentarlo) aumenta la presión que ejerce sobre las paredes del recipiente. Si dichas paredes son elásticas (como ocurre, por ejemplo, para el aire encerrado en el globo del experimento que muestran las fotografías adjuntas a la derecha), aumenta el volumen.



Con estas descripciones, podemos ya establecer un modelo que satisfaga todas estas explicaciones.

Resumen : La **difusión** insinúa que los gases están formados por partículas en movimiento. Al mismo tiempo, el hecho de que los gases no se vean y se mezclen con tanta facilidad induce a pensar que esas partículas tienen que ser muy pequeñas y estar bastante separadas entre sí.



Todo ello induce a concebir a la materia en estado gaseoso mediante el **modelo cinético-corpúscular de los gases**, según el cual estarían formados (a nivel sub-microscópico) por muchas partículas (o corpúsculos) en movimiento, muy pequeñas, y muy separadas entre sí (en comparación con su tamaño).

Este modelo explica satisfactoriamente el resto de propiedades macroscópicas del comportamiento de los gases. Así, el hecho de que los gases ejerzan fuerza sobre las paredes se explica considerando que sus partículas, al estar en movimiento, chocan con dichas paredes.

La **presión** es, pues, una magnitud macroscópica indicadora del número de choques que se producen (por unidad de tiempo y de superficie) y de la intensidad de esos choques.

Al **comprimir** un gas (reduciendo el volumen del recipiente) aumenta la frecuencia de los choques de sus partículas sobre el recipiente, y, por tanto, aumenta la presión. El efecto contrario (disminución de la presión) se produce al expandir el gas.

La **temperatura** de los gases, es otra magnitud macroscópica que indica la energía cinética media de sus partículas (dependiente a su vez de su masa y su velocidad) y esto explica satisfactoriamente el comportamiento de los gases cuando se calientan o se enfrían.

En consecuencia, al calentar un gas (aumenta la temperatura) aumenta la energía cinética de sus partículas y, por tanto, sus velocidades. Si el volumen permanece constante, ello implica que las partículas lleguen antes a chocar con las paredes del recipiente y además choquen con mayor velocidad.

Es decir, aumenta la frecuencia de los choques y su intensidad, o, lo que es lo mismo, aumenta la presión que ejerce el gas. Evidentemente, ocurre lo contrario si se enfría el gas.

3.8 Problemas Resueltos y Propuestos

❖ Problemas Resueltos.

1) Si se tiene que $6,02 \times 10^{23}$ moléculas = 1 mol de moléculas; entonces	
a) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de NH_3 =	1 mol de moléculas de NH_3
b) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O =	1 mol de moléculas de H_2O
c) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de Al_2O_3 =	1 mol de moléculas de Al_2O_3
* La masa molecular del H_2O = 18 significa que la masa molecular relativa del H_2O es 18 veces mayor que la una, por lo tanto, 1 mol de moléculas de H_2O = 18 g significa que la masa de 1 mol de moléculas de H_2O es 18 gramos.	
* La masa molecular del Al_2O_3 = 102 significa que la masa molecular relativa del Al_2O_3 es 102 veces mayor que la una, por lo tanto, 1 mol de moléculas de Al_2O_3 = 102 g significa que la masa de 1 mol de moléculas de Al_2O_3 es 102 gramos.	
2) En condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura (0° C) se tiene 1 mol de cada uno de los siguientes hidrocarburos gaseosos: Metano (CH_4) Acetileno (C_2H_2) y Etano (C_2H_6)	
a) ¿Cuál(es) de las siguientes propiedades son iguales para los tres hidrocarburos? I) La masa. II) El volumen. III) El número de moléculas.	A) Sólo I B) Sólo II C) Sólo III D) Sólo II y III E) I, II y III
b) El número o constante de Avogadro corresponde al número de moléculas en:	A) 1 litro de materia. B) 1 ml de materia. C) 1 mol de materia. D) 1 g de materia. E) 22,4 litros de cualquier tipo de materia.
c) Al reaccionar completamente 1 mol de Cl_2O_5 con 1 mol de H_2O se obtienen 2 moles de:	A) HCl B) HClO C) HClO_2 D) HClO_3 E) HClO_4
d) ¿Cuántos moles de N_2 hay en 44,8 litros de este gas medidos a 0° C y a 1 atm de presión?	A) 0,5 moles B) 1,0 mol C) 1,5 moles D) 2,0 moles E) 4,0 moles
3) Según la ecuación	

$2\text{Fe}_{(s)} + 6\text{HCl}_{(ac)} \rightarrow 2\text{FeCl}_{3(ac)} + 3\text{H}_{2(g)}$	
a) ¿Qué cantidad de hierro (Fe) ha reaccionado con ácido clorhídrico (HCl) para producir 67,2 litros de hidrógeno (H) medido en condiciones normales de presión y temperatura?	A) 1 mol de Fe B) 2 moles de Fe C) 3 moles de Fe D) 2/3 mol de Fe E) 3/2 moles de Fe
b) Si tuviera 2,8 gramos de oro, ¿cuántos átomos de oro tendría? Masa del Au = 196,9665 uma., Por lo tanto, 1 mol de oro = 196,9665 gramos.	De manera que, en 2,8 gramos de oro habrá: (2,8 gramos) (1 mol/196,9665 gramos) = 0,0142 mol Sabemos por medio del número de Avogadro que hay aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ átomos/mol. Por lo cual, en 0,0142 moles tendremos: (0,0142 moles) ($6,02 \times 10^{23}$ átomos/moles) = $8,56 \times 10^{21}$ átomos

❖ Ejercicios Propuestos

A.-) Escriba una x en el círculo de la derecha, en la opción u opciones que satisfacen los siguientes enunciados.	
➤ El número de Avogadro es el:	(a) número de moléculas que hay en un volumen molar de gas <input type="radio"/> (b) Número de átomos que hay en un volumen molar de gas <input type="radio"/> (c) Número de moléculas que hay en un volumen molar de líquidos <input type="radio"/> (d) Número de moléculas que hay en un volumen molar de sólido <input type="radio"/> (e) Número de átomos que existen en un átomo-gramo de un elemento <input type="radio"/>
➤ El número de átomos de hidrógeno contenidos en dos moles y medio de hidrógeno es:	(a) $12,04 \times 10^{23}$ <input type="radio"/> (b) $15,05$ <input type="radio"/> (c) $8,30 \times 10^{-24}$ <input type="radio"/> (d) $3,01 \times 10^{24}$ <input type="radio"/>
➤ ¿Qué concepto químico establece una equivalencia entre moles de un compuesto y número de partículas que contiene?	a) Volumen molar <input type="radio"/> b) Densidad del compuesto <input type="radio"/> c) Número de Avogadro <input type="radio"/> d) Masa molar <input type="radio"/>
➤ La masa de un mol de acetileno (etino) es:	a) $4,3 \times 10^{-23}$ g <input type="radio"/> b) 26 g <input type="radio"/> c) $0,23 \times 10^{20}$ kg. <input type="radio"/> d) $1,56 \times 10^{25}$ g <input type="radio"/> e) $2,15 \times 10^{-26}$ kg. <input type="radio"/>
➤ El número de partículas contenidas en 8 g de metano es:	a) $6,023 \times 10^{23}$ <input type="radio"/> b) $3,011 \times 10^{23}$ <input type="radio"/> c) $12,046 \times 10^{23}$ <input type="radio"/> d) $6,023 \times 10^{11,5}$ <input type="radio"/>
➤ ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas? Masas atómicas: H = 1; O = 16; C = 12; Cl = 35,5	a) 5,0 g de CO <input type="radio"/> b) 5,0 g de CO ₂ <input type="radio"/> c) 5,0 g de H ₂ O <input type="radio"/> d) 5,0 g de O ₃ <input type="radio"/> e) 5,0 g de Cl ₂ <input type="radio"/>

➤ Razona cuál de las siguientes cantidades tendrá un mayor número de átomos:	a) 20 g de Fe O b) 20 g de S O c) 20 g de oxígeno O d) 20 g de Ca O 20 g de CaCO ₃ O
➤ Si $2,07 \cdot 10^{22}$ átomos de un determinado elemento pesan 2,48 g, su masa molecular en g/mol es:	a) 5,13 O b) 36,0 O c) 72,1 O d) 22,4 O e) 144 O
➤ El carbono natural contiene 1,11 % de carbono-13. Calcule los gramos de carbono-13 que contienen 100,0 kg de metano, CH ₄ .	a) $8,31 \cdot 10^2$ O b) $7,48 \cdot 10^4$ O c) 69,2 O d) $1,11 \cdot 10^3$ O e) 0,831 O
➤ ¿Qué concepto químico establece una equivalencia entre moles de un compuesto y su masa expresada en gramos?	a) volumen molar O b) masa molar O c) masa molecular O d) mol O

B.-) Desarrolla los siguientes problemas

a) Calcula las partículas de dióxido de carbono que hay en 1,5 moles de ese compuesto.

b) ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas?

c) Calcula las partículas que hay en 0,25 moles de metano.

d) ¿Cuántas moles hay en 10^{21} moléculas de agua?

¿Y cuántos átomos de cada uno de los elementos químicos que componen la molécula?

e) ¿Cuántas partículas (moléculas) de oxígeno (O₂) hay en un mol de dicho gas? ¿Y cuántos átomos de oxígeno?

f) ¿Cuántos gramos de agua hay en 1 mol de agua?

g) ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio hay en 1 mol?

h) Escribe las equivalencias entre la masa en gramos de un compuesto y un mol del mismo, para los compuestos Na₂O; Fe (OH)₃; H₂CO₃; K₂SO₄; CaHPO₄.

i) Calcula los gramos que contienen 0,25 moles de metano

j) ¿Cuántos gramos de Na₂HPO₄ hay en 0,125 moles?

k) En 32,5 moles de ácido sulfúrico, ¿cuántos gramos de ácido tenemos?

l) ¿Cuántos moles hay en 50 g de butano?

m) ¿Cuántas moles de trioxocarbonato (IV) de dihidrógeno hay en 62 gramos del mismo?

n) ¿Cuántas moles de tetraoxosulfato (VI) de sodio hay en 142 gramos del mismo?

o) ¿Cuántas moles hay en 10 gramos de KHCO₃?

p) Calcula los gramos de una masa de $1,5 \cdot 10^{21}$ moléculas de metano.

q) ¿Cuántas moles hay en 1 gramo de hidróxido de sodio? ¿Cuántas partículas hay en esas moles?

r) ¿Cuántas moléculas hay en 1 g de hidrógeno?

s) ¿Dónde hay más moléculas, en 1,6 gramos de dióxido de carbono o en 1,4 g de monóxido de carbono?

t) Tenemos 1 billón de moléculas de H₂SO₄ y 250 mil millones de átomos de Au. ¿Cuál de ellos pesará más en una balanza? Explica el porqué.

C.-) Desarrolla los siguientes problemas y comprueba las respuestas
a) Calcula cuál es la masa de 1020 moléculas de dióxido de azufre, SO ₂ . R: 1,06x 10⁻² g
b) Calcular la masa de agua que contienen 0,23 moles de agua. R: 4,14 g
c) ¿Cuántos gramos corresponden a 1021 moléculas de agua? R: 2,99x10⁻²³ g
d) Calcula cuál es la masa, en gramos, de una molécula de oxígeno. R: 5,31x10⁻²³ g
e) Calcula el número de átomos contenidos en 12,23 mg de cobre. R: 1,16x10²⁰ átomos
f) Determinar cuál es la masa de las siguientes mezclas: 1.- 0,15 moles de Hg más 0,15 g de Hg más 4,53x10 ²² átomos de Hg. 2.- 0,25 moles de O ₂ más 4,5x10 ²² átomos de oxígeno. R: a) 45,33 g; b) 9,196 g
g)Cuál de las siguientes cantidades tienen mayor número de átomos de calcio: 56 g de Ca; 0,2 moles de Ca y 5x10 ²³ átomos de Ca. R: 56 g
h) ¿Cuál es el peso de la siguiente mezcla: 0,728 moles de átomos de Ag, 11,105 g de Ag y 8,92•10 ²² átomos de Ag? R: 105,73 g
i) Calcular el número de moléculas contenidos en 10 ml de agua. (d=1 g/ml). R: 3,34x10²³ moléculas
j) Calcula el número de moles que hay en: 1) 49 g de ácido sulfúrico 2) 20x10 ²⁰ moléculas de sulfúrico. R: a) 0,5 moles; b) 0,0033 moles
k) De una sustancia pura sabemos que la masa de 2x10 ¹⁹ moléculas corresponde a una masa de 1,06 mg, ¿cuál será la masa de 1 mol de esa sustancia? R: 31,9 g
l) Calcula el número de átomos de azufre y de hidrógeno contenidos en 25 g de H ₂ S. R: 4,428x10²³ átomos de S; 8,856x10²³ átomos de H
m) Una muestra de 1 gramo de un elemento contiene 1,5x10 ²² átomos, ¿cuál es la masa atómica del elemento? R: 40,13 g/mol

D.-) Desarrolla los siguientes problemas complementarios
a). En un recipiente A ponemos agua pura; en otro B, ácido sulfúrico puro y en otro, C, sacarosa pura. ¿Qué pesos de esas sustancias pondrías para que en los tres recipientes hubiera el mismo número de moléculas?
b) Una aspirina contiene 500 mg de ácido acetilsalicílico (C ₉ H ₈ O ₄). ¿Cuántas moléculas de este compuesto se encuentran en una pastilla?
c) Una gota de agua a 4°C cuyo volumen es de 0,05 cm ³ , ¿cuántas moléculas de agua contiene? Dato: La densidad del agua a 4°C es 1 g/cm ³ .
d) Un litro de disolución de glucosa (C ₆ H ₁₂ O ₆) en agua, contiene 18 g de dicho azúcar. ¿Cuántos átomos de hidrógeno correspondientes a la glucosa habrá en el litro de disolución?
e) La densidad del tetracloruro de carbono es 1.58 g/cm ³ . ¿Cuántos moles habrá en 75 cm ³ de tetracloruro?
f) ¿Cuántos litros ocupa 1 mol de gas en C.N.? Y ¿Cuántos moles son 10 litros de gas cloro (Cl ₂) en C.N.?
g) Cuántos moles de nitrógeno están contenidos en 42 g de este gas? ¿Qué volumen ocuparían en condiciones normales? ¿Cuántos átomos de nitrógeno contienen? R: 1,5 moles; 33,6 L; 1,81x10²⁴ átomos
h) ¿Cuántos moles hay en 100 cm ³ de amoníaco en condiciones normales? Y ¿Cuántas partículas de gas nitrógeno (N ₂) hay en 5 litros del mismo?
i) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno hay en 0,04 g de sulfuro de dihidrógeno? ¿Cuál es la masa en gramos de una molécula de sulfuro de dihidrógeno? ¿Qué volumen ocuparían los 0,04 g en C.N.?
j) ¿Cuántas moléculas de hidrógeno contienen 0,05 cm ³ de hidrógeno en C.N.? Si el mismo volumen, igualmente en C.N., fuera de oxígeno, ¿cuántas moléculas contendría? analizar el resultado.

Unidad 4

ESTUDIO DE LA PRESIÓN Y LA TEMPERATURA

- 4.1 La Presión Mecánica, Presión Hidrostática y Presión Atmosférica
- 4.2 El Manómetro , Presión Manométrica y Presión Absoluta
- 4.3 Presión de vapor y cambio de fase
- 4.4 Diferencia entre Calor y Temperatura
- 4.5 Potencial Térmico y Energía Calorífica
- 4.6 Medida de la Temperatura y Diferentes escalas Termométricas
- 4.7 Problemas Resueltos y Propuestos



4.1 La Presión Mecánica, Presión Hidrostática y Presión Atmosférica.

- **Presión Mecánica.**



Se define como la fuerza por unidad de superficie ejercida por un fluido sobre una superficie real o imaginaria, en dirección normal a la superficie. En el sistema Internacional (SI) la presión se mide en newton por metro cuadrado (N/m^2), unidad denominada Pascal (Pa).

En relación con la presión atmosférica, que es una referencia habitual, el N/m^2 resulta una unidad demasiado pequeña, por lo que se suele utilizar el bar, donde:

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ N}/\text{m}^2 = 0,1 \text{ MPa} = 100 \text{ kPa}$$

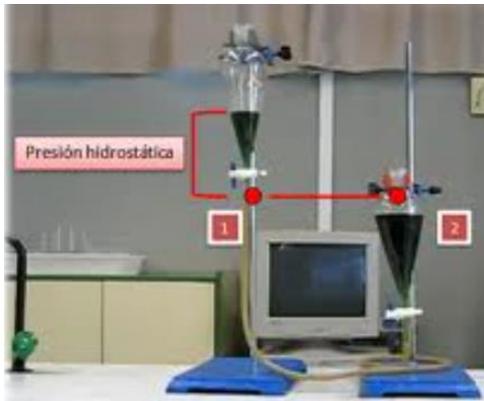
$$1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N}/\text{m}^2 (\text{Pa}) = 1,01325 \text{ bar} = 101,325 \text{ kPa}$$

Para el caso de un gas, la presión es el resultado de los impactos de las moléculas del gas contra la pared. Como las moléculas se mueven en todas las direcciones, la presión es la misma con independencia de la orientación de la pared donde se mide: **la presión es una magnitud escalar.**

En el caso de gases formados por mezcla de varias sustancias, se habla de **presión parcial** como la contribución de cada gas a la presión total de la mezcla. Puede considerarse que la

presión parcial de un gas es el resultado de las colisiones de las moléculas de ese gas contra la pared del recipiente.

- **Presión Hidrostática.**



Es aquella que origina todo fluido sobre el fondo y las paredes del recipiente que los contiene, esto se debe a la fuerza que en el peso de las moléculas ejerce sobre una superficie determinada. La presión aumenta conforme es mayor la profundidad.

La presión hidrostática o estática en un punto de un fluido es el esfuerzo de compresión en ese punto, es normal a cualquier superficie sobre la que actúa, y en un punto dado cualquiera tiene la misma magnitud independientemente de la orientación de la superficie que se considere pasando por él.

La presión ejercida por un fluido sobre las paredes del depósito que lo contiene en reposo es, en cualquier punto, exactamente normal a ellas e igual a la presión estática del fluido en contacto.

Por lo tanto, la presión hidrostática se calcula aplicando la ecuación: $P = \rho gh$ o $P = \delta h$

Dónde: δ = peso específico del fluido en N/m^3

ρ = densidad del fluido en Kg/m^3

h = altura de la superficie libre al punto en (m)

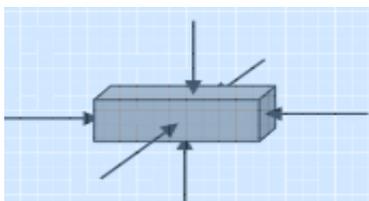
g = aceleración de la gravedad igual a $9,8 m/s^2$ o $32,2 ft/s^2$

P = Presión hidrostática en N/m^2

¿Qué es un fluido?

Se denomina fluido a aquellos cuerpos que pueden fluir y adoptan la forma del recipiente que los contiene. Los fluidos se dividen en líquidos y gases, dependiendo de sus fuerzas (moleculares) de cohesión interna (ver anexo al final de los apuntes).

La hidrostática es la parte de la Física (Mecánica) que tiene por objeto el estudio del comportamiento y de las propiedades de los fluidos en equilibrio. La hidrodinámica estudia los fluidos en movimiento. El concepto de presión es muy útil cuando se estudian los fluidos.



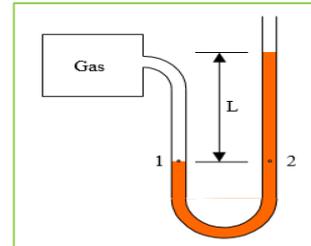
Éstos ejercen una fuerza sobre las paredes de los recipientes que los contienen y sobre los cuerpos situados en su interior. Las fuerzas, por tanto, no se ejercen sobre un punto concreto, sino sobre superficies.

- **En los líquidos.**

La presión se debe a la fuerza de la gravedad (peso) del líquido: se denomina presión hidrostática. Atendiendo a la Figura 1, la presión en el punto 2 será la presión atmosférica P_0 más la fuerza ejercida por el peso de la columna de líquido, por unidad de área.

Fig. 1. Como los puntos 1 y 2 están a la misma presión, se tiene:

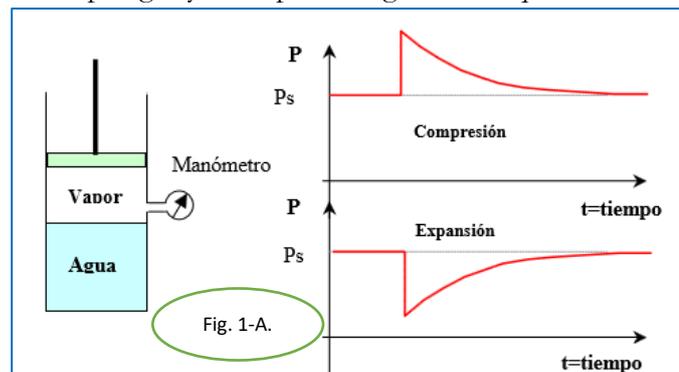
$$P_{gas} = P_2 = P_0 + \rho gh$$



- ✓ **Presiones Absolutas y manométricas:** En muchas situaciones prácticas, los manómetros no miden la presión absoluta de un gas en un recipiente, sino la diferencia de presión entre el recipiente y en medio externo, que por lo general está a presión atmosférica. En este último caso, decimos que dicho manómetro mide la presión manométrica. Lógicamente, la presión absoluta será $P_2 = P_0 + P_{manom}$, siendo $P_0 = 1 \text{ Atm}$, la presión atmosférica en las unidades correspondientes.

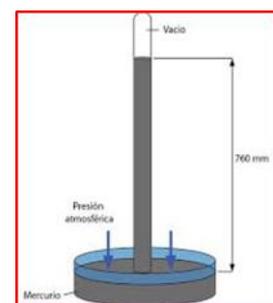
- **Gases y Vapores.**

Es importante diferenciar lo que entendemos por gas y un vapor. Un gas es cualquier fluido aeriforme a la presión y temperatura ordinarias. Un vapor es una sustancia volátil, similar a un gas que se encuentra en contacto con su líquido. Por ejemplo, imaginemos que tenemos agua en un recipiente con un pistón y un manómetro. Repentinamente expendimos el pistón y observaremos que la presión del manómetro disminuye y luego vuelve a su valor inicial, como se indica en la fig. 1-A.



- **Presión Atmosférica.**

Puesto que el planeta tierra está rodeado de la capa de aire llamada atmósfera, siendo el aire una mezcla de gases (21% de O_2 , 78% de N_2 y 1% de gases raros y polvo cósmico), debido a su peso ejerce una presión sobre todos los cuerpos que están en contacto con él, la misma que se conoce como **presión atmosférica**.



La presión atmosférica varía con la altura por lo que al nivel del mar su máximo valor o presión normal equivale a:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 76 \text{ cm Hg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N/m}^2 (\text{Pa}) = 1,013 \times 10^6 \text{ barias}$$

$$= 1033 \text{ gf/cm}^2 = 1,0336 \text{ Kgf/cm}^2 = 1,0336 \times 10^4 \text{ Kgf/m}^2$$

A medida que aumenta la altura sobre el nivel del mar, la presión atmosférica disminuye, para efectos de cálculos de problemas se utilizan las siguientes relaciones que son muy importantes para resolver problemas: $1 \text{ Torr} = 1 \text{ mmHg} = 133,2 \text{ Pa} = 1,36 \text{ gf/cm}^2 = 1,333 \text{ milibar} =$

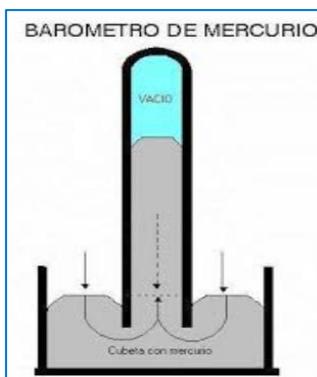
$$\checkmark \quad 1 \text{ cm de Hg} = 1332 \text{ Pa} ; \quad 1 \text{ bar} = 10^6 \text{ barias} ; \quad 1 \text{ baria} = 1 \text{ Dyna / cm}^2$$

Ejercicio 1.

Convertir 10 atm: a) mmHg b) gf/cm² c) Pa d) barias

$$\text{a) } 7,6 \times 10^3 \text{ mmHg} \quad \text{b) } 1,0336 \times 10^4 \text{ gf/cm}^2 \quad \text{c) } 1,013 \times 10^6 \text{ Pa} \quad \text{d) } 1,013 \times 10^7 \text{ barias}$$

➤ El Barómetro.



Un barómetro es un instrumento que mide la presión atmosférica. La presión atmosférica es el peso por unidad de superficie ejercida por la atmósfera. Uno de los barómetros más conocidos es el de mercurio. Los primeros barómetros estaban formados por una columna de líquido encerrada en un tubo cuya parte superior está cerrada. El peso de la columna de líquido compensa exactamente el peso de la atmósfera.

Existen distintos tipos de barómetros, como el de **mercurio**, que señala la presión atmosférica de una materia gaseosa de acuerdo a las diferencias existentes en el nivel de dos vasijas que contienen mercurio y que están intercomunicadas.



Un **barómetro metálico** es aquel formado por un recipiente de metal cuyas paredes se caracterizan por su elasticidad. La forma de este recipiente se modifica según los cambios de la presión atmosférica a partir de la extracción de aire. Dicha modificación, por su parte, se amplifica a través de una **aguja** que indica la presión que existe. El **barómetro holostérico** y el **barómetro aneróide** son otras clases de barómetros metálicos.

En este sentido, hay que establecer que es muy importante saber que los metálicos tienen la capacidad de ser mucho menos sensibles que los de mercurio, pero en contrapartida son aquellos mucho más fácilmente transportables y además mucho más prácticos. En concreto, podemos determinar que uno de los más empleados es el holostérico.

También existe el **barómetro registrador**, que es aquel que registra, en un cilindro que gira automáticamente, los cambios de la presión atmosférica.

4.2 El Manómetro, Presión Manométrica y Presión Absoluta

El **manómetro** es un instrumento de medición para la presión de fluidos contenidos en recipientes cerrados. Se distinguen dos tipos de manómetros, según se empleen para medir la presión de líquidos o de gases.



Características y tipos de manómetros.

Muchos de los aparatos empleados para la medida de presiones utilizan la presión atmosférica como nivel de referencia y miden la diferencia entre la presión real o absoluta y la presión atmosférica, llamándose a este valor presión manométrica; dichos aparatos reciben el nombre de manómetros y funcionan según los mismos principios en que se fundamentan los barómetros de mercurio y los aneroides. La presión manométrica se expresa ya sea por encima, o bien por debajo de la presión atmosférica. Los manómetros que sirven exclusivamente para medir presiones inferiores a la atmosférica se llaman vacuómetros. También manómetros de vacío.

Manómetro de dos ramas abiertas.

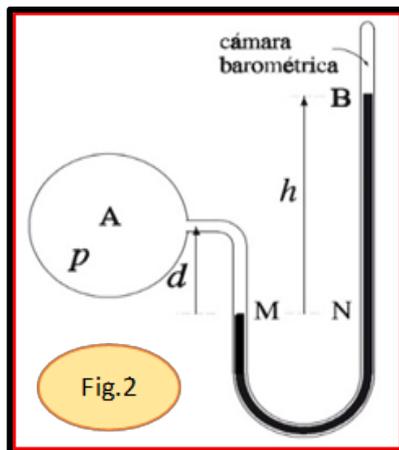
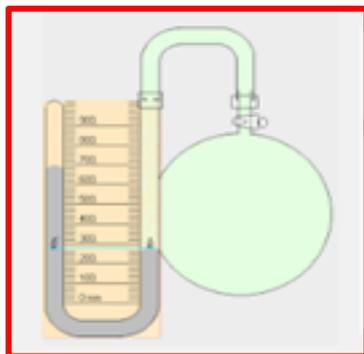


Fig.2



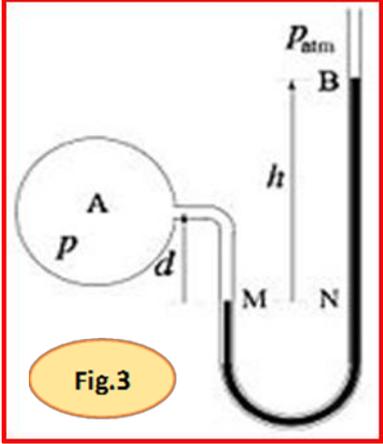
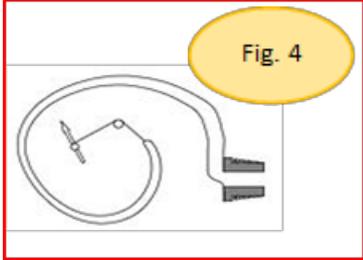
Estos son los elementos con los que se mide la presión positiva, estos pueden adoptar distintas escalas. El manómetro más sencillo consiste en un tubo de vidrio doblado en U que contiene un líquido apropiado (mercurio, agua, aceite, entre otros). Una de las ramas del tubo está abierta a la atmósfera; la otra está conectada con el depósito que contiene el fluido cuya presión se desea medir (Figura 2).

El fluido del recipiente penetra en parte del tubo en U, haciendo contacto con la columna líquida. Los fluidos alcanzan una configuración de equilibrio de la que resulta fácil deducir la presión absoluta en el depósito, obteniendo la Ec.

$$P = P_0 + \rho_m g h$$

Dónde: ρ_m = densidad del líquido manométrico.
 P_0 = presión atmosférica.

De modo que la presión manométrica $p - p_0$ es proporcional a la diferencia de alturas que alcanza el líquido manométrico en las dos ramas. Evidentemente, el manómetro será tanto más sensible cuanto menor sea la densidad del líquido manométrico utilizado.

<p>Manómetro truncado.</p>  <p>Fig.3</p>	<p>El llamado manómetro truncado (Figura 3) sirve para medir pequeñas presiones gaseosas, desde varios hasta 1 Torr. No es más que un barómetro de sifón con sus dos ramas cortas. Si la rama abierta se comunica con un depósito cuya presión supere la altura máxima de la columna barométrica, el líquido barométrico llena la rama cerrada. En el caso contrario, se forma un vacío barométrico en la rama cerrada y la presión absoluta en el depósito será dada por:</p> $P = \rho_m g h$
<p>Manómetro Bourdon.</p>  <p>Fig. 4</p>	<p>El más corriente es el manómetro de Bourdon, Fig.4 consistente en un tubo metálico, aplanado, hermético, cerrado por un extremo y enrollado en espiral</p>
<p>Manómetro metálico o anerode.</p> 	<p>En la industria se emplean casi exclusivamente los manómetros metálicos o aneroides, que son barómetros modificados de tal forma que dentro de la caja actúa la presión desconocida que se desea medir y afuera actúa la presión atmosférica. Cabe destacar principalmente que los manómetros nos indican la presión que se ejerce por libra cuadrada en un momento determinado es decir PSI (Pound per square inches) - Libras por pulgada cuadrada.</p>

Desarrolla los siguientes ejercicios sobre manómetros y presión absoluta.

Actividad de clase Nº 1

(Parte A)

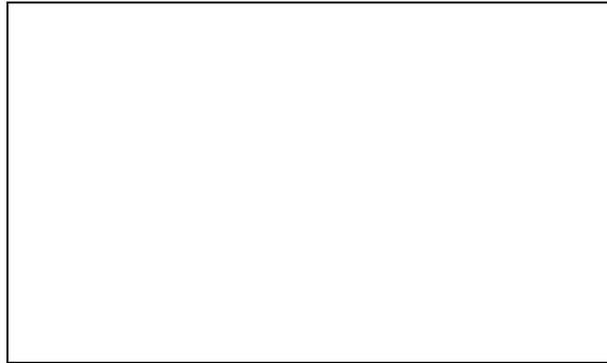
Contesta por escrito las siguientes cuestiones.

- ¿A qué llamamos presión mecánica?
- ¿A qué se denomina presión hidrostática?
- ¿Cuáles son las sustancias llamadas fluidos?

d) ¿Cómo se define a un fluido?
e) ¿A qué se llama manómetro?
f) ¿Qué significa presión absoluta?
g) ¿Cómo se llaman los manómetros que sirven exclusivamente para medir presiones inferiores a la atmosférica?
h) ¿En qué consiste el manómetro más sencillo?
i) ¿Para qué sirve el manómetro truncado?
j) ¿Con qué otro nombre se conocen a los Aneroides y para qué sirven?

Describe las partes del siguiente manómetro en U.

(Parte B)



Desarrolla los siguientes Problemas sobre presión manométrica. (Parte C)

1) Al medirse la presión manométrica de un gas contenido en un gas contenido en un recipiente cerrado, resulta que es los $\frac{2}{4}$ de su presión absoluta. En un lugar donde el medio ambiente tiene una presión atmosférica de 0,75 atm. Calcular la presión absoluta del gas.

Resp. 4 atm.

2) Cierta ciudad se encuentra a 3200 m sobre el nivel del mar. ¿Cuál será la presión Atmosférica en dicha ciudad? Sugerencia utilice como densidad del aire 1,3 g/lit. **Resp. 454 mmHg.**

3) Hallar la diferencia de presiones entre la que soporta un avión a 1Km de altura y la que soporta un submarino a 30 m de profundidad, sabiendo que la densidad del agua de mar es de 1,025 g/ml. **Resp. 3205 gf .cm⁻²**

4) En un edificio la presión del agua en la plante baja es de 7 Kg/cm² y en la azotea es de 5,8 Kg/cm², determinar la altura del edificio. **Resp. 12 m.**

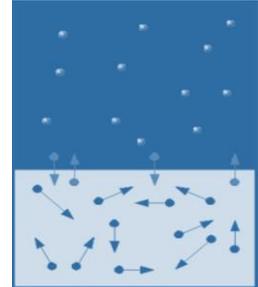
5) Hallar la diferencia de presiones en (g/cm²); entre un avión que se halla a 4 Km sobre el nivel del mar y la presión que soporta un bote que se encuentra navegando en un lago cuya altitud es de 1Km. **Resp. P_{.local} del bote= 903 gf/cm² P_{.local} del avión = 513 gf/cm²; Δp = 390 gf/cm².**

4.3 Presión de vapor y cambio de fase

➤ Presión de Vapor

La presión de vapor es la presión de un sistema cuando el sólido o líquido se hallan en equilibrio con su vapor.

Los vapores y los gases, tienden a ocupar el mayor volumen posible y ejercen así sobre las paredes de los recintos que los contienen, una presión también llamada, fuerza elástica o tensión. Para determinar un valor sobre esta presión se divide la fuerza total por la superficie en contacto

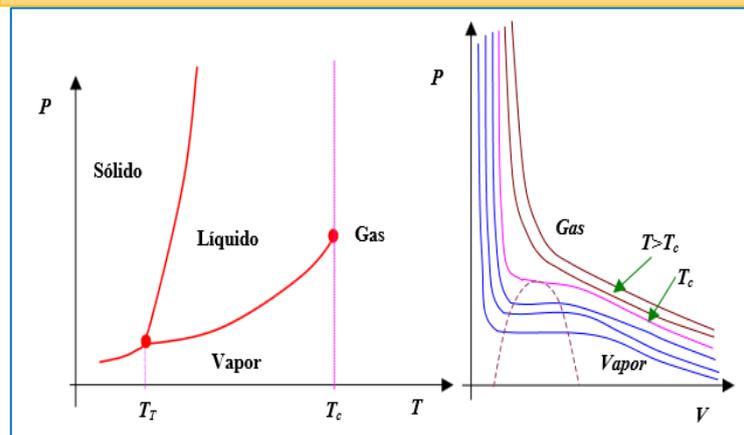


También se define como la presión a la que la fase líquida y vapor se encuentran en equilibrio a una Temperatura determinada. Su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes mientras existan ambas.

Este fenómeno también lo presentan los sólidos; cuando un sólido pasa al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido (proceso denominado sublimación o el proceso opuesto llamado sublimación inversa) también hablamos de presión de vapor.

Diagrama esquemático de los distintos estados de una sustancia pura.

En la situación de equilibrio, las fases reciben la denominación de **líquido saturado** y **vapor saturado**. Esta propiedad posee una relación inversamente proporcional con las fuerzas de atracción intermoleculares, debido a que cuanto mayor sea el módulo de las mismas, mayor deberá ser la cantidad de energía entregada (ya sea en forma de calor u otra manifestación) para vencerlas y producir el cambio de estado.



El equilibrio dinámico se alcanzará más rápidamente cuanto mayor sea la superficie de contacto entre el líquido y el vapor, pues así se favorece la evaporación del líquido; del mismo modo que un charco de agua extenso pero de poca profundidad se seca más rápido que uno más pequeño pero de mayor profundidad que contenga igual cantidad de agua. Sin embargo, el equilibrio se alcanza en ambos casos para igual presión.

El factor más importante que determina el valor de la presión de saturación es la propia naturaleza del líquido, encontrándose que en general entre líquidos de naturaleza similar, la presión de vapor a una temperatura dada es tanto menor cuanto mayor es el peso molecular del líquido.

Por ejemplo, el aire al nivel del mar saturado con vapor de agua a 20°C, tiene una presión parcial de 23 mbar de agua y alrededor de 780 mbar de nitrógeno, 210 mbar de oxígeno y 9 mbar de argón.

- **La Regla de las Fases y la presión de vapor**

La regla de fases establece que la presión del vapor de un líquido puro es función única de la temperatura de saturación. Vemos pues que la presión de vapor en la mayoría de los casos se puede expresar como:

$$P_{vp} = f(t)$$

La cual podría estar relacionada con cualquier otra propiedad intensiva de un líquido saturado (o vapor), pero es mucho mejor relacionarla directamente con la temperatura de saturación.

- **Efecto de la temperatura y la ecuación de Clausius Clapeyron**

La presión de vapor de un líquido (y de un sólido), aumentan rápidamente con la temperatura. La variación de la presión de vapor con la temperatura se expresa por medio de la ecuación de Clausius Clapeyron, sin embargo existen muchas ecuaciones que estudian esta propiedad de los fluidos, pero de todas maneras estas ecuaciones pueden referirse a la ecuación de Clapeyron:

$$\frac{dp}{dT} = \frac{L_v}{T\Delta_v}$$

Dónde: T=temperatura absoluta. L_v = Calor latente de vaporización molar, Δ_v = volumen de un mol de vapor menos el de un mol del líquido a esta temperatura.

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = (\Delta H/R) \text{ vaporización} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Esta ecuación mediante pasos matemáticos, puede convertirse en:

$$\ln P_{vp} = A + B/T$$

La gráfica del logaritmo de la presión del vapor y el recíproco de la temperatura absoluta es una recta. La ecuación anterior no es una mala aproximación pero en general esta curva realmente tiene unas curvaturas pequeñas que muestran así que esta aproximación tampoco es la mejor. Estas curvas las observamos exagerando un poco el dibujo, de la siguiente manera:



“Debemos tener en cuenta que esta ecuación no es aplicable a temperaturas inferiores al punto de ebullición normal”

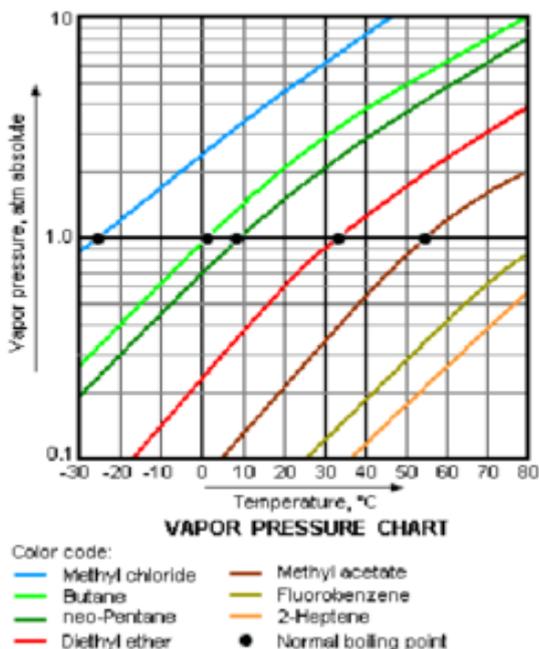
➤ Medición y Unidades

La presión de vapor es medida en unidades Standar de presión. El Sistema Internacional de Unidades (SI) reconoce a la presión como una unidad derivada de la fuerza ejercida a través de un área determinada, a esta unidad se le conoce por el nombre de Pascal (Pa).

➤ Presión de vapor y punto de ebullición de un líquido

Un líquido está, a cualquier temperatura, en equilibrio con su propio vapor, cuando las moléculas de éste están presentes en una cierta concentración. La presión que corresponde a esta concentración de moléculas gaseosas se llama presión de vapor del líquido a la temperatura dada. La presión de vapor de cada líquido aumenta con la temperatura. La temperatura para la cual la presión de vapor de un líquido iguala a la presión atmosférica se denomina punto de ebullición del líquido. A esta temperatura aparecen en el líquido burbujas de vapor que escapan de la superficie.

➤ Variación de la presión de vapor con la temperatura



Generalmente la presión de vapor de los líquidos a presión atmosférica se incrementa con respecto al decrecimiento en la temperatura de ebullición. Este fenómeno es ilustrado en el diagrama adjunto, que muestra para varios líquidos, el comportamiento de su presión de vapor versus la temperatura. Por ejemplo, a cualquier temperatura, el cloruro de metileno tiene la más alta presión de vapor de todos los líquidos expuestos en el gráfico. También se observa la baja temperatura de ebullición del propano, cuya curva de presión de vapor (línea púrpura) se interseca con la línea horizontal correspondiente a 1 atmósfera en $-41\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Aunque la relación entre la presión de vapor y la temperatura no es lineal, el gráfico usa un eje logarítmico vertical para obtener una línea poco curva y así poder representar en un solo gráfico el comportamiento de varios líquidos.

➤ Formas de Estimar la presión de vapor.

- En intervalos de baja presión: 10 a 1500 mmHg se estima por varios métodos unos de los cuales son:

- **El método de estimación de Frost-Kalkwarf-Thodors**, es el mejor para compuestos orgánicos, el cual se hace por medio de Cálculos de tipo iterativo, y arroja un máximo porcentaje de error medio de 5.1%
- **El método de Riedel-Plank-Miller** es el mejor para compuestos inorgánicos y además es fácil de usar, este arroja un máximo porcentaje de error medio de 5.2%

b) En intervalos de alta presión: 1500 mmHg hasta la presión crítica también existen varios métodos de los cuales mencionaremos algunos:

- **El método de estimación reducida de Kirchhoff**, el cual no es muy exacto pero es muy fácil de usar, este arroja un máximo porcentaje de error medio de 3.2%
- **El método de estimación de Frost-Kalkwarf-Thodors**, para intervalos de alta presión también requiere de cálculos iterativos, sin embargo es muy bueno y arroja un máximo porcentaje de error medio de 1.5%

Estos métodos anteriores son métodos trabajados con ecuaciones reducidas para los cuales era necesario conocer t_c , p_c , t_b .. pero existen muchísimos métodos diferentes tanto con ecuaciones reducidas como con ecuaciones semirreducidas y sin reducir.

➤ Tipos de uso de la presión de vapor

Para mirar un ejemplo de presión de vapor aplicada a tuberías es bueno analizar un poco las plantas productoras de petroquímicos y refinerías, ya que estas requieren de muchos servicios como: vapor de agua (enfriamiento, servicio, proceso), aire de instrumentos, energía eléctrica; para ello estas plantas necesitan grandes sistemas de transformación de energía, y redes de distribución de varios kilómetros, en las cuales se incurre en pérdidas de energía.

Para lo que es necesario usar expresiones matemáticas para calcular dichas pérdidas y llevar a cabo estudios sobre la recuperación de la inversión y la rentabilidad de acciones de ahorro de energía.

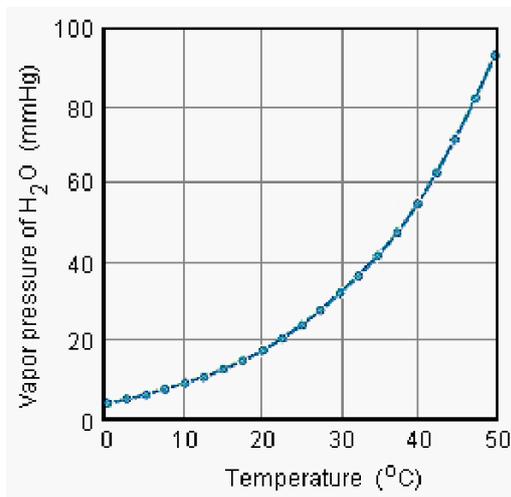
Se debe realizar un pequeño análisis de los sistemas de generación y distribución de vapor, principalmente de aquellos que por ser de gran tamaño son muy dinámicos cambiando sus condiciones de operación; flujo, temperatura y presión varias veces al día.

Los cambios pueden ser ocasionados por modificación en las condiciones de operación de las plantas de proceso de mantenimiento predictivo o correctivo de los equipos generadores y consumidores de vapor y energía eléctrica, o por cambio de las condiciones atmosféricas. Estos cambios nos proporcionan áreas de oportunidad de ahorro si se mantiene un análisis constante del sistema de generación y distribución de vapor.

En la generación del vapor vemos como las plantas que lo generan, están formadas **por dos o tres niveles de presión**, los cuales son distribuidos según su uso o según la magnitud de la presión del vapor, de esta forma: para los bloques de generación eléctrica, turbinas para accionar bombas y compresores de plantas de procesos se usa el vapor de mayor presión; para turbogeneradores eléctricos y grandes turbocompresores, se usa por lo general extracciones

de vapor media; las turbinas de menor capacidad normalmente descargan a la red de baja presión.

El control de la presión y la temperatura en las redes de distribución de vapor es sumamente importante, ya que excesos de estas presiones pueden causar un desgaste más acelerado de la tubería y aparte de esto se pueden generar muchas pérdidas de energía, lo cual no es conveniente para un proceso en el cual se está tratando de aprovechar la energía al máximo.



Para controlar estos excesos o simplemente variantes de las presiones y temperaturas adecuadas se tienen controles de los generadores de vapor los cuales mantienen estos factores en los valores ajustados, esta regulación también se lleva a cabo durante todo el proceso ya que en las redes de media y baja presión, también se cuenta con reguladores de presión y temperatura en turbinas y otros aparatos que intervienen en el este.

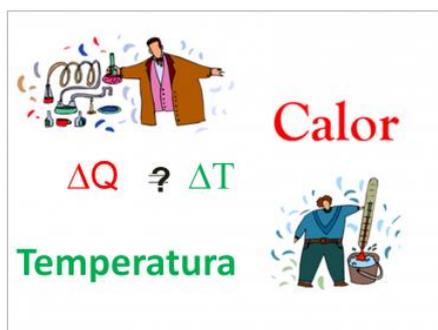
Ya con estos reguladores en el procesos, se puede decir que cuando las condiciones de presión y temperatura del vapor que llegan a los equipos varían. **La demanda de vapor se ajustará dependiendo de la entalpía y otras**

características del vapor y del salto entálpico disponible, en el caso de las turbinas.

Para mantener el control en los sistemas de distribución de vapor, es necesario llevar una buena administración y una constante revisión de toda la red, a su vez mediante los datos recolectados durante las revisiones periódicas es necesario estar calculando las pérdidas de energía ya que estas afecten directamente la eficiencia del proceso, por último es necesario determinar los puntos de ajuste adecuados para la red.

También es necesario analizar la posibilidad de operar la red a la menor presión posible para lo cual sería necesario consultar a los fabricantes de las turbinas y determinar si la tubería podría transportar los volúmenes necesarios.

4.4 Diferencia entre Calor y Temperatura.



El calor y la temperatura están relacionadas entre sí, pero son conceptos diferentes. El calor es la energía total del movimiento molecular en una sustancia, mientras temperatura es una medida de la energía molecular media. El calor depende de la velocidad de las partículas, su número, su tamaño y su tipo. La temperatura no depende del tamaño, del número o del tipo. Por ejemplo, la temperatura de un vaso pequeño de agua puede ser la misma que la temperatura de un

cubo de agua, pero el cubo tiene más calor porque tiene más agua y por lo tanto más energía térmica total.

El calor es lo que hace que la temperatura aumente o disminuya. Si añadimos calor, la temperatura aumenta. Si quitamos calor, la temperatura disminuye. Las temperaturas más altas tienen lugar cuando las moléculas se están moviendo, vibrando y rotando con mayor energía.

Si tomamos dos objetos que tienen la misma temperatura y los ponemos en contacto, no habrá transferencia de energía entre ellos porque la energía media de las partículas en cada objeto es la misma. Pero si la temperatura de uno de los objetos es más alta que la otra, habrá una transferencia de energía del objeto más caliente al objeto más frío hasta que los dos objetos alcancen la misma temperatura.

La temperatura no es energía sino una medida de ella, sin embargo el calor sí es energía.

Diferencias clave entre calor y temperatura

- La temperatura se encarga de medir la energía cinética (en este caso energía térmica), mientras que el calor es la energía térmica que posee un cuerpo.
- La temperatura se mide en grados Celsius ($^{\circ}\text{C}$), escala Kelvin y en grados Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$); mientras que el calor se mide en Joules (N.m) y en otras unidades de Energía.

4.5 Potencial Térmico y Energía Calorífica.

➤ Definición de energía calorífica.



La **energía calorífica** (también **energía calórica** o **energía térmica**) es la **manifestación de la energía en forma de calor**. En todos los materiales los átomos que forman sus moléculas están en continuo movimiento ya sea trasladándose o vibrando. Este movimiento implica que los átomos tengan una determinada energía cinética a la que nosotros llamamos calor o energía calorífica.

Si se aumenta temperatura a un elemento aumenta su energía calorífica; pero no siempre que se aumenta la energía calorífica de un cuerpo aumenta su temperatura ya que en los cambios de fase (de líquido a gas, por ejemplo) la temperatura se mantiene. Por ejemplo, al calentar un cazo de agua, poco a poco le vamos dando energía calorífica y va aumentando su temperatura, pero cuando llega a los 100°C (temperatura de ebullición) la energía calorífica que le suministramos a partir de este momento se utiliza para cambiar de fase (de líquido a gas, es decir, a vapor de agua) pero no para aumentar su temperatura.

La energía calorífica (o calórica) es la que puede transmitirse de un cuerpo a otro por radiación, conducción o convección.

La **energía calorífica por radiación** se transmite a través de ondas electromagnéticas. Es el modo con el que nos llega la energía calorífica proveniente del Sol.

La **transmisión de la energía calorífica por conducción** se experimenta cuando un cuerpo caliente está en contacto físico con otro cuerpo más frío. La energía se transmite siempre del cuerpo caliente al cuerpo frío. Si ambos cuerpos están a la misma temperatura no hay transferencia energética. Cuando tocamos un trozo de hielo con la mano parte de la energía calorífica de nuestra mano se transfiere al hielo, por eso tenemos sensación de frío.

La **transmisión de la energía calorífica por convección** se produce cuando se trasladan las moléculas calientes de un lado a otro. Sería el caso del viento.

La **energía se mide en Joules (J)** según el sistema internacional, aunque cuando se trata de energía calorífica también **se suelen utilizar las calorías (cal)** que corresponde a la cantidad de energía que se necesita para elevar un grado centígrado un gramo de agua. Una caloría equivale a 4.18 joules.

➤ **Potencial termodinámico.**

En termodinámica, un **potencial termodinámico** es una ecuación constitutiva asociada a un sistema termodinámico que tiene dimensiones de energía. El calificativo de «potencial» se debe a que en cierto sentido describe la cantidad de energía potencial disponible en el sistema termodinámico sujeta a ciertas restricciones (relacionadas con las variables naturales del potencial). Además los potenciales sirven para predecir bajo las restricciones impuestas qué cambios termodinámicos serán espontáneos y cuales necesitarán aporte energético.

➤ **Potencial químico termodinámico.**

El **potencial químico** de un sistema termodinámico es el cambio de energía que experimentaría el sistema si fuera introducida en éste una partícula adicional, manteniendo la entropía y el volumen constantes. Si un sistema contiene más de una especie de partículas, hay un potencial químico diferente asociado a cada especie, definido como el cambio en energía cuando el número de partículas de esa especie se incrementa en una unidad. El potencial químico es un parámetro fundamental en termodinámica y se asocia a la cantidad de materia.

En los gases y líquidos de Fermi, el potencial químico en el cero absoluto de temperatura es equivalente a la energía de Fermi. En los sistemas electrónicos, el potencial químico está relacionado con el potencial eléctrico eficaz.

Así los diferentes potenciales corresponden a diferentes tipos de restricciones sobre el sistema. Los cuatro potenciales más comunes son:

1) **La energía interna (U).**

2) **Energía de Helmholtz.**

3) **Entalpía.**

4) **La energía de Gibbs.**

De los mismos se hará un estudio completo más adelante cuando de analice lo que es la primera ley de la Termodinámica.

4.6 Medida de la Temperatura y Diferentes escalas Termométricas.

La temperatura es una magnitud referida a las nociones comunes de calor, frío, templado o tibio, medible mediante un termómetro. Además es una propiedad intensiva, es decir, que no depende del tamaño del sistema, sino que es una propiedad que le es inherente y no depende ni de la cantidad de sustancia ni del material del que este compuesto.

Multitud de propiedades fisicoquímicas de los materiales o las sustancias varían en función de la temperatura a la que se encuentren, como por ejemplo su estado (sólido, líquido, gaseoso, plasma), su volumen, la solubilidad, la presión de vapor, su color o la conductividad eléctrica. Así mismo es uno de los factores que influyen en la velocidad a la que tienen lugar las reacciones químicas.

La temperatura se mide con termómetros, los cuales pueden ser calibrados de acuerdo a una multitud de escalas que dan lugar a unidades de medición de la temperatura. En el Sistema Internacional de Unidades, la unidad de temperatura es el kelvin (K), y la escala correspondiente es la escala Kelvin o escala absoluta, que asocia el valor «cero kelvin» (0 K) al «cero absoluto», y se gradúa con un tamaño de grado igual al del grado Celsius.

La escala más extendida es la escala Celsius, llamada «centígrada»; y, en mucha menor medida, y prácticamente solo en los Estados Unidos, la escala Fahrenheit. También se usa a veces la escala Rankine (°R) que establece su punto de referencia en el mismo punto de la escala Kelvin, el cero absoluto, pero con un tamaño de grado igual al de la Fahrenheit, y es usada únicamente en Estados Unidos, y solo en algunos campos de la ingeniería.

Unidades de temperatura

Las escalas de medición de la temperatura se dividen fundamentalmente en dos tipos, las relativas y las absolutas. Los valores que puede adoptar la temperatura en cualquier escala de medición, no tienen un nivel máximo, sino un nivel mínimo (él cero absoluto) Mientras que las escalas absolutas se basan en el cero absoluto, las relativas tienen otras formas de definirse.

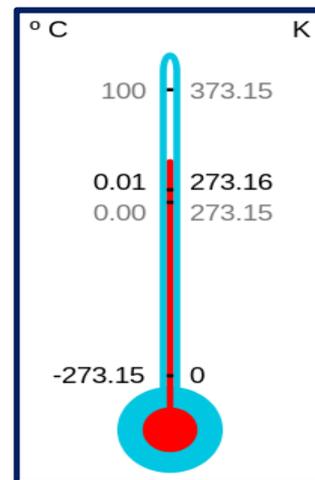
a) Relativas.

Grado Celsius (°C). Para establecer una base de medida de la temperatura Anders Celsius utilizó (en 1742) los puntos de fusión y ebullición del agua. Se considera que una mezcla de hielo y agua que se encuentra en equilibrio con aire saturado a 1 atm está en el punto de fusión. Una mezcla de agua y vapor de agua (sin aire) en equilibrio a 1 atm de presión se considera que está en el punto de ebullición. Celsius dividió el intervalo de temperatura que existe entre éstos dos puntos en 100 partes iguales a las que llamó grados centígrados °C. Sin

embargo, en 1948 fueron renombrados grados Celsius en su honor; así mismo se comenzó a utilizar la letra mayúscula para denominarlos.

En 1954 la escala Celsius fue redefinida en la Décima Conferencia de Pesos y Medidas en términos de un sólo punto fijo y de la temperatura absoluta del cero absoluto. El punto escogido fue el punto triple del agua que es el estado en el que las tres fases del agua coexisten en equilibrio, al cual se le asignó un valor de 0,01 °C.

La magnitud del nuevo grado Celsius se define a partir del cero absoluto como la fracción $1/273,16$ del intervalo de temperatura entre el punto triple del agua y el cero absoluto, y se mantienen sus puntos fijos de 0,00 °C y de 100,00°C, respectivamente.



Se comparan las escalas Celsius y Kelvin mostrando los puntos de referencia anteriores a 1954 y los posteriores para mostrar cómo ambas convenciones coinciden.

- **Grado Fahrenheit (°F).**

Toma divisiones entre el punto de congelación de una disolución de cloruro amónico (a la que le asigna valor cero) y la temperatura normal corporal humana (a la que le asigna valor 100). Es una unidad típicamente usada en los Estados Unidos; erróneamente, se asocia también a otros países anglosajones como el Reino Unido o Irlanda, que usan la escala Celsius.

- **Grado Réaumur (°Ré, °Re, °R).**

Usado para procesos industriales específicos, como el del almíbar.

- Grado Rømer o Roemer. En desuso.
- Grado Newton (°N). En desuso.
- Grado Leiden. Usado para calibrar indirectamente bajas temperaturas. En desuso.
- Grado Delisle (°D) En desuso.

b) Absolutas

Las escalas que asignan los valores de la temperatura en dos puntos diferentes se conocen como escalas a dos puntos. Sin embargo en el estudio de la termodinámica es necesario tener una escala de medición que no dependa de las propiedades de las sustancias. Las escalas de éste tipo se conocen como **escalas absolutas** o **escalas de temperatura termodinámicas**.

Con base en el esquema de notación introducido en 1967, en la Conferencia General de Pesos y Medidas (CGPM), el símbolo de grado se eliminó en forma oficial de la unidad de temperatura absoluta.

❖ Sistema Internacional de Unidades (SI)

Kelvin (K) El kelvin es la unidad de medida del SI. La escala kelvin absoluta parte del cero absoluto y define la magnitud de sus unidades, de tal forma que el punto triple del agua es exactamente a 273,16 K.

❖ Sistema anglosajón de unidades

Rankine (R o Ra). Escala con intervalos de grado equivalentes a la escala Fahrenheit, cuyo origen está en $-459,67\text{ }^{\circ}\text{F}$.

c) Conversión de temperaturas.

Las siguientes fórmulas asocian con precisión las diferentes escalas de temperatura.

	Kelvin	Grado Celsius	Grado Fahrenheit	Rankine
Kelvin	$K = K$	$K = C + 273,15$	$K = (F + 459,67) \frac{5}{9}$	$K = Ra \frac{5}{9}$
Grado Celsius	$C = K - 273,15$	$C = C$	$C = (F - 32) \frac{5}{9}$	$C = (Ra - 491,67) \frac{5}{9}$
Grado Fahrenheit	$F = K \frac{9}{5} - 459,67$	$F = C \frac{9}{5} + 32$	$F = F$	$F = Ra - 459,67$
Rankine	$Ra = K \frac{9}{5}$	$Ra = (C + 273,15) \frac{9}{5}$	$Ra = F + 459,67$	$Ra = Ra$

Fuente: Temperatura - Wikipedia, la enciclopedia libre.

4.7 Problemas Resueltos y Propuestos.

Desarrolla los siguientes ejercicios sobre presión y temperatura.

Actividad de clase Nº 2

(Parte A)

1. Imagine que coloca un trozo de hielo en la boca. En algún momento, toda el agua pasa de hielo a $T_1=32,00\text{ }^{\circ}\text{F}$ a la temperatura corporal $T_2=98,60\text{ }^{\circ}\text{F}$. Exprese estas temperaturas como $^{\circ}\text{C}$ y K , y calcule $\Delta T=T_2-T_1$ en ambos casos.
2. Padeciendo un cuadro de gripe, un hombre de 80 kg tuvo una fiebre de $39,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($102,2\text{ }^{\circ}\text{F}$), en vez de la temperatura normal de $37,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($98,6\text{ }^{\circ}\text{F}$). Suponiendo que el cuerpo humano es agua en su mayoría, ¿cuánto calor se requirió para elevar su temperatura esa cantidad? $C= 4,18\text{ cal/gr }^{\circ}\text{C}$
3. Un medidor de vacío conectado a una cámara marca $5,8\text{ PSI}$ en un lugar en donde la presión atmosférica es $14,5\text{ PSI}$. Determine la presión absoluta de la cámara.
 $P_{\text{amt}}= P_{\text{abs}} + P_{\text{vacio}}$.

4. Un manómetro se usa para medir la presión de un recipiente, el fluido que se emplea tiene una densidad relativa de 0.85, la altura de la columna es de 55 cm, si la presión atmosférica es 56 KPa. Determine la presión absoluta del recipiente

$$P = P_{atm} + \rho gh$$

5. Calcula la presión sobre cada una de las caras de un ladrillo sabiendo que el peso total es de 20 Newton y sus dimensiones son 20cm, 10cm y 8cm.
6. -. Calcular la presión que aplica un esquiador, de 70kg de masa, sobre la nieve cuando calza unas botas cuyas dimensiones son 30 x 10cm y cuando se pone unos esquís de dimensiones 190cm x 12cm
7. - Una persona de 80 kg se encuentra de pie sobre la nieve. Si la superficie total de apoyo es de 650 cm², ¿cuál es la presión que ejerce sobre la nieve?- ¿Cuál sería la presión si estuviera provista de esquís de 2m de largo por 0,15 m de ancho? Expresa esta presión en atmósferas.
- 8.- Un medidor de peso muerto con un pistón de 1cm diámetro se equilibra con una masa de 6.14Kg. (Incluyendo pistón y placa) si la aceleración local es de 9.8 m/seg². ¿Cuál será la presión del medidor? Si la presión Barométrica es 748 mmHg.

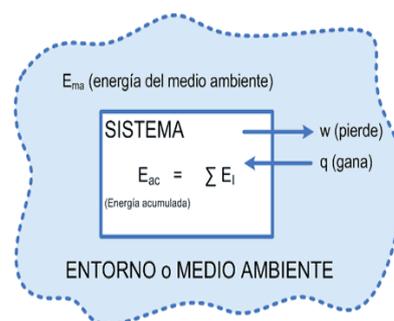
$$A = 1/4\pi r^2 \quad P = P_{medidor} + P_{atm}$$

- 9) Expresar en grados centígrados y Fahrenheit 79 °R. Resp: -229,11 °C y -380,67 °F
- 10) ¿A qué temperatura centígrada corresponde el 0 °F? Resp: -17,77 °C
- 11) ¿Qué diferencia existe entre -6 °C y 15 °F? Resp: 6,2 °F
- 12) Transformar 30 °C a grados Fahrenheit. Resp: 86 °F

Unidad 5

LA PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

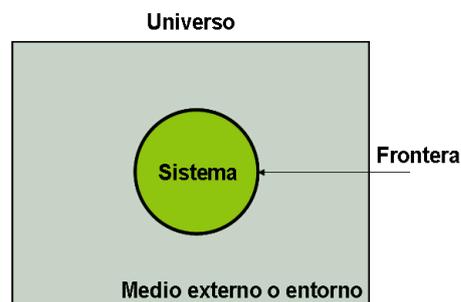
- 5.1 Sistema Termodinámico y paredes diatérmicas y adiabáticas
- 5.2 Procesos Termodinámicos adiabáticos y no adiabáticos
- 5.3 Equilibrio termodinámico y Punto triple de una sustancia
- 5.4 Energía Interna y Ley Cero de la termodinámica
- 5.5 Equivalente mecánico del calor y Trabajo termodinámico
- 5.6 Primera ley de la Termodinámica
- 5.7 Problemas Resueltos y Propuestos



5.1 Sistema Termodinámico y paredes diatérmicas y adiabáticas.

✓ Sistema Termodinámico

Es una porción de la materia que forma parte del Universo que se aísla para su estudio. Este aislamiento se puede llevar a cabo de una manera real, en el campo experimental, por ejemplo una máquina térmica, o de una manera ideal como la máquina de Carnot, cuando se trata de abordar un estudio teórico.

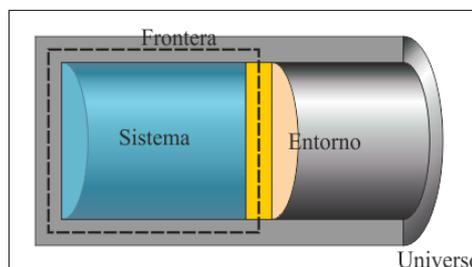


✓ Sistema

En termodinámica, es cualquier objeto o cuerpo, que se considera de una región del espacio dentro de la cual existen diferentes componentes que interactúan entre sí, intercambiando energía y en ocasiones masa.

✓ Frontera

Es lo que limita al sistema con el propósito de analizarlo, puede ser material (las paredes de un recipiente, por ejemplo) o imaginaria (una sección transversal de un tubo de escape abierto, por ejemplo). La frontera puede estar constituida con paredes diatérmicas o con paredes adiabáticas.



Una pared diatérmica es aquella que permite la interacción térmica del sistema con los alrededores y una pared adiabática no lo permite.

✓ Ambiente o entorno

Es la zona del espacio que rodea al sistema y con la cuál éste interactúa mediante intercambios energéticos o materiales. El ambiente es la región desde la cual los observadores (que normalmente no forman parte del sistema) hacen las medidas acerca de éste e infieren sus propiedades.

A diferencia del sistema, que evoluciona por su interacción con el ambiente, se suele considerar que el ambiente no se ve modificado por esta interacción. Un baño de agua en el que sumerge un cubito de hielo se supone a temperatura constante pese a la fusión del hielo. Si el ambiente estuviera evolucionando como consecuencia de la interacción, lo incluiríamos dentro del sistema y tomaríamos como ambiente una región más externa.

Al conjunto del sistema y el entorno se le denomina el universo. Obsérvese que en termodinámica el universo no es todo el Universo. El cubito de hielo inmerso en una olla con agua es considerado el universo en el estudio de la fusión del hielo.

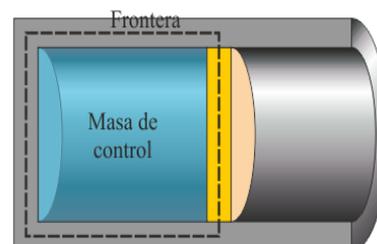
✓ La frontera de un sistema puede ser:

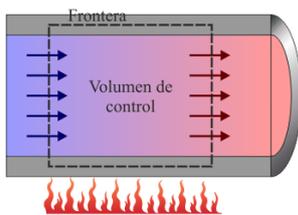
- **Fija** (las paredes de un recipiente) o **móvil** (un émbolo o pistón de un motor de explosión).
- **Permeable a la masa** o impermeable a ella. En el primer caso se dice que tenemos un sistema **abierto** (p.ej. un motor en el que entra combustible por un lado y salen gases por otro) y en el segundo uno **cerrado** (p.ej. en el circuito de refrigeración de una nevera, el gas freón que circula por los tubos nunca sale al exterior).
- **Permeable al calor** o impermeable a él. Si al poner en contacto el sistema con el ambiente se produce una transferencia de energía debido a la diferencia de temperaturas, se dice que la frontera es **diaterma**. Si el calor no puede atravesar la frontera se dice que ésta es **adiabática**.

✓ Sistema aislado

Es un sistema cerrado, rodeado por paredes adiabáticas fijas (en el que por tanto no puede entrar ni salir ni masa ni energía).

En un **sistema cerrado** se suele estudiar lo que se denomina una masa de control, cuya evolución se sigue en el tiempo, aunque ocupe una región variable del espacio. El ejemplo arquetípico es el de un cilindro lleno de gas en el que existe un pistón móvil. El pistón puede comprimir o expandir el gas, cuyo volumen por tanto cambia. La masa de gas contenida en el cilindro, en cambio, permanece constante.





y partes puramente geométricas.

En un **sistema abierto** se estudia lo que se denomina un volumen de control, usualmente fijo. Se trata de una región del espacio en el interior de la cual está el sistema termodinámico de interés y cuyas paredes pueden ser atravesadas por masa que entra o sale. La frontera del volumen de control podrá tener partes materiales

Un ejemplo lo tenemos en un calentador de agua doméstico en el cual entra agua fría por un lado del calentador (atravesando una frontera geométrica) fluye por el interior de aparato (con paredes sólidas) y sale, calentada, por el otro extremo (otra frontera inmaterial).

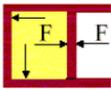
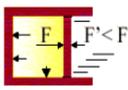
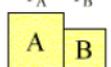
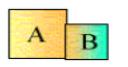
En sistemas abiertos son de especial interés los estados de régimen estacionario, en los cuales el fluido entra por un lado y sale por otro lo hace siempre al mismo ritmo, de manera que una “foto” del sistema produce siempre la misma imagen. Los sistemas en régimen estacionario son más sencillos de estudiar ya que tienen bastantes similitudes con los sistemas cerrados.

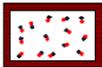
- **Los Estados de Equilibrio Termodinámico.**

En termodinámica, se dice que un sistema se encuentra en estado de equilibrio termodinámico, si es incapaz de experimentar espontáneamente algún cambio de estado o proceso termodinámico cuando está sometido a unas determinadas condiciones de contorno, (las condiciones que le imponen sus alrededores).

Para ello ha de encontrarse simultáneamente en equilibrio térmico, equilibrio mecánico, equilibrio de fases, equilibrio químico y otros tipos de equilibrio.

CUADRO Nº 1

Equilibrio mecánico. (E_m)	Cuando las distintas partes del sistema no se mueven debido a fuerzas internas. Por ejemplo, si tenemos una bombona de aire cuya presión es mayor en la parte inferior que en la superior, se producirá una corriente de aire de la parte inferior a la superior. En este caso no estaría en equilibrio mecánico.	E_m (si)	E_m (no)
			
Equilibrio térmico. (E_t)	Cuando el sistema no experimenta flujos de calor internos debido a diferencias de temperatura dentro del sistema. Este concepto quedará explicado más en detalle al establecer el Principio cero de la termodinámica.	E_t (si)	E_t (no)
		$T_A = T_B$ 	
		E_q (si)	E_q (no)

Equilibrio químico. (E_q)	Se da cuando no se producen reacciones químicas en el interior del sistema o, más precisamente, cuando se hallan en equilibrio, de forma que la generación de productos se ve compensada exactamente por la regeneración de reactivos		
Equilibrio de fases.	Se produce cuando tenemos un sistema formado por la misma sustancia en diferentes estados (por ejemplo, hielo sumergido en agua) y no varía la cantidad de ninguna de las fases.		
Otros tipos de equilibrio	<p>Cada posible forma de trabajo tiene asociado un equilibrio. Así, por ejemplo, si se ponen en contacto dos cuerpos cargados eléctricamente a diferente voltaje se produce un flujo de carga del de mayor voltaje al de menor voltaje. En el equilibrio eléctrico no existe este flujo de carga.</p> <p>Los estados de equilibrio constituyen una idealización. Ningún sistema físico está completamente en equilibrio (salvo cuando se llegue a la muerte térmica del Universo), pero constituyen modelos adecuados para sistemas que se caracterizan porque sus propiedades permanecen estables durante un tiempo relativamente largo.</p>		

- **Estado de un Sistema. Variables de estado.**

Cuando un sistema se encuentra en equilibrio, se puede describir su *estado* a través de una serie de magnitudes (**variables de estado**). Estas magnitudes no nos dan una imagen completa de cada aspecto del sistema, sino solo de aquellas propiedades relevantes desde el punto de vista termodinámico.

Así, por ejemplo, para describir un gas contenido en un cilindro podría darse la posición y velocidad de cada una de las moléculas que lo componen, pero esto implica una cantidad excesiva de información, que además es imposible de obtener. Si el gas está en equilibrio, su estado se describe completamente por solo tres variables: su presión (P), su volumen (V) y su temperatura (T). Con estas tres cantidades podemos hallar cualquier otra, como la energía, el trabajo, o la entropía.

Las magnitudes termodinámicas o variables de estado se clasifican en dos tipos:

- ✓ **Magnitudes intensivas.**

Son aquellas que tienen el mismo valor en todos los puntos de un sistema en equilibrio, independientemente del tamaño de éste. Magnitudes intensivas son: la presión, la temperatura y las magnitudes específicas.

- ✓ **Magnitudes extensivas.**

Son proporcionales al tamaño del sistema, de forma que si el sistema se corta por la mitad, sus valores se reducen a la mitad (cosa que no ocurre con las magnitudes intensivas). Son magnitudes extensivas: la masa, el volumen, el número de moles, la energía, la entropía

A partir de las magnitudes extensivas se define una serie de magnitudes intensivas conocidas como:

✓ **Magnitudes específicas.**

Se obtienen dividiendo la magnitud en cuestión por otra magnitud extensiva. Así tenemos magnitudes específicas:

- **Por unidad de masa.** Así tenemos el volumen específico.

$$v = \frac{V}{M}$$

La energía por unidad de masa, la entropía por unidad de masa, etc.

- **Por unidad de volumen.** El ejemplo más característico es la densidad de masa, igual a la masa por unidad de volumen:

$$\rho = \frac{M}{V} = \frac{1}{v}$$

En un sistema homogéneo en equilibrio, la densidad de masa es la misma en todos los puntos, por lo que no es preciso emplear diferenciales.

- **Por número de moles.** Al tratar con gases, es usual definir también cantidades específicas dividiendo por el número de moles del sistema. Así tenemos el volumen molar (que sería el volumen ocupado por un mol), la capacidad calorífica molar, etc.

Como notación básica, las magnitudes extensivas se suelen representar con letras mayúsculas y las específicas correspondientes con la misma letra en minúsculas, aunque esta regla no es sistemática.

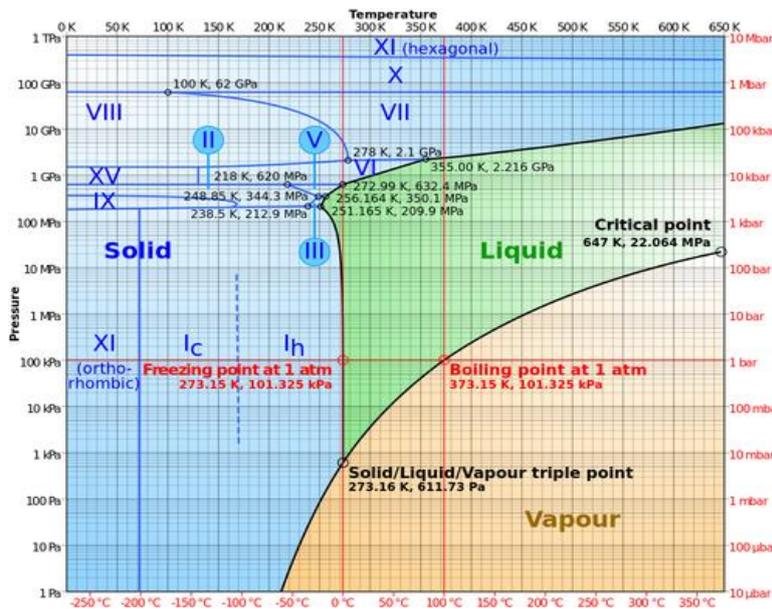
Cuando un estado de equilibrio se puede caracterizar por un número reducido de variables, es posible hacer una representación gráfica del sistema en un “diagrama de estados”, en el que a cada estado de equilibrio le corresponde un punto en el diagrama. Así, por ejemplo, el estado de un sistema cerrado formado solo por un gas se puede conocer dando su presión y su volumen. Esto permite representar el estado del gas en un diagrama PV, en el que en el eje de abscisas se representa el volumen del gas y el de ordenadas su presión.

En un diagrama de estados es posible representar no solo estados individuales, sino también conjuntos de ellos. Así, podemos trazar:

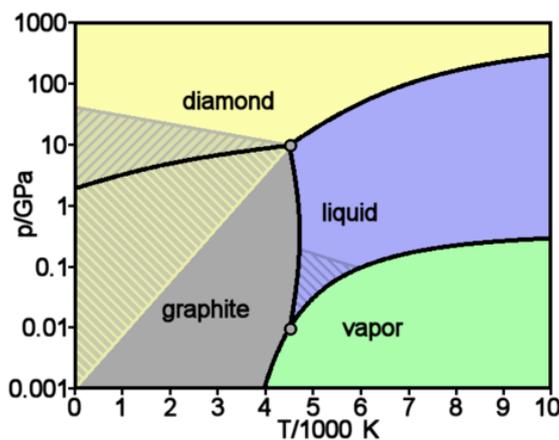
- una **isobara**, formada por todos los estados con la misma presión, que será una recta horizontal.
- una **isocora**, que une todos los estados con el mismo volumen, y que será una recta vertical.
- una **isoterma**, que une todos los estados con la misma temperatura. Esta curva dependerá del gas en concreto, ya que la temperatura depende de la presión y el volumen según la

llamada ecuación de estado.

En un diagrama de estados pueden representarse también los estados de la materia. Así sabemos que a 20 °C y 1 atm de presión el agua es líquida, pero a la misma presión y a -10 °C es sólida (hielo). Así podemos construir un “mapa” que nos diga, para cada presión y cada temperatura, en qué estado se encuentra la sustancia.



✓ Ecuaciones de Estado.



de: $f(p, V, T)$

Al definir el estado de un sistema por una serie de magnitudes termodinámicas, no todas ellas son necesarias o independientes. Así, en un gas contenido en un cilindro, podemos dar su presión y su temperatura, y automáticamente podemos conocer su volumen. La razón es que existe una relación matemática entre las tres variables, conocida como **ecuación de estado**, expresable como una cierta función

En sistemas más complejos, pueden aparecer más variables en la ecuación de estado o pueden necesitarse más ecuaciones. La ecuación de estado usualmente no tendrá una forma sencilla y de hecho, deberá hallarse a partir de medidas experimentales, con sucesivas correcciones. Solo en contados casos como el de los gases ideales -que, como su nombre indica, son ideales- tendrá una expresión analítica simple como $pV = nRT$.

En el caso de sistema cerrado conteniendo un gas tenemos entonces dos y el resto son dependientes. Cuáles son independientes es decisión nuestra; podemos dar p y V , o p y T , o T y V ; lo que no podemos es dar por separado las tres variables.

❖ Coeficientes Termodinámicos.

En un sistema termodinámico las relaciones entre las diferentes propiedades suelen medirse experimentalmente. A partir de estas medidas se elaboran tablas que permiten predecir el comportamiento para problemas concretos. Muchas de las medidas se refieren a derivadas de las propiedades, que deben ser integradas posteriormente de forma numérica.

Así, se definen:

❖ Coeficiente de dilatación térmica.

Nos da cómo varía relativamente el volumen con el incremento de temperatura.

$$\beta = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)$$

Donde el signo de derivada parcial se usa para expresar que el volumen puede depender de muchas otras propiedades, pero se considera que la única que varía en la temperatura. El subíndice p se refiere a que las medidas se hacen a presión constante (típicamente en un recipiente abierto).

Equivalentemente, en lugar de como aumenta el volumen se mide cómo disminuye la densidad.

$$\beta = -\frac{1}{\rho} \left(\frac{\partial \rho}{\partial T} \right)_p$$

❖ Coeficiente de Compresibilidad Isoterma.

Mide cómo disminuye un volumen (o aumenta la densidad) cuando se comprime una sustancia, manteniendo constante la temperatura.

$$\kappa_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial p} \right)_T = \frac{1}{\rho} \left(\frac{\partial \rho}{\partial p} \right)_T$$

❖ Coeficiente de compresibilidad adiabática.

Mide cómo disminuye un volumen (o aumenta la densidad) cuando se comprime una sustancia, en un proceso en el que no se intercambia calor.

$$\kappa_S = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial p} \right)_S = \frac{1}{\rho} \left(\frac{\partial \rho}{\partial p} \right)_S$$

- **Procesos y ciclos.**

Aunque la termodinámica básica se centra casi exclusivamente en los estados de equilibrio, es necesario estudiar también la transición de un estado de equilibrio a otro, si no, sería de muy poca utilidad.

El paso de un estado de equilibrio a otro se denomina proceso. En general, un proceso no está constituido por estados de equilibrio. Por ejemplo, si tenemos un gas contenido a alta presión en un recipiente, y rompemos un diafragma que lo separa de una cámara vacía, se produce una expansión brusca, en la cual hay toda clase de turbulencias y variaciones en la presión de un punto a otro.

Pasado un cierto tiempo, el gas alcanzará un nuevo estado de equilibrio. En un diagrama de estados podremos representar el estado inicial y el estado final, pero no lo que ocurre en medio, ya que ni siquiera están definidas las variables termodinámicas.

Un proceso que evoluciona de forma que el estado del sistema es aproximadamente de equilibrio en todo momento se denomina proceso cuasiestático o de cuasi-equilibrio. Los procesos cuasiestáticos son procesos que se realizan muy lentamente (idealmente en un tiempo infinito) de manera que se deje alcanzar el equilibrio entre paso y paso.

Así, podemos comprimir un gas en un cilindro golpeando el pistón con un martillo, o podemos hacerlo dejando caer granos de arena individualmente, hasta que el peso de la arena comprima el pistón hasta su volumen final. En el primer caso el proceso no pasa por estados de equilibrio, mientras que en el segundo se puede suponer que sí.

Los procesos cuasiestáticos no existen en la vida real, sin embargo, son de gran utilidad por dos razones:

- Permiten realizar los cálculos empleando las ecuaciones de estado
- La variación de muchas magnitudes depende solo de los estados inicial y final y no del proceso intermedio. Por tanto, para calcularlas podemos sustituir el proceso real no cuasiestático por uno ideal cuasiestático que conecte los mismos estados inicial y final.

Dentro de un sistema gaseoso, existen diferentes procesos cuasiestáticos que poseen nombre propio, de acuerdo con la magnitud que permanezca constante:

- **Isóbaros** o a presión constante.

- **Isócoros** o a volumen constante.
- **Isotermos** o a temperatura constante
- **Adiabáticos**. Como veremos al estudiar el primer principio de la termodinámica, son aquellos en que el sistema no intercambia calor con el ambiente.

Al estudiar el segundo principio veremos que un proceso adiabático cuasiestático es a entropía constante. Además de estos existen otros a entalpía constante, a energía constante, etc.

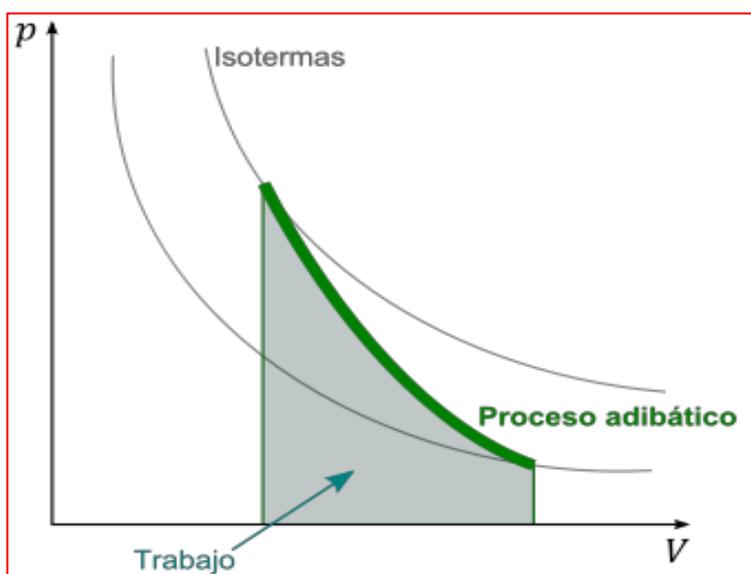
Un **proceso cíclico** o **ciclo** es un proceso termodinámico cuyo estado final es el mismo que el inicial. Los ciclos son esenciales a la hora de describir el funcionamiento de motores y generadores, por lo que muchos tienen nombre propio (Carnot, Otto, Diesel, Rankine, Brayton,...). Como con cualquier otro proceso, pueden ser aproximadamente cuasiestáticos, en cuyo caso se representarán en un diagrama de estados como una curva cerrada.

5.2 Procesos Termodinámicos adiabáticos y no adiabáticos.

• Proceso Adiabático.

Es aquel en el cual el sistema termodinámico (generalmente, un fluido que realiza un trabajo) no intercambia calor con su entorno. Un proceso adiabático que es además reversible se conoce como proceso isoentrópico. El extremo opuesto, en el que tiene lugar la máxima transferencia de calor, causando que la temperatura permanezca constante, se denomina proceso isotérmico.

El término adiabático hace referencia a elementos que impiden la transferencia de calor con el entorno. Una pared aislada se aproxima bastante a un límite adiabático.



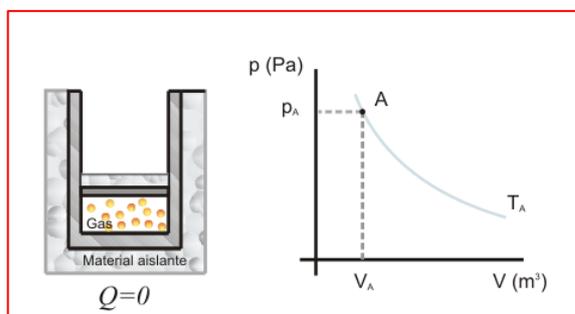
Durante un proceso adiabático, la energía interna del fluido que realiza el trabajo debe necesariamente decrecer.

El calentamiento y enfriamiento adiabático son procesos que comúnmente ocurren debido al cambio en la presión de un gas. Esto puede ser cuantificado usando la ley de los gases ideales.

En otras palabras se considera proceso adiabático a un sistema especial en el cual no se pierde ni tampoco se gana energía calorífica.

Esto viene definido según la primera ley de termodinámica describiendo que $Q=0$

En una transformación adiabática no se produce intercambio de calor del gas con el exterior ($Q = 0$). Se define el coeficiente adiabático de un gas (γ) a partir de las capacidades caloríficas molares tomando distintos valores según el gas sea monoatómico o diatómico y se determina con la expresión:



Hay que recordar que para gases monoatómicos $\gamma = 5/3$ y para gases diatómicos $\gamma = 7/5$

Expansión adiabática de un gas ideal. Representación en un diagrama p-V: el volumen aumenta y la presión y la temperatura disminuyen.

En este caso varían simultáneamente la presión, el volumen y la temperatura, pero no son independientes entre sí. Se puede demostrar usando el Primer Principio que se cumple:

$$pV^\gamma = cte \Rightarrow p_A V_A^\gamma = p_B V_B^\gamma$$

Haciendo cambios de variable mediante de la ecuación de estado del gas ideal, obtenemos las relaciones entre las otras variables de estado:

$$p^{1-\gamma} T^\gamma = cte \Rightarrow p_A^{1-\gamma} T_A^\gamma = p_B^{1-\gamma} T_B^\gamma$$

$$TV^{\gamma-1} = cte \Rightarrow T_A V_A^{\gamma-1} = T_B V_B^{\gamma-1}$$

El trabajo realizado por el gas lo calculamos a partir de la definición, expresando la presión en función del volumen:

$$W_{AB} = \int_{V_A}^{V_B} p dV = \int_{V_A}^{V_B} \frac{cte}{V^\gamma} dV$$

Integrando se llega a:

$$W_{AB} = \frac{1}{1-\gamma} (p_B V_B - p_A V_A)$$

La variación de energía interna se calcula usando la expresión general para un gas ideal:

$$\Delta U_{AB} = n C_V (T_B - T_A)$$

Aplicando el Primer Principio:

$$\cancel{Q}_{AB} = W_{AB} + \Delta U_{AB} \Rightarrow W_{AB} = -\Delta U_{AB}$$

$$W_{AB} = -nC_V(T_B - T_A)$$

Es decir, en una expansión adiabática, el gas realiza un trabajo a costa de disminuir su energía interna, por lo que se enfría. En el proceso inverso, el gas se comprime ($W < 0$) y aumenta la energía interna.

- **Proceso no Adiabático.**

Un proceso térmico es no adiabático, cuando el sistema interactúa térmicamente con los alrededores. El calor fluye a través de las paredes diatérmicas que constituyen la frontera y se produce un cambio tanto en los alrededores como en el sistema mismo.

Durante los procesos térmicos no adiabáticos un sistema absorbe o cede calor y por tanto, la cantidad de calor intercambiado en estos depende de la sustancia y del proceso del que se trate.

5.3 Equilibrio termodinámico y Punto triple de una sustancia.

- ✓ **Equilibrio termodinámico**

Cuando un sistema de baja temperatura se pone en contacto por medio de una pared diatérmica con otro sistema de mayor temperatura, la temperatura del sistema frío aumenta mientras la temperatura del sistema caliente disminuye. Si se mantiene este contacto por un periodo largo, se establecerá el **equilibrio termodinámico**, es decir, ambos sistemas tendrán la misma temperatura.

Es evidente que si los sistemas están formados por diferentes sustancias o diferentes porciones de ellas, no contienen la misma cantidad de energía interna aunque su temperatura sea igual. Cuando la temperatura de un cuerpo caliente empieza a descender, las moléculas reducen el número total e intensidad de sus procesos cinéticos o de movimiento.

- ✓ **Punto triple de una sustancia**

Por definición, el punto triple de una sustancia es aquel en el cual sus tres fases (Sólido-líquido y gaseoso), coexisten en equilibrio termodinámico. Para obtener en forma experimental el punto triple de una sustancia, se debe variar la temperatura y la presión hasta lograr con ciertos valores que la sustancia se encuentre en sus tres fases. Por ej. El punto

triple del agua, cuando el hielo, el agua líquida y el vapor de agua coexisten en equilibrio térmico.

La temperatura del punto triple del agua es de 273,16 K y la presión es de $6,025 \times 10^{-3}$ atm. Si un cuerpo sólido que se encuentra a una presión menor a la del punto triple, es calentado, directamente se gasifica sin pasar por el estado líquido, efectuándose así una sublimación.

5.4 Energía Interna y Ley Cero de la termodinámica

1) La energía interna (U).

En un sistema intenta ser un reflejo de la energía a escala macroscópica. Más concretamente, es la suma de:

- La energía cinética interna, es decir, de las sumas de las energías cinéticas de las individualidades que lo forman respecto al centro de masas del sistema.
- La energía potencial interna, que es la energía potencial asociada a las interacciones entre estas individualidades.

La energía interna no incluye la energía cinética traslacional o rotacional del sistema como un todo. Tampoco incluye la energía potencial que el cuerpo pueda tener por su localización en un campo gravitacional o electrostático externo.

Si pensamos en constituyentes atómicos o moleculares, será el resultado de la suma de la energía cinética de las moléculas o átomos que constituyen el sistema (de sus energías de traslación, rotación y vibración) y de la energía potencial intermolecular (debida a las fuerzas intermoleculares) e intramolecular de la energía de enlace.

- En un gas ideal monoatómico bastará con considerar la energía cinética de traslación de sus átomos.
- En un gas ideal poliatómico, deberemos considerar además la energía vibracional y rotacional de las mismas.
- En un líquido o sólido deberemos añadir la energía potencial que representa las interacciones moleculares.

❖ **Variaciones de la energía interna.-** Al aumentar la temperatura de un sistema, sin que varíe nada más, aumenta su energía interna reflejado en el aumento de la energía térmica del sistema completo o de la materia estudiada.

Convencionalmente, cuando se produce una variación de la energía interna manifestada en la variación del calor que puede ser cedido, mantenido o absorbido se puede medir este cambio en la energía interna indirectamente por la variación de la temperatura de la materia.

a) Variación sin cambio de estado.-

Si se modifica el **estado de la materia** que compone el sistema, se habla de variación de la energía interna sensible o **calor sensible** y se puede calcular de acuerdo a los siguientes parámetros;

$$Q = C_e m \Delta T$$

Donde cada término con sus unidades en el Sistema Internacional son:

Q = es la variación de energía o de calor del sistema en un tiempo definido (J).

C_e = **calor específico** de la materia (J/kg·K).

m = masa.

ΔT = temperatura final del sistema - temperatura inicial (K).

Ejercicio 1

Calcular la energía total de un sistema compuesto de 1 g de agua en condiciones normales, es decir a la altura del mar, una atmósfera de presión y a 14 °C para llevarlo a 15° C, sabiendo que el C_e del agua es = 1 [cal/g·°C].

Aplicando la fórmula $Q = C_e m \Delta T$ y reemplazando los valores, tenemos;

$$Q = 1 \text{ [cal/g}\cdot\text{°C]} \cdot 1 \text{ [g]} \cdot (15 - 14) \text{ [°C]} = 1 \text{ [cal]}$$

b) Variación con modificación de la composición química.-

Si se produce alteración de la estructura atómica-molecular, como es el caso de las reacciones químicas o cambio de estado, se habla de variación de la energía interna **química** o variación de la energía interna **latente**.

Esta condición de cambio de estado se puede calcular de acuerdo a:

$$Q = C_{ce} m$$

Donde C_{ce} = Coeficiente de cambio de estado, medido en [kcal/m]

2) Energía de Helmholtz.

Energía de Helmholtz (también denominada función de Helmholtz, energía libre de Helmholtz o función trabajo) es una magnitud extensiva, función de estado y potencial termodinámico, de un sistema termodinámico que mide el trabajo obtenible en un sistema cerrado, en condiciones de temperatura constante.

No depende del proceso sufrido, sino del estado final e inicial del sistema. Se usa para ver qué procesos son espontáneos en condiciones de temperatura y volumen constantes. Si el volumen no se mantiene constante, parte del trabajo se efectúa en el entorno. Previamente era denominada energía **libre**, término que actualmente se retiró de acuerdo a la proposición de la IUPAC

a) Propiedades de la Energía de Helmholtz

Se mide en joules [J], calorías [cal] o cualquier otra unidad de energía. Sus variables canónicas son la temperatura T y el volumen V del sistema. Además, se suele simbolizar con la letra A , de «trabajo» (*arbeit*, en alemán) o la letra F , de libre (*free*, en inglés). La definición es:

$$A(T, V) = U(T, V) - TS(T, V) \quad \text{o} \quad A = U - TS$$

Dónde: U es la energía interna y S la entropía. La definición anterior implica la 1-forma diferencial viene dada por:

$$dA = -SdT - PdV$$

Dónde: P es la presión del sistema.

b) Dato Importante

Se relaciona con la energía de Gibbs mediante la expresión

$$dG = dA + d(PV)$$

Es de notar que de la Primera ley de la termodinámica, se tiene

$$\Delta U = Q - W = \Delta(TS) + \Delta A$$

Donde

ΔU = variación de energía interna del sistema

Q = calor recibido por el sistema

W = trabajo realizado por el sistema

Siendo:

$TdS = dQ_r$ El calor reversible (es decir, que se puede evacuar o recuperar del sistema cuantas veces se quiera, sin requerir un gasto extra de energía en este proceso).

Integrando a T constante:

$$\Delta(TS) = Q_r$$

Por lo tanto, en un proceso reversible, el trabajo realizado por el sistema es el negativo de la variación de su energía de Helmholtz:

$$W_r = -\Delta A$$

De ahí que también reciba el nombre de función trabajo.

La energía libre de Helmholtz es muy importante en mecánica estadística ya que es la magnitud más relacionada con la función de partición Z .

$$A(T, V, N) = -NkT \ln Z(T, V, N)$$

3) Entalpía.

Es una magnitud termodinámica, simbolizada con la letra H mayúscula, cuya variación expresa una medida de la cantidad de energía absorbida o cedida por un sistema termodinámico, es decir, la cantidad de energía que un sistema intercambia con su entorno.

En palabras más concretas, es una función de estado de la termodinámica donde la variación permite expresar la cantidad de calor puesto en juego durante una transformación isobárica, es decir, a presión constante en un sistema termodinámico, teniendo en cuenta que todo objeto conocido se puede entender como un sistema termodinámico.

Se trata de una transformación en el curso de la cual se puede recibir o aportar energía (por ejemplo la utilizada para un trabajo mecánico). En este sentido la entalpía es numéricamente igual al calor intercambiado con el ambiente exterior al sistema en cuestión.

Dentro del Sistema Internacional de Unidades, la entalpía se mide habitualmente en joules que, en principio, se introdujo como unidad de trabajo.

El caso más típico de entalpía es la llamada **entalpía termodinámica**. De ésta, cabe distinguir la **función de Gibbs**, que se corresponde con la **entalpía libre**, mientras que la **entalpía molar** es aquella que representa un mol de la sustancia constituyente del sistema.

a) Entalpía termodinámica.- La **entalpía** (simbolizada generalmente como H , también llamada **contenido de calor**, y calculada en Julios en el sistema internacional de unidades o también en kcal o, si no, dentro del sistema anglo: BTU), es una función de estado extensiva, que se define como la transformada de Legendre de la energía interna con respecto del volumen, y se calcula con la expresión:

$$H = U + PV$$

Siendo la presión del sistema

$$P = - \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_{S, \{N_i\}}$$

4) Energía de Gibbs.

Es un potencial termodinámico, es decir, una función de estado extensiva con unidades de energía, que da la condición de equilibrio y de espontaneidad para una reacción química (a presión y temperatura constantes). Se simboliza con la letra G mayúscula.

El segundo principio de la termodinámica postula que una reacción química espontánea hace que la entropía del universo aumente, $\Delta S_{\text{universo}} > 0$, así mismo $\Delta S_{\text{universo}}$, está en función de

$\Delta S_{\text{sistema}}$ y $\Delta S_{\text{alrededores}}$. Por lo general sólo importa lo que ocurre en el sistema en estudio y; por otro lado el cálculo de $\Delta S_{\text{alrededores}}$ puede ser complicado.

Por esta razón fue necesaria otra función termodinámica, la energía libre de Gibbs, que sirva para calcular si una reacción ocurre de forma espontánea tomando en cuenta solo las variables del sistema.

a) Cálculo de la energía libre.

$$G = H - TS$$

$$\Delta G_{\text{sistema}} = \Delta H_{\text{sistema}} - T \cdot \Delta S_{\text{sistema}}$$

Dónde: H es la entalpía ; T es la temperatura y S es la entropía del sistema. Fue desarrollada en los años 1870 por el físico-matemático estadounidense Williard Gibbs.

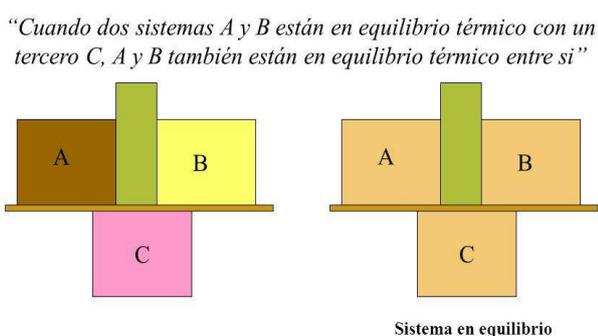
- **Ley cero de la termodinámica.**

La ley cero de la termodinámica establece que si un cuerpo A se encuentra a la misma temperatura que un cuerpo B, y este tiene la misma temperatura que un tercer cuerpo C, entonces, el cuerpo A tendrá la misma temperatura que el cuerpo C. Por lo cual estaremos seguros de que tanto el cuerpo A, como el B y C, estarán los tres, en **equilibrio térmico**. Es decir: los cuerpo A, B y C, tendrán igual temperatura.

➤ **Equilibrio térmico.**

Si dos o más cuerpos se encuentran a diferente temperatura y son puestos en contacto, pasado cierto tiempo, alcanzarán la misma temperatura, por lo que estarán térmicamente equilibrados.

Ley Cero de la Termodinámica



Esta ley de la termodinámica ha sido utilizada en dispositivos como el termómetro para medir temperatura. A pesar de que el termómetro es primitivamente usado desde la época de Galileo, esta ley fue enunciada mucho después, por James Clerk Maxwell, y formulada como una ley posteriormente por Ralph Fowler.

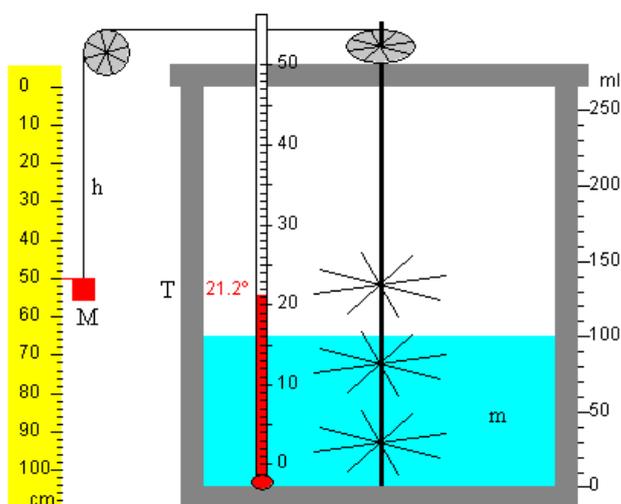
5.5 Equivalente mecánico del calor y Trabajo termodinámico.

En el experimento de Joule se determina el equivalente mecánico del calor, es decir, la relación entre la unidad de energía joule (julio) y la unidad de calor caloría.

Mediante esta experiencia simulada, se pretende poner de manifiesto la gran cantidad de energía que es necesario transformar en calor para elevar apreciablemente la temperatura de un volumen pequeño de agua.

- **Procedimiento del experimento**

Un recipiente aislado térmicamente contiene una cierta cantidad de agua, con un termómetro para medir su temperatura, un eje con unas paletas que se ponen en movimiento por la acción de una pesa, tal como se muestra en la figura.



La versión original del experimento, consta de dos pesas iguales que cuelgan simétricamente del eje.

La pesa, que se mueve con velocidad prácticamente constante, pierde energía potencial. Como consecuencia, el agua agitada por las paletas se calienta debido a la fricción.

Si el bloque de masa M desciende una altura h , la energía potencial

disminuye en Mgh , y ésta es la energía que se utiliza para calentar el agua (se desprecian otras pérdidas).

Joule encontró que la disminución de energía potencial es proporcional al incremento de temperatura del agua. La constante de proporcionalidad (el calor específico de agua) es igual a $4.186 \text{ J}/(\text{g } ^\circ\text{C})$. Por tanto, 4.186 J de energía mecánica aumentan la temperatura de 1g de agua en 1°C . Se define la caloría como 4.186 J sin referencia a la sustancia que se está calentando.

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

En la simulación de la experiencia de Joule, se desprecia el equivalente en agua del calorímetro, del termómetro, del eje y de las paletas, la pérdida de energía por las paredes aislantes del recipiente del calorímetro y otras pérdidas debidas al rozamiento en las poleas, etc.

- Sea M la masa del bloque que cuelga y h su desplazamiento vertical
- m la masa de agua del calorímetro
- T_0 la temperatura inicial del agua y T la temperatura final
- $g=9.8 \text{ m/s}^2$ la aceleración de la gravedad

La conversión de energía mecánica íntegramente en calor se expresa mediante la siguiente ecuación.

$$Mgh=mc(T-T_0)$$

Se despeja el calor específico del agua que estará expresado en J/ (kg K).

$$c = \frac{Mgh}{m(T - T_0)}$$

Como el calor específico del agua es por definición $c=1 \text{ cal/ (g } ^\circ\text{C)}$, obtenemos la equivalencia entre las unidades de calor y de trabajo o energía.

5.6 Primera ley de la Termodinámica

Un sistema termodinámico puede intercambiar energía con su entorno en forma de trabajo y de calor, y acumula energía en forma de energía interna. La relación entre estas tres magnitudes viene dada por el **principio de conservación de la energía**.

Para establecer el principio de conservación de la energía retomamos la ecuación estudiada en la página dedicada al estudio de sistemas de partículas que relaciona el trabajo de las fuerzas externas (W_{ext}) y la variación de energía propia (ΔU):

$$W_{ext} = \Delta U$$

Nombramos igual a la energía propia que a la energía interna porque coinciden, ya que no estamos considerando la traslación del centro de masas del sistema (energía cinética orbital).

Por otra parte, el trabajo de las fuerzas externas es el mismo que el realizado por el gas pero cambiado de signo: si el gas se expande realiza un trabajo (W) positivo, en contra de las fuerzas externas, que realizan un trabajo negativo; y a la inversa en el caso de una compresión. Además, ahora tenemos otra forma de suministrar energía a un sistema que es en forma de calor (Q).

$$W_{ext} + Q = \Delta U \Rightarrow -W + Q = \Delta U$$

Luego la expresión final queda:

$$Q = W + \Delta U$$

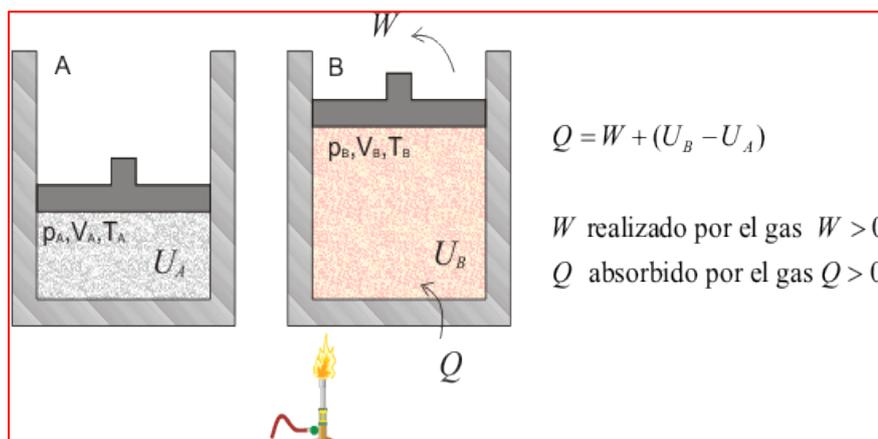
Si el recipiente tuviera paredes fijas, el gas no podría realizar trabajo, por lo que el calor suministrado se invertiría íntegramente en aumentar la energía interna. Si el recipiente estuviera aislado térmicamente del exterior ($Q=0$) el gas al expandirse realizaría un trabajo a costa de su energía interna, y en consecuencia esta última disminuiría (el gas se enfriaría).

- **Forma diferencial del Primer Principio.**

Si el proceso realizado por el gas es reversible, todos los estados intermedios son de equilibrio por lo que las variables termodinámicas están bien definidas en cada instante a lo largo de la transformación. En esta situación podemos escribir el primer principio de la siguiente manera:

Este enunciado del principio de conservación de la energía aplicado a sistemas termodinámicos se conoce como **Primer Principio de la Termodinámica**.

Para aclarar estos conceptos consideremos el siguiente ejemplo: un recipiente provisto de un pistón contiene un gas ideal que se encuentra en un cierto estado A. **Cuando desde el exterior se le suministra calor al gas ($Q>0$) su temperatura aumenta y según la Ley de Joule, su energía interna también ($U_B>U_A$). El gas se expande por lo que realiza un trabajo positivo. El primer principio nos da la relación que deben cumplir estas magnitudes:**



$$\delta Q = \delta W + dU$$

La diferencia de símbolos empleados para designar la diferencial del calor, del trabajo y de la energía interna representa que la energía interna es una función de estado, mientras que el calor y el trabajo dependen de la transformación que describe un sistema.

EJERCICIOS RESUELTOS.

1.- ¿Cuál es el incremento en la energía interna de un sistema si se le suministran 700 calorías de calor y se le aplica un trabajo de 900 Joules?

Vamos a convertir las 700 calorías de calor en Joules. ¿Por qué? Porque el S.I (Sistema Internacional) de medida así lo estandariza.

$$700\text{cal} \left[\frac{4.2\text{J}}{1\text{cal}} \right] = 2940\text{J}$$

Recordar que $\Delta W = -900\text{J}$ porque como dijimos, al sistema se le está aplicando un trabajo. Ahora conforme a la fórmula de la primera ley de la termodinámica, iniciemos a sustituir.

$$\Delta Q = \Delta U + \Delta W$$

Despejando” ΔU “

$$\Delta U = \Delta Q - \Delta W$$

Sustituyendo

$$\Delta U = 2940\text{J} - (-900\text{J}) = 2940 + 900 = 3840\text{J} \text{ (Resp.)}$$

2.- Suponga que un sistema pasa de un estado a otro, intercambiando energía con su vecindad. Calcule la variación de energía interna del sistema en los siguientes casos:

- a) El sistema absorbe 100 cal y realiza un trabajo de 200 J.
- b) El sistema absorbe 100 cal y sobre él se realiza un trabajo de 200 J.
- c) El sistema libera 100 cal de calor a la vecindad (alrededor), y sobre él se realiza un trabajo de 200 J.

a) Para iniciar a resolver este inciso, debemos entender lo que nos pide.

+ El sistema absorbe 100 cal , que convertiremos en Joules.

+ El sistema realiza el trabajo de 200 J.

Convertimos lo que absorbe el sistema:

$$100\text{cal} \left(\frac{4.18\text{J}}{1\text{cal}} \right) = 418\text{J}$$

Ahora esto nos indica que por fórmula tendremos:

$$\Delta U = \Delta Q - \Delta T$$

$\Delta U = 418\text{J} - 200\text{J} = 218\text{J}$ Observamos que la energía interna del sistema aumenta considerablemente a 218 J.

b) Para este caso analizamos de la siguiente manera el inciso.

+ El sistema absorbe 100 cal

– El trabajo fue realizado sobre el sistema 200J

Por fórmula tenemos:

$$\Delta U = 418\text{J} - (-200\text{J}) = 618\text{J}$$

Por lo que ahora, tenemos 618 Joules, y observamos un gran incremento de la energía interna. Y finalmente el último inciso.

c) En este caso el sistema hace las dos versiones distintas al inciso a), pues aquí tenemos el siguiente análisis.

– El sistema libera 100 cal [Se convierte a Joules]

– Se le aplica un trabajo sobre el sistema de 200 J. Por fórmula tendríamos algo así:

$$\Delta U = -418\text{J} - (-200\text{J}) = -418\text{J} + 200\text{J} = -218\text{J}$$

Vemos que la energía del sistema disminuye considerablemente, y esto es lógico puesto que nada más recibió 200 J de energía y a su vez estaba liberando 418 Joules.

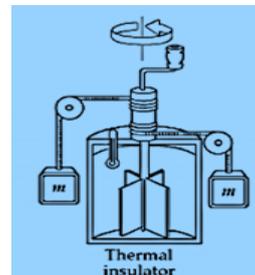
Desarrolla los siguientes ejercicios sobre la primera ley de la Termodinámica.

Actividad de clase Nº 1

(Parte A)

- 1) Un gas se comprime a una presión constante de 0.8 atm de 9 L a 2 L. En el proceso, 400 J de energía salen del gas por calor. (a) ¿Cuál es el trabajo realizado sobre el gas? (b) ¿Cuál el cambio en su energía interna? Resp a) 567 J b) 167 J.

- 2) Un sistema termodinámico experimenta un proceso en el que energía interna disminuye en 500J. Al mismo tiempo, 220 J de trabajo se realizan sobre el sistema. Encuentre la energía transferida hacia o desde él por calor. a) -720 J. Resp
- 3) Considere el aparato de joule descrito en la figura 1. La masa de cada uno de los dos bloques es de 1.5 kg, y el tanque aislado se llena con 200 g de agua. ¿Cuál es el aumento de la temperatura del agua después que los bloques caen una distancia de 3 m? Resp: $0,105$ °C
- 4) La temperatura de una barra de plata sube 10°C cuando absorbe 1.23 kJ de energía por calor. La masa de la barra es de 525 g. Determine el calor específico de la plata. Resp: $0,234$ kJ/kg °C
- 5) Una muestra de 50 gr de cobre está a 25°C . Si 200 j de energía se le agregan por calor, ¿cuál es la temperatura final del cobre? Resp: 87 °C
- 6) Una herradura de hierro de 1.5 kg inicialmente a 600°C se deja caer en una cubeta que contiene 20 kg de agua a 25°C . ¿Cuál es la temperatura final? (Pase por alto la capacidad calorífica del recipiente, y suponga que la insignificante cantidad de agua se hierve.) Resp: $29,6$ °C
- 7) Una moneda de cobre de 3 gr. a 25°C se deja caer 50 m al suelo. (a) Suponiendo que 60 % del cambio en energía potencial del sistema formado por el centavo y nuestro planeta se va a 4 aumentar la energía interna del centavo, determine su temperatura final. (b) ¿Qué pasaría si? ¿Este resultado depende de la masa del centavo? Explique. Resp: a) $25,8$ °C b) No



Unidad 6

TERMOFÍSICA

6.1 Introducción

6.2 Energía Interna, Energía Externa y Energía en Tránsito

6.3 Estudio de la Entalpía y sus diferentes manifestaciones

6.4 Capacidad calorífica de sólidos, líquidos y gases

6.5 Calores latentes de fusión, transición y vaporización



6.1 Introducción

6.1.1 Calores latentes de fusión, transición y vaporización

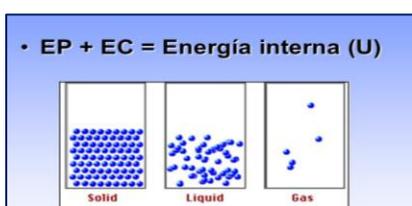


El Sol emite rayos denominados **radiaciones**, que llegan a todos los planetas del **Sistema Solar**. Los planetas más cercanos al Sol reciben muchas radiaciones, es decir, mucha **energía**, tanta que podría quemar la superficie del planeta.

La Tierra es el tercer planeta del Sistema Solar. Por eso, recibe mucha energía, pero con una distribución desigual por su superficie. Rodeando a la Geosfera, se encuentra la **Atmósfera**, que **filtra** las radiaciones dejando que lleguen a la superficie las menos dañinas. La Atmósfera, junto con la **Hidrosfera**, reparte la energía aportada por las radiaciones. Quitar energía de las zonas donde llega con más abundancia y la reparten a los lugares donde llega menos. Así **se regula** la temperatura de La Tierra, con lo que se ha conseguido la aparición y el desarrollo de la **Vida**.

6.2 Energía Interna, Energía Externa y Energía en Tránsito

La energía interna.



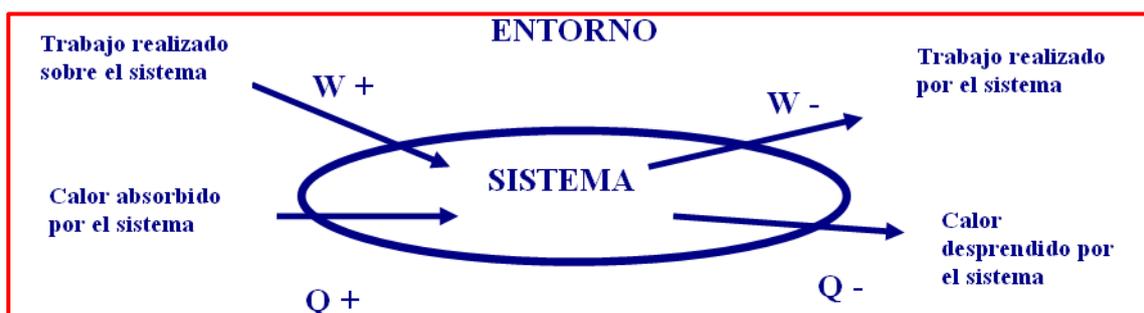
La energía interna se define como la energía asociada con el movimiento aleatorio y desordenado de las moléculas de un cuerpo, se estima como la suma de la energía de todas las partículas que componen el cuerpo. Entre otras energías, las partículas que componen los cuerpos tienen masa y velocidad, por lo tanto, tienen energía cinética interna. También tienen fuerzas de atracción entre ellas, por lo que tienen energía potencial interna.

La energía interna es muy difícil de calcular ya que son muchas las partículas que componen un cuerpo y tienen muchos tipos diferentes de energía. Lo que se suele hacer es calcular la variación de energía interna.

La **energía interna** es la suma de las energías de todas las partículas de un cuerpo y se simboliza con la letra mayúscula U.

- Si pensamos en constituyentes atómicos o moleculares, será el resultado de la suma de la energía cinética de las moléculas o átomos que constituyen el sistema (de sus energías de traslación, rotación y vibración) y de la energía potencial intermolecular (debida a las fuerzas intermoleculares) e intramolecular de la energía de enlace.
- En un gas ideal monoatómico bastará con considerar la energía cinética de traslación de sus átomos.
- En un gas ideal poliatómico, deberemos considerar además la energía vibracional y rotacional de las mismas.
- En un líquido o sólido deberemos añadir la energía potencial que representa las interacciones moleculares. La energía interna total de una sustancia se desconoce, pero puede determinarse con seguridad la cantidad relativa a una temperatura y estado elegidos. Para estudios científicos se emplean como referencias el estado cristalino y el estado gaseoso hipotético a temperatura del cero absoluto, mientras que los cálculos de ingeniería están basados en una gran variedad de condiciones de referencia elegidas arbitrariamente.
- **Desde el punto de vista de la termodinámica**, en un sistema cerrado (o sea, de paredes impermeables), la variación total de energía interna es igual a la suma de las cantidades de energía comunicadas al sistema en forma de calor y de trabajo:

$$\Delta U = Q - W$$



(En termodinámica se considera el trabajo negativo cuando este entra en el sistema termodinámico, positivo cuando sale).

Aunque el calor transmitido depende del proceso en cuestión, la variación de energía interna es independiente del proceso, sólo depende del estado inicial y final, por lo que se dice que es una función de estado. Del mismo modo dU es una diferencial exacta, a diferencia de δQ que depende del proceso.

El segundo principio de la termodinámica, que afirma que todo estado de equilibrio es un estado de entropía máxima, se convierte en el principio de mínima energía en la representación energética del sistema.

$$dH = TdS - PdV$$

Ese principio se traslada a la representación entálpica invariable: el sistema alcanzará el estado de equilibrio cuando, para una presión dada, los parámetros termodinámicos varíen de tal forma que la entalpía del sistema sea la mínima posible. De donde como

Se tiene

$$dH = TdS$$

La Energía Externa

La energía externa de un cuerpo depende de su posición y movimiento, referido a la Tierra. Esta incluye su energía potencial externa debida a su posición, expresada en relación a un plano de referencia arbitrario y es igual a Z por unidad de masa, donde Z es la altura de su centro de gravedad por encima del punto de referencia.



También incluye su energía cinética externa que es igual a $\frac{1}{2} m u^2$, donde u es su velocidad lineal. Cuando se expresa en pies-libras, la energía cinética de una corriente de un fluido por libra-masa es donde u es la velocidad media de la corriente en pies por segundo y g_c es la constante de la ecuación fundamental de la dinámica, igual a 32,17 pies por segundo al cuadrado. Incluye igualmente la energía superficial del cuerpo designada como E_o , por unidad de masa.

La energía superficial es despreciable por su cuantía, pero es de importante consideración cuando, hay que tener en cuenta superficies muy grandes, como en la formación de rocíos y emulsiones. En corrientes de fluidos que se mueven bajo la limitación de la presión, la energía externa incluye la energía de flujo de la corriente y es igual a pV por unidad de masa, donde p es la presión que se opone, al fluido y V su volumen específico.

Energía en tránsito; calor y trabajo. Repasando las diversas formas de energía previamente mencionadas, hay que notar que algunas pueden ser almacenadas, sin cambiar en su forma.

Así, la energía potencial de un peso levantado o la energía cinética de un volante en rotación, se almacena como tal hasta que puede convertirse por alguna transformación en parte al menos, en otras formas.

El calor representa la energía en tránsito bajo la influencia de una diferencia de temperatura. Cuando fluye calor de una barra de metal caliente a una fría, la energía interna almacenada en la barra fría se incrementa a expensas de la de la barra caliente, y la cantidad de energía calorífica en tránsito puede expresarse en función de la variación en la energía interna de la fuente o del receptor.

Por la influencia de un gradiente de temperatura el calor fluye también por convección y mezclando fluidos caliente y fríos y por emisión de energía radiante de un cuerpo más "caliente a otro más frío sin ayuda de ningún soporte intermedio. Es inexacto hablar de almacenamiento de calor. La energía almacenada dentro de un cuerpo es energía interna, y cuando el calor fluye dentro del cuerpo se convierte en energía interna y se almacena como tal.

Otra forma de energía en tránsito de interés primordial es el trabajo, que se define como la energía que se transfiere por la acción de una fuerza mecánica en movimiento venciendo una resistencia a lo largo de una distancia. Es evidente que el trabajo no puede ser almacenado como tal, sino que es una manifestación de la transformación de una forma de energía en otra. Así, cuando un montacargas movido por un motor de gasolina se utiliza para levantar un peso, la energía interna de la gasolina se transforma en parte en energía potencial del peso levantado, y el trabajo realizado es la energía transferida de un estado a otro.

- **Unidades de Energía.**

El concepto básico de que el trabajo mecánico es igual a la fuerza por la distancia a lo largo de la cual actúa la fuerza, nos lleva a las definiciones de las unidades de energía mecánica. Las unidades más comunes son las siguientes:

(1) El *ergio* es la cantidad de trabajo realizado (energía gastada) cuando una fuerza de una dina actúa a lo largo de una distancia de un centímetro.

(2) El *julio* o "*joule*". Puesto que un ergio es una unidad pequeña, y, por lo tanto, poco conveniente, se utiliza más comúnmente el julio, que es igual a 10^7 ergios."

(3) El *newton-metro* es el trabajo realizado cuando una fuerza de un newton actúa a lo largo de un metro. $1 \text{ newton-metro} = 1 \text{ julio (joule)}$

(4) El *pie-libra* de energía mecánica se desarrolla cuando una fuerza de una libra actúa una distancia de un pie.

(5) El *pie-poundal*. Esta unidad de energía está basada en el poundal como unidad de fuerza, y que se define como la fuerza necesaria, para comunicar una aceleración de un pie por segundo en cada segundo a un cuerpo que tiene una masa de una libra.

Por consiguiente, un pie-poundal-es el trabajo realizado cuando una fuerza de un poundal actúa a lo largo de una distancia de un pie. El pie-poundal es 32,174 veces menor que el pie-libra.

En la mayoría de los cálculos técnicos es más conveniente expresar la energía mecánica en pie-libras que en pie-poundal.

Las unidades corrientes de energía en el campo de la ingeniería eléctrica son el vatio-segundo y el kilovatio-hora. Estas unidades de energía están consideradas de ordinario como esencialmente eléctricas en su naturaleza, pero son, en realidad, unidades de energía mecánica.

El vatio-segundo, por ejemplo, se define como igual a $1 \text{ julio} = 10^7 \text{ ergios} = 10^7 \text{ dina. cm.}$

Además, era sobradamente conocido que la capacidad calorífica del agua varía con la temperatura, y, por consiguiente, en las definiciones de las unidades de energía térmica estaba incluida una especificación de- la temperatura. Las unidades de energía térmica no guardan ninguna relación que se derive de las unidades de energía mecánica, y fue, por tanto, necesario determinar, experimentalmente, el "equivalente mecánico del calor", que relaciona las dos series de unidades independientes.

Las unidades comunes de energía térmica tal y como primeramente se definieron son las siguientes:

(1) La *caloría-gramo*; la energía necesaria para calentar un gramo de agua en un intervalo de temperatura de un grado centígrado. A causa de la variable capacidad calorífica del agua fue costumbre o especificar la temperatura del agua o tomar un valor medio de un intervalo determinado de temperatura.

La *caloría-gramo a 15 grados* fue definida como la energía necesaria para calentar un gramo de agua de $\pm 4,50$ a $15,50$ grados centígrados, a la presión de una atmósfera. La *caloría-gramo media* fue definida como la centésima parte de la energía necesaria para calentar un gramo de agua de 0 a 100 grados centígrados a una presión de una atmósfera.

(2) La *caloría-kilo gramo o kilo caloría*. Debido a que la *caloría-gramo* es una unidad demasiado pequeña, es más conveniente de ordinario utilizar una unidad 1 000 veces- mayor, la kilocaloría. La kilocaloría a 15 grados y la kilo- caloría media se definieron en principio de manera similar a como fueron definidas las correspondientes calorías-gramo, excepto que en la definición se consideraba un kilogramo de agua.

(3) La *British thermal unit (Btu)* o unidad térmica inglesa: la energía necesaria para calentar una libra de agua un intervalo de temperatura de un grado Fahrenheit. Debido a la variable capacidad calorífica del agua, fue necesario con esta unidad, igual que con la *caloría-gramo*, o especificar la temperatura del agua o utilizar un valor medio. La Btu a 60 grados y la Btu media entre 32 y 212 grados Fahrenheit fueron las empleadas corrientemente. En ambos casos, se incluyó en la definición una presión constante de una atmósfera.

(4) La *unidad de calor centígrada* (Cal-lb), también conocida como caloría-libra: la energía necesaria para calentar una libra de agua un intervalo de temperatura de un grado centígrado. Al igual que con la caloría-gramo, la kilocaloría y la Btu, la variable capacidad calorífica del agua hizo necesario emplear la unidad de calor centígrada a 15 grados o la unidad de calor centígrada media (entre 0 y 100° C). Como en las otras unidades, en la definición de la unidad estaba incluida una presión constante de una atmósfera.

6.3 Estudio de la Entalpía y sus diferentes manifestaciones.

La entalpía es una magnitud termodinámica, simbolizada con la letra H mayúscula, cuya variación expresa una medida de la cantidad de energía absorbida o cedida por un sistema termodinámico, es decir, es la cantidad de energía de un sistema termodinámico que éste puede intercambiar con su entorno.

Por ejemplo, en una reacción química a presión constante, el cambio de entalpía del sistema es el calor absorbido o desprendido en la reacción.

En un cambio de fase, por ejemplo, de líquido a gas, el cambio de entalpía del sistema es el calor latente, en este caso el de vaporización.

En un simple cambio de temperatura, el cambio de entalpía por cada grado de variación corresponde a la capacidad calorífica del sistema a presión constante.

El término de entalpía fue acuñado por el físico alemán Rudolf J.E. Clausius en 1850. Matemáticamente, la entalpía H es igual a $U + pV$, donde U es la energía interna, p es la presión y V es el volumen. H se mide en julios (Joule).

$$H = U + pV$$

Cuando un sistema pasa desde unas condiciones iniciales hasta otras finales, se mide el cambio de entalpía (ΔH).

$$\Delta H = H - H_0$$

La entalpía recibe diferentes denominaciones según el proceso, así: Entalpía de reacción, entalpía de formación, entalpía de combustión, entalpía de disolución, entalpía de enlace, etc.; siendo las más importantes:

➤ **Entalpía de reacción:**

Es el calor absorbido o desprendido durante una reacción química, a presión constante.

➤ **Entalpía de formación:**

La **entalpía de formación** (ΔH_f^0) de un compuesto químico es la variación de entalpía de la reacción de formación de dicho compuesto a partir de las especies elementales que lo componen, en su forma más abundante. Por ejemplo, la entalpía de

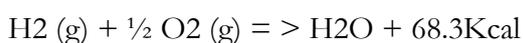
formación del agua, formada por hidrógeno y oxígeno, sería equivalente a la entalpía de reacción de hidrógeno y oxígeno diatómico.

Así, la entalpía de formación de un compuesto es la energía necesaria para formar un mol de dicho compuesto a partir sus elementos, medida, normalmente, en unas condiciones de referencia estándar, 1 atm de presión y una temperatura de 298 K (25 °C).

Esta entalpía es negativa cuando se trata de una reacción exotérmica, que desprende calor, mientras que es positiva cuando es endotérmica, y resulta nula para los compuestos que se pueden encontrar en la naturaleza.

También se dice que es el calor necesario para formar un mol de una sustancia, a presión constante y a partir de los elementos que la constituyen.

Ejemplo:

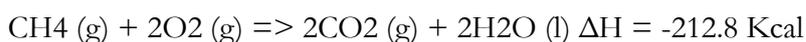


Cuando se forma una mol de agua (18 g) a partir de hidrógeno y oxígeno se producen 68.3 Kcal, lo que se denomina entalpía de formación del agua.

➤ **Entalpía de combustión:**

Es el calor liberado, a presión constante, cuando se quema un mol de sustancia.

Ejemplo:



Lo que significa que cuando se queman 16 g de metano se desprenden 212.8 Kcal.

Estas entalpías se determinan normalmente a 25°C y 1 atm. Para determinar la entalpía estándar de formación de las sustancias, se deben tener en cuenta las siguientes consideraciones:

1. La entalpía estándar de formación de los elementos puros, libres y tal como se encuentran en su estado natural es cero.

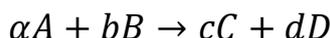
Por ejemplo:

$\text{H}_2 (\text{g})$, $\text{O}_2 (\text{g})$, $\text{N}_2 (\text{g})$, $\text{Cl}_2 (\text{g})$, $\text{Na} (\text{s})$, etc., tienen $\Delta H_f^{25^\circ} = 0$, donde $\Delta H_f^{25^\circ}$ es la entalpía estándar de formación.

2. El carbono se presenta a 25°C 1 atm de presión y en el estado sólido, de varias formas: diamante, grafito, antracita, hulla, coke, etc, pero su estado estándar se define para el grafito, o sea $\Delta H_f^{25^\circ}$ del grafito es igual a cero.

3. El azufre se presenta en dos estados alotrópicos, el rómbico y el monocíclico; su entalpía estándar se define para el rómbico o sea $\Delta H_f^{25^\circ}$ del rómbico es igual a cero.

➤ **Entalpía estándar** de una ecuación general:



Se calcula restando las entalpías estándares de formación de los reactivos de las entalpías estándares de formación de los productos, como se ilustra en la siguiente ecuación:

$$\Delta H_r = c(\Delta H_f^\circ C) + d(\Delta H_f^\circ D) - a(\Delta H_f^\circ A) - b(\Delta H_f^\circ B)$$

➤ **Entalpía termodinámica:**

La **entalpía** (simbolizada generalmente como H , también llamada **contenido de calor**, y calculada en Julios en el sistema internacional de unidades o también en kcal o, si no, dentro del sistema anglo: BTU), es una función de estado extensiva, que se define como la transformada de Legendre de la energía interna con respecto del volumen.

Por lo tanto, se define la Entalpía como: $H = U + pV$

➤ **Entalpía Química:**

Para una reacción exotérmica a presión constante, la variación de entalpía del sistema es igual a la energía liberada en la reacción, incluyendo la energía conservada por el sistema y la que se pierde a través de la expansión contra el entorno (es decir que cuando la reacción es exotérmica la variación de entalpía del sistema es negativa). Análogamente, para una reacción endotérmica, la variación de entalpía del sistema es igual a la energía absorbida durante la reacción, incluyendo la energía perdida por el sistema y la ganada a través de la expansión contra el entorno (en las reacciones endotérmicas el cambio de entalpía es positivo para el sistema, porque gana calor).

La entalpía total de un sistema no puede ser medida directamente; la *variación de entalpía* de un sistema sí puede ser medida en cambio.

La variación de entalpía se define mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

- ΔH es la variación de entalpía.
- H_{final} es la entalpía final del sistema. En una reacción química, H_{final} es la entalpía de los productos.
- H_{inicial} es la entalpía inicial del sistema. En una reacción química, H_{inicial} es la entalpía de los reactivos.

La mayor utilidad de la entalpía se obtiene para analizar reacciones que incrementan el volumen del sistema cuando la presión se mantiene constante por contacto con el entorno, provocando que se realice un trabajo mecánico sobre el entorno y una pérdida de energía. E inversamente en reacciones que causan una reducción en el volumen debido a que el entorno

realiza un trabajo sobre el sistema y se produce un incremento en la energía interna del sistema.

La entalpía de reacción es la energía asociada a una reacción, y viene dada por la suma de las entalpías de formación de los productos menos la de los reactivos según sus coeficientes estequiométricos (n), siendo las entalpías de formación de los elementos en su estado natural iguales a cero.

$$\Delta H_R = \sum n_P \Delta H_{fP} - \sum n_R \Delta H_{fR}$$

➤ **Entalpía estándar o normal:**

La **variación de la entalpía estándar** (denotada como H^0 u H^\ominus) es la variación de entalpía que ocurre en un sistema cuando una unidad equivalente de materia se transforma mediante una reacción química bajo condiciones normales. Sus unidades son los kJ/mol en el sistema internacional.

Una **variación de la entalpía estándar de una reacción** común es la variación de la entalpía estándar de formación, que ha sido determinada para una gran cantidad de sustancias. La variación de entalpía de cualquier reacción bajo cualesquiera condiciones se puede computar, obteniéndose la variación de entalpía de formación de todos los reactivos y productos.

Otras reacciones con variaciones de entalpía estándar son la combustión (variación de la entalpía estándar de combustión) y la neutralización (variación de la entalpía estándar de neutralización).

6.4 Capacidad calorífica de sólidos y gases.

La capacidad calorífica o capacidad térmica de un cuerpo es el cociente entre la cantidad de energía calorífica transferida a un cuerpo o sistema en un proceso cualquiera y el cambio de temperatura que experimenta.

En una forma más rigurosa, es la energía necesaria para aumentar la temperatura de una determinada sustancia en una unidad de temperatura. Indica la mayor o menor dificultad que presenta dicho cuerpo para experimentar cambios de temperatura bajo el suministro de calor.

Es una propiedad extensiva, ya que su magnitud depende, no solo de la sustancia, sino también de la cantidad de materia del cuerpo o sistema; por ello, es característica de un cuerpo o sistema particular. Por ejemplo, la capacidad calorífica del agua de una piscina olímpica será mayor que la de un vaso de agua. En general, la capacidad calorífica depende además de la temperatura y de la presión.

La capacidad calorífica (capacidad térmica) no debe ser confundida con la capacidad calorífica específica (capacidad térmica específica) o calor específico, el cual es la

propiedad intensiva que se refiere a la capacidad de un cuerpo para almacenar calor , y es el cociente entre la capacidad calorífica y la masa del objeto.

El calor específico es una propiedad característica de las sustancias y depende de las mismas variables que la capacidad calorífica.

Para el cálculo de las variaciones de energía, necesarias en la realización de balances en operaciones unitarias y procesos unitarios requiere de un método que sea fácil y general. Esto se consigue con el uso de una propiedad termodinámica conocida como capacidad calorífica, estudiaremos a esta propiedad para encontrar la forma de como expresarla y calcularla.

➤ Medida de la capacidad calorífica.

Para medir la capacidad calorífica bajo unas determinadas condiciones es necesario comparar el calor absorbido por una sustancia (o un sistema) con el incremento de temperatura resultante. La capacidad calorífica viene dada por:

$$C = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{Q}{\Delta T}$$

Donde:

- C = es la capacidad calorífica, que en general será función de las variables de estado.
- Q = es el calor absorbido por el sistema.
- ΔT = la variación de temperatura

Se mide en unidades del SI julios por kelvin (J/K) (o también en cal/°C).

La capacidad calorífica (C) de un sistema físico depende de la cantidad de sustancia o masa de dicho sistema. Para un sistema formado por una sola sustancia homogénea se define además el calor específico o capacidad calorífica específica (c) a partir de la relación:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = c \cdot m$$

Donde:

- C = es la capacidad calorífica del cuerpo o sistema
- c = es el calor específico o capacidad calorífica específica
- m = la masa de sustancia considerada

De las anteriores relaciones es fácil inferir que al aumentar la masa de una sustancia, se aumenta su capacidad calorífica ya que aumenta la inercia térmica, y con ello aumenta la dificultad de la sustancia para variar su temperatura. Un ejemplo de esto se puede apreciar en las ciudades costeras donde el mar actúa como un gran termostato regulando las variaciones de temperatura.

➤ **Capacidades caloríficas de sólidos y gases.**

La capacidad calorífica de los sólidos y gases depende, de acuerdo con el teorema de equipartición de la energía, del número de grados de libertad que tiene una molécula, como se explicará a continuación.

➤ **Sólidos cristalinos**

Es un hecho experimental conocido que los sólidos cristalinos no metálicos a temperatura ambiente tienen una capacidad calorífica c_v más o menos constante e igual a $3R$ (mientras que la capacidad calorífica a presión constante sigue aumentada). Esta constatación empírica lleva el nombre de Regla de Dulong y Petit, aunque la regla de Dulong y Petit encaja con las predicciones del teorema de equipartición, a bajas temperaturas esta regla falla estrepitosamente.

De hecho, para sólidos y líquidos a bajas temperaturas, y en algunos casos a temperatura ambiente, la expresión dada por el teorema de equipartición de la energía da aún peores resultados que para los gases poliatómicos complicados. Así es necesario abandonar la mecánica estadística clásica y estudiar el problema desde el punto de vista cuántico.

Einstein fue el primero que propuso una teoría que predecía razonablemente la evolución de la capacidad calorífica de los sólidos en un rango amplio de temperaturas, que era cualitativamente correcta. Más tarde Debye propuso una mejora que hacía a la teoría cuantitativamente correcta, y ulteriormente esta teoría fue mejorada por Blackman y otros.

La teoría de Einstein predice que la capacidad calorífica molar de un sólido debe variar de acuerdo con la expresión:

$$\frac{c_v}{3R} = \left(\frac{\theta_E}{T} \right)^2 \frac{e^{\frac{\theta_E}{T}}}{(e^{\frac{\theta_E}{T}} - 1)^2}$$

Dónde:

θ_E es un parámetro propio de cada sólido llamado temperatura característica de Einstein del sólido. Esta ecuación predecía el comportamiento correcto a altas temperaturas:

$$\lim_{T \rightarrow \infty} \frac{c_v}{3R} \rightarrow 1$$

La corrección de Debye tenía en cuenta además de los efectos cuánticos que la distribución de frecuencias de los diversos modos de vibración (Einstein había supuesto para simplificar que todas las moléculas estaban vibrando alrededor de la misma frecuencia fundamental) con esa innovación, Debye llegó a la expresión algo más complicada:

$$\frac{c_v}{3R} = \int_0^{\frac{\theta_D}{T}} \frac{x^4 e^x}{(e^x - 1)^2} dx$$

Esta expresión coincide con la de Einstein y la regla de Dulong y Petit a altas temperaturas y a bajas temperatura explica el comportamiento proporcional T^3 observado:

$$\lim_{T \rightarrow 0} \frac{c_v}{3R} \approx \frac{4\pi^4}{5} \left(\frac{T}{\theta_D} \right)^3$$

Esta última expresión se llama ley T^3 de Debye.

- **Gas monoatómico**

Un gas monoatómico, como por ejemplo lo son los gases nobles, tiene moléculas formadas por un sólo átomo. Eso hace que la energía de rotación, al ser la molécula casi puntual, pueda despreciarse. Así en los gases monoatómicos la energía total está prácticamente toda en forma de energía cinética de traslación. Como el espacio es tridimensional y existen tres grados de libertad de traslación eso conduce de acuerdo con el teorema de equipartición a que la energía interna total U de un gas ideal monoatómico y su capacidad calorífica C_V vengan dadas por:

$$U = \frac{3}{2}NkT = \frac{3}{2}nRT \quad C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{3}{2}Nk = \frac{3}{2}nR$$

Donde:

T = temperatura absoluta,

N = número de moléculas de gas dentro del sistema que estudiamos,

n = Nº de moles,

K = constante de Boltzmann y,

R = constante universal de los gases ideales.

Así el calor específico molar de un gas ideal monoatómico es simplemente $c_v = 3R/2$ o $c_p = 5R/2$. Los gases monoatómicos reales también cumplen las anteriores igualdades, aunque de modo aproximado.

- **Gas diatómico**

En un gas diatómico la energía total puede encontrarse en forma de energía cinética de traslación y también en forma de energía cinética de rotación, eso hace que los gases diatómicos puedan almacenar más energía a una temperatura dada. A temperatura próxima a la temperatura ambiente la energía interna y la capacidad caloríficas vienen dadas por:

$$U = \frac{5}{2}NkT = \frac{5}{2}nRT \quad C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{5}{2}Nk = \frac{5}{2}nR$$

- **Gases poliatómicos**

El teorema de equipartición para gases poliatómicos sugiere que los gases poliatómicos que tienen enlaces "blandos" o flexibles y que vibran con facilidad con q frecuencias, deberían tener una capacidad calorífica molar dada por:

$$C_v = \left(\frac{3}{2} + \frac{r}{2} + q \right) R$$

Donde:

r mide los grados de libertad rotacionales ($r = 1$ para moléculas lineales, $r = 2$ para moléculas planas y $r = 3$ para moléculas tridimensionales).

Sin embargo, estas predicciones no se cumplen a temperatura ambiente.

La capacidad calorífica molar aumenta moderadamente a medida que aumenta la temperatura. Eso se debe a efectos cuánticos que hacen que los modos de vibración estén cuantizados y sólo estén accesibles a medida que aumenta la temperatura, y la expresión (*) sólo puede ser un límite a muy altas temperaturas.

Sin embargo, antes de llegar a temperaturas donde esa expresión sea un límite razonable muchas moléculas se rompen por efecto de la temperatura, no llegando nunca al anterior límite. Un tratamiento riguroso de la capacidad calorífica requiere por tanto el uso de la mecánica cuántica, en particular de la mecánica estadística de tipo cuántico

➤ Calor específico y capacidad calorífica de algunos materiales (tabla Nº 2)

Material	Calor específico kcal/kg °C	Densidad kg/m ³	Capacidad calorífica volumétrica kcal/m ³ °C
Agua	1	1000	1000
Acero	0,12	7850	950
Tierra seca	0,44	1500	660
Granito	0,19	2645	529
Madera de roble	0,57	750	430
Ladrillo	0,20	2000	400
Madera de pino	0,6	640	384
Piedra arenisca	0,17	2200	374
Piedra caliza	0,22	2847	484
Hormigón	0,16	2300	350
Mortero de yeso	0,2	1440	288
Tejido de lana	0,32	111	35
Poliestireno expandido	0,4	25	10
Poliuretano expandido	0,38	24	9
Fibra de vidrio	0,19	15	2,8
Aire	0,24	1,2	0,29

Fuente: https://es.wikipedia.org/wiki/Capacidad_calor%C3%ADfica

➤ **Capacidades Caloríficas Molares, Gases (tabla Nº3)**

Datos a 15°C y 1 atmósfera.

Gas	Capacidad calorífica a volumen constante	
	cv(J/K)	cv/R
Ar	12,5	1,50
He	12,5	1,50
CO	20,7	2,49
H2	20,4	2,45
HCl	21,4	2,57
N2	20,6	2,49
NO	20,9	2,51
O2	21,1	2,54
Cl2	24,8	2,98
CO2	28,2	3,40
CS2	40,9	4,92
H2S	25,4	3,06
N2O	28,5	3,42
SO2	31,3	3,76

Fuente: <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/tables/heatcap.html>

6.5 Calores latentes de fusión, transición y vaporización

Normalmente, una sustancia experimenta un cambio de temperatura cuando absorbe o cede calor al ambiente que le rodea. Sin embargo, cuando una sustancia cambia de fase absorbe o cede calor sin que se produzca un cambio de su temperatura. El calor Q que es necesario aportar para que una masa m de cierta sustancia cambie de fase es igual a

$$Q = mL$$

Donde:

Por ejemplo, para que el agua cambie de sólido (hielo) a líquido, a 0°C se necesitan $334 \cdot 10^3$ J/kg. Para que cambie de líquido a vapor a 100 °C se precisan $2260 \cdot 10^3$ J/kg.

En la siguiente tabla Nº 4, se proporcionan los datos referentes a los cambios de estado de algunas sustancias.

Sustancia	T fusión °C	$L_f \cdot 10^3$ (J/kg)	T ebullición °C	$L_v \cdot 10^3$ (J/kg)
Hielo (agua)	0	334	100	2260
Alcohol etílico	-114	105	78.3	846
Acetona	-94.3	96	56.2	524
Benceno	5.5	127	80.2	396
Aluminio	658.7	322-394	2300	9220
Estaño	231.9	59	2270	3020
Hierro	1530	293	3050	6300
Cobre	1083	214	2360	5410
Mercurio	-38.9	11.73	356.7	285
Plomo	327.3	22.5	1750	880
Potasio	64	60.8	760	2080
Sodio	98	113	883	4220

Fuente: Koshkin N. I., Shirkévich M. G... Manual de Física elemental, Edt. Mir (1975) págs. 74-75.

Los cambios de estado se pueden explicar de forma cualitativa del siguiente modo:

En un sólido los átomos y moléculas ocupan las posiciones fijas de los nudos de una red cristalina. Un sólido tiene en ausencia de fuerzas externas un volumen fijo y una forma determinada.

Los átomos y moléculas vibran, alrededor de sus posiciones de equilibrio estable, cada vez con mayor amplitud a medida que se incrementa la temperatura. Llega un momento en el que vencen a las fuerzas de atracción que mantienen a los átomos en sus posiciones fijas y el sólido se convierte en líquido. Los átomos y moléculas siguen unidos por las fuerzas de atracción, pero pueden moverse unos respecto de los otros, lo que hace que los líquidos se adapten al recipiente que los contiene, pero mantengan un volumen constante.

Cuando se incrementa aún más la temperatura, se vencen las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos y moléculas en el líquido. Las moléculas están alejadas unas de las otras, se pueden mover por todo el recipiente que las contiene y solamente interaccionan cuando están muy próximas entre sí, en el momento en el que chocan. Un gas adopta la forma del recipiente que lo contiene y tiende a ocupar todo el volumen disponible.

Un ejemplo clásico en el que se utilizan los conceptos de calor específico y calor latente es el siguiente:

Determinar el calor que hay que suministrar para convertir 1g de hielo a -20 °C en vapor a 100 °C. Los datos son los siguientes:

1. Calor específico del hielo $c_i=2090$ J/ (kg K)
2. Calor de fusión del hielo $L_f=334 \cdot 10^3$ J/kg
3. Calor específico del agua $c=4180$ J/ (kg K)
4. Calor de vaporización del agua $L_v=2260 \cdot 10^3$ J/kg

Etapas:

1. Se eleva la temperatura de 1g de hielo de -20 °C (253 K) a 0 °C (273 K)

$$Q_1 = 0.001 \cdot 2090 \cdot (273 - 253) = 41.8 \text{ J}$$

2. Se funde el hielo

$$Q_2 = 0.001 \cdot 334 \cdot 10^3 = 334 \text{ J}$$

3. Se eleva la temperatura del agua de 0°C (273 K) a 100°C (373 K)

$$Q_3 = 0.001 \cdot 4180 \cdot (373 - 273) = 418 \text{ J}$$

4. Se convierte 1 g de agua a 100°C en vapor a la misma temperatura

$$Q_4 = 0.001 \cdot 2260 \cdot 10^3 = 2260 \text{ J}$$

El calor total $Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 = 3053.8 \text{ J}$.

Si disponemos de una fuente de calor que suministra una energía a razón constante de Q en J/s podemos calcular la duración de cada una de las etapas.

Actividad de clase Nº 1

Desarrolle los siguientes ejercicios

1.-Para determinar el calor específico de un metal, se introducen 50 g del mismo a 15°C en un calorímetro junto con 100 cm^3 de agua a 90°C . El equilibrio se alcanza a 70°C . Por otra parte, se ha efectuado una prueba previa para determinar la capacidad calorífica del calorímetro, introduciendo en él 100 cm^3 de agua a 90°C siendo la temperatura del calorímetro 60°C , alcanzándose el equilibrio a 85°C . a) ¿Cuál es la capacidad calorífica del calorímetro? b) Hallar el calor específico del metal. Resp: a) $K = 20 \text{ cal}/^\circ \text{C g}$; b) $c_m = 0.873 \text{ cal}/^\circ \text{C g}$

2.-Cuando hierve agua a 2 atm, el calor de vaporización es $2,2 \cdot 10^6 \text{ J/kg}$, y el punto de ebullición 120°C . A esa presión, 1 kg de vapor ocupa un volumen de $0,824 \text{ m}^3$, mientras que 1 kg de agua ocupa 10^{-3} m^3 . a) Hallar el trabajo realizado cuando se forma 1 kg de vapor a esa temperatura. b) Calcular el aumento de energía interna. Resp: $W = 166781 \text{ J}$, $\Delta U = 2.03 \cdot 10^6 \text{ J}$.

3.-Las secciones de cemento de una autopista están diseñadas para tener una longitud de 25 m. Las secciones se preparan a 10°C . ¿Cuál es el espacio mínimo que habrá que dejar entre tales secciones, para evitar combamientos, sabiendo que el asfalto alcanza los 50°C ? Dato: $\alpha = 12 \cdot 10^{-6} \text{ }^\circ \text{C}^{-1}$ Resp: $d = 1.2 \text{ cm}$

4.- Una caja metálica cúbica de 20 cm de arista, contiene aire a la presión de 1 atm y a la temperatura de 300 K. Se cierra herméticamente de forma que el volumen sea constante y se calienta hasta 400 K. Hallar la fuerza neta desarrollada sobre cada pared de la caja. Resp: 1350,7 J

BIBLIOGRAFIA

- Yunus A. Cengel, Michael A. Boles, Termodinámica. Tomo1, editorial Mac Graw Hill, segunda edición año 2008.
- Enciclopedia del conocimiento, Física y Química por Futura Multimedia, Editorial Sol 90. Año 2005. Barcelona.
- K.M Watson – R. A. Ragatz. Principio de los Procesos Químicos, Parte 1. Editorial Reverté S. A. 1980. Barcelona – España.
- J.M. Smith, Davis H. C. Van Ness, M. M. Abbott. Introducción a la termodinámica, Quinta edición, año 1996. México, Mac Graw Hill.

REFERENCIAS WEB

<http://www.alonsoformula.com/FQBACH/termoquimica.htm#:~:text=La%20entalp%C3%ADa%2C%20H%2C%20es%20otra,tenga%20lugar%20a%20presi%C3%B3n%20constante.>

http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_1_pri nc.htm

<https://cienciaonthecrest.com/2015/06/29/la-entalpia-en-las-reacciones-quimicas/>

<https://estebanbernal10.wordpress.com/tercer-corte/entalpia-entropia/#:~:text=Es%20una%20magnitud%20termodin%C3%A1mica%2C%20simbolizada,sistema%20intercambia%20con%20su%20entorno.>

<https://solar-energia.net/termodinamica/propiedades-termodinamicas/entalpia>

<https://www.significados.com/entalpia/>

ROBERTO VICENTE VALVERDE ARRIETA

Estudió Ingeniería Química, Licenciatura en Matemáticas y Física y sus dos posgrados en la Universidad de Guayaquil. Ha ejercido profesionalmente en las empresas SOGECO. SA., PLASTICOS 3J, MANUFACTURAS DE J. DURAN, dedicado por más de doce años al emprendimiento y elaboración de productos Químicos. Desde el año 2007, es docente de la Universidad de Guayaquil en el área de Matemáticas y Física en la misma se ha dedicado a formar Ingenieros Químicos. La docencia ha sido una de sus pasiones, preocupándose siempre porque sus estudiantes reciban el aprendizaje con explicaciones sencillas alejadas de la forma abstracta del conocimiento del cálculo infinitesimal, para que comprendan definiciones y demostraciones fundamentales. En la actualidad también es gestor de Ambientes de aprendizajes y coevaluador en el área de Matemáticas de la Facultad de Ingeniería Química

JULIO MANUEL BAQUERIZO FIGUEROA

El autor nace en 1976, en la Península de Santa Elena Parte de los estudios universitarios y de Posgrado los curso en la Universidad de Guayaquil; obteniendo el título de Ingeniera Química (2000) en la Facultad de Ingeniería Química y Magister en Educación Superior (2016) en la Facultad de Filosofía, Letras y Ciencias de la Educación. Obtuvo una Maestría en Ingeniería Química en la Universidad de los Andes, Venezuela (2018 -2020). Laboró en empresas públicas y privadas como Responsable Técnico de SCSF (2008 – Actual); Supervisor Ambiental Proyecto COCACODO SINCLAIR (2013-2015), Asesor Técnico de Solvente Orgánicos (2010 - Actual); Actualmente es Docente en la Carrera de Ingeniería Química en asignaturas de ciencias exactas (Calculo Diferencial, Electromagnetismo) y Desarrolla Gestión Pedagógica Curricular de la Carrera (2016 - Actual).

LUIS SANTIAGO MACIAS MENDOZA

El autor nació el 21 de Julio de 1980, en Guayaquil, sus primeros estudios los realizó en la escuela fiscal mixta Dr. Francisco Campos Rivadeneira. Se graduó de Bachiller en Ciencias y Humanidades Modernas, en el Colegio Dr. Cesar Borja Lavayen. Sus estudios Superiores los realizó en la Universidad de Guayaquil, en la Facultad de Ingeniería Química y en la de Ciencias Económicas, en la actualidad es Ingeniero Químico y egresado de Economía, también es Magister en Gestión Ambiental desde el 2016. Como profesional se desempeñó como representante técnico en SCSF en LITOTEC SA. Inspector de hidrocarburos en ECUASUPERVISIONS SA. director ambiental en G.A.D municipal de SAN JACINTO DE YAGUACHI. Ejerce la docencia en la Facultad de Ingeniería Química desde el 2010 en la asignatura de Matemáticas II y desde el 2019 en las asignaturas de Físicoquímica – termodinámica II – Ingeniería de aguas y Ambiente., tiene a su cargo apoyo en la gestión Pedagógica.

