

The image features a blue background with various chemical structures. On the left, a white box contains the text 'FISICOQUÍMICA'. On the right, a hand is shown holding a pencil, pointing towards a complex chemical structure that includes a central cobalt atom coordinated by two nitrogen atoms, with various methyl and hydrogen groups attached. Other structures include a benzene ring with methyl groups and a phosphate group attached to a sugar-like ring.

FISICOQUÍMICA

JULIO BAQUERIZO
LUIS MACIAS M.
ROBERTO VALVERDE A.

FISICOQUÍMICA

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

FISICOQUÍMICA

Título original: FISCOQUÍMICA

© 2020,

JULIO BAQUERIZO

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:

978-9942-33-316-2

Cita.
Baaquerizo. J, Macias. L, Valverde. R, (2020) Físicoquímica, Editorial Grupo Compás, Guayaquil Ecuador,
152 pag

PRÓLOGO

Como es de conocimiento público en el país, se ha implementado un Sistema de Educación superior, debido a la reforma establecida por el gobierno nacional cumpliendo lo estipulado en los Artículos 39 y 45 de la Constitución de la República que garantizan el derecho a la educación de jóvenes y adolescentes, respectivamente. La educación superior en general, tiene como propósito brindar a los educandos una formación general y una preparación interdisciplinaria que los guíe para la elaboración de proyectos de vida y para integrarse a la sociedad como seres humanos responsables, críticos y solidarios.

Desarrolla en los y las estudiantes capacidades permanentes de aprendizaje y competencias ciudadanas, y los prepara para el trabajo, el emprendimiento, y para el acceso a la educación superior. (Art. 43 de la LOEI). El nivel superior en el Ecuador tiene como finalidad fortalecer la formación integral de los educandos, desarrollar destrezas y valores para que puedan acceder y enfrentarse a un mundo de constantes cambios y a una sociedad que avanza hacia el desarrollo sostenible, que espera de sus estudiantes el máximo esfuerzo para que se preparen como profesionales de calidad y con calidez humana.

En este ámbito, la Fisicoquímica apoya la formación y desarrollo del estudiante en los siguientes aspectos: aprender a aprender, aprender a ser, aprender a hacer, aprender a trabajar en grupo, a obtener pensamiento sistemático y pensamiento crítico, a ser creativo, a pensar lógicamente y a organizar el propio conocimiento.

La Fisicoquímica orienta a “hacer ciencia”, requisito indispensable para el desarrollo tecnológico del país. Desarrolla e incentiva en los estudiantes la experimentación científica, base fundamental de la ciencia misma y de la tecnología. Con el estudio de esta asignatura, se les presenta concepciones científicas actualizadas del mundo natural y se les propone el aprendizaje de estrategias de trabajo centradas en la resolución de problemas que los aproximan al trabajo de investigación que realizan los científicos. Por tal motivo, el texto que hemos preparado está encaminado a cumplir con todos y cada uno de estos objetivos planteados, consideramos que es un libro que aportará con sus contenidos y estructura a satisfacer las inquietudes y expectativas de los estudiantes del preuniversitario y cursos de nivelación de mi ciudad, de la provincia y del país.

La estructura de los contenidos del libro que presentamos en esta ocasión está diseñada con los lineamientos académicos requeridos por los planes de la Fisicoquímica, con la finalidad de ajustar los conocimientos a los programas de los cursos de nivelación. Cada unidad contiene tanto las destrezas con criterio de desempeño y aprendizajes significativos que se esperan alcanzar, para que los estudiantes adquieran los conocimientos fundamentales de la asignatura.

Considerando estos aspectos, procedemos en primer lugar a realizar una revisión de los objetivos del área, pero al mismo tiempo se describen todas las sugerencias propuestas por las IES, para el aprendizaje de esta asignatura tales como: el eje integrador, el eje de aprendizaje y sus macro destrezas. Además, nos dirigimos a la juventud estudiosa y a todos los docentes del país para que se den cuenta que ya cuentan con el primer libro escrito y transcrito con referencias web, en el cual encontrarán todos los detalles y páginas web consultadas, así como los problemas y gráficos correspondientes a cada tema y subtema.

INTRODUCCIÓN

Nos dedicamos a diseñar y estructurar este texto de Fisicoquímica con la misión de entregar a ustedes, juventud del Ecuador un libro que cubra, sino en su totalidad, sí en gran parte sus expectativas relacionadas al conocimiento de una asignatura que hasta ahora no había tomado la importancia del caso, ya que se estudiaba Química o Física en los programas de nivelación, estamos seguros que ya se puede contar con el estudio de la Fisicoquímica.

Esta nueva asignatura que es una ciencia que forma parte de las ciencias experimentales y es una materia que ha fusionado a estas dos grandes asignaturas como lo es la Física y la Química, se ha de convertir en aquella que sea de mayor interés y motivación en los estudiantes de mi país y que se ha de proyectar con sus contenidos a dar la mejor explicación de los fenómenos que ocurren en la naturaleza.

Es por esta razón que pensamos que debía ajustarse los contenidos con la propuesta de los cursos de nivelación, pero al mismo tiempo relacionarla directamente con el medio informativo que ha cubierto todas y cada una de las expectativas del mundo entero como lo es el Internet. Solo esperamos desde el inicio acoger las sugerencias de todos y cada una de las personas que usen el libro para mejorar su estructura y entregar cada año un libro que conquiste el deseo de saber ser, saber hacer y saber trascender en los estudiantes.

Atte.

Los Autores.

Ing. Julio Baquerizo Figueroa Mg.

Ing. Luis Macias Mendoza. Mg.

Ing. Roberto Valverde Arrieta. Mg.

Acerca de los autores

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

Luis Santiago 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 Fisicoquímica – termodinámica II – Ingeniería de aguas y Ambiente., tiene a su cargo apoyo en la gestión Pedagógica.

INDICE

UNIDAD #1: ELECTRICIDAD Y MAGNETISMO	págs.
1.1. La corriente eléctrica	14-17
1.2. Ley de Ohm	17
1.3. Energía, calor y potencia eléctrica	17-24
1.4. Resistencia y circuitos eléctricos	25-27
1.5. Electrólisis	28-29
1.6. Campo magnético de una corriente eléctrica	30-31
1.7. Imanes y circuitos magnéticos	31-35
1.8. Galvanómetros, amperímetros y voltímetros	35
1.9. Inducción electromagnética	36-39
1.10. Autoinducción e inducción mutua	39-40
1.11. Generador y motor eléctricos	41-43
1.12. Corriente alterna	44-45

UNIDAD #2: CALOR Y TEMPERATURA	págs.
2.1. Dilatación de sólidos y líquidos	46-56
2.2. Calorimetría, fusión, vaporización	56-58
2.3. Transmisión del calor	58-62
2.4. Termodinámica	62-66

UNIDAD #3: ESTADOS DE LA MATERIA, PROPIEDADES Y COMPORTAMIENTO	págs.
3.1. El estado gaseoso	67-70
3.2. Propiedades generales de los gases	70-71
3.3. Teoría cinético-molecular de los gases	71-72
3.4. Medición de la presión de los gases	72-73
3.5. Relación entre la presión, el número de moléculas y temperatura de un gas	73-74
3.6. Leyes de los gases	74-76
3.7. Gases reales	76-77
3.8. Soluciones. Componentes, tipos y propiedades	77-79
3.9. Solubilidad	79
3.10. Rapidez de disolución de sólidos	79-80
3.11. Concentración de las soluciones en unidades físicas y químicas	80-85
3.12. Diluciones y neutralización.	85-86

UNIDAD #4: EL MUNDO DE LOS ÁCIDOS, BASES Y SALES	págs.
4.1. Ácidos y bases	87-89
4.2. Reacciones de los ácidos	89
4.3. Reacciones de las bases	90-91
4.4. Sales	91-96
4.5. Electrolitos y no electrolitos	96-97
4.6. Disociación e ionización de electrolitos	98

4.7. Electrolitos fuertes y débiles	98-99
4.8. Ionización del agua	99-100
4.9. Introducción al pH	100-101
4.10. Neutralización	101-102

UNIDAD #5: EQUILIBRIO QUÍMICO Y VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN.	págs.
--	-------

5.1. Reacciones reversibles	103-106
5.2. Velocidades de reacción	107
5.3. Equilibrio químico	107-109
5.4. Principio de Le Châtelier	109
5.5. Factores que afectan la velocidad de reacción y el equilibrio	110
5.6. Constantes de equilibrio	111-112
5.7. Constantes de ionización	112-113
5.8. Constante del producto iónico del agua	113
5.9. Constante del producto de solubilidad	114-118
5.10. Hidrólisis	118
5.11. Soluciones amortiguadoras y control del pH	118-119

UNIDAD #6: PROCESOS DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES	págs.
--	-------

6.1. Número o índice de oxidación, procesos	119-126
6.2. Igualación de ecuaciones por métodos: iónicos y oxidación-reducción	126-132
6.3. Serie de actividad de los metales	132-135
6.4. Celdas electroquímicas: electrolíticas y voltaicas	135-137

BIBLIOGRAFIA	138-139
--------------	---------

<p>Objetivos Generales</p>	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Reconocer las asignaturas del área de ciencias experimentales como un enfoque científico integrado, y utilizar sus métodos de trabajo para redescubrir el medio que los rodea. ❖ Comprender que la educación científica es un componente esencial de convivencia, que da paso al desarrollo de las potencialidades humanas y a la igualdad de oportunidades para todas las personas. ❖ Reconocer las ciencias experimentales como disciplinas dinámicas que aportan a la comprensión de nuestra procedencia y al desarrollo de la persona en la sociedad. ❖ Conocer los elementos teórico-conceptuales y la metodología de las ciencias experimentales, con lo cual se dará paso a la comprensión de la realidad natural de su entorno. ❖ Aplicar con coherencia el método científico en la explicación de los fenómenos naturales, como un camino esencial para entender la evolución del conocimiento. ❖ Comprender la influencia que tienen las ciencias experimentales en temas relacionados con salud, recursos naturales, conservación del ambiente, medios de comunicación, entre otros, y su beneficio para la humanidad y la naturaleza. ❖ Reconocer los aportes de las ciencias experimentales a la explicación del universo (macro y micro). ❖ Involucrar al estudiante en el abordaje progresivo de fenómenos de diferente complejidad como fundamento para el estudio posterior de otras ciencias, sean estas experimentales o aplicadas. ❖ Adquirir una actitud crítica, reflexiva, analítica y fundamentada en el proceso de aprendizaje de las ciencias experimentales.
<p>Objetivos del semestre</p>	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Distinguir componentes, magnitudes, unidades e instrumentos de medida de un circuito eléctrico y de un circuito magnético para explicar la interacción electromagnética mediante experiencias de laboratorio. ❖ Diferenciar entre corriente continua y corriente alterna, mediante la observación y análisis en una práctica de laboratorio sobre recubrimientos electrolíticos para conocer sus aplicaciones y concienciar sobre el ahorro de energía eléctrica. ❖ Diferenciar los conceptos de calor y temperatura a partir de la resolución de situaciones relacionadas con el entorno y apreciar sus consecuencias en la materia. ❖ Establecer las propiedades de los estados de agregación molecular de la materia mediante el análisis y descripción de la teoría cinético-molecular con el objeto de comprender las leyes de los gases en situaciones cotidianas.

	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Determinar la concentración de una disolución, tanto en unidades físicas como en unidades químicas, mediante la reflexión crítica acerca del empleo de soluciones utilizadas en el hogar y en el mundo de la medicina, agricultura, ganadería, industria, etc. ❖ Reconocer las propiedades de los ácidos y bases y sus formas de reaccionar a partir de procesos experimentales de neutralización, con el objeto de proponer rutinas saludables de vida que tiendan a disminuir los problemas de acidez, tan comunes en nuestra sociedad. ❖ Definir equilibrio químico, velocidad de reacción y los factores que los modifican, mediante el empleo de la teoría de las colisiones a fin de valorar lo importante del equilibrio químico en procesos industriales de actualidad. ❖ Definir los conceptos oxidación y reducción, y diferenciar una celda electrolítica de una voltaica a partir del balanceo de ecuaciones iónicas y moleculares. ❖ Diseñar acciones para concienciar a la comunidad sobre la importancia de no arrojar pilas y baterías a la basura (o de no abrirlas) debido a su elevado impacto ambiental. Determinar formas de procesar este tipo de materiales luego de su uso.
Eje Integrador	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Comprender los fenómenos físicos y químicos como procesos complementarios e integrados al mundo natural y tecnológico.
Ejes de Aprendizajes	<ol style="list-style-type: none"> 1. Reconocimiento de situaciones o cuestiones científicamente investigables. 2. Identificación de la evidencia en una investigación científica. 3. Formulación o evaluación de conclusiones. 4. Comunicación de conclusiones válidas. 5. Demostración de comprensión de conceptos científicos.
Macrodestrezas	<ol style="list-style-type: none"> 1.- Construcción del conocimiento científico. (C) 2.-Explicación de fenómenos naturales. (F) 3.-Aplicación. (A) 4.-Evaluación. (E)

)

CONTENIDOS	OBJETIVOS DE LAS UNIDADES LA ELECTRICIDAD Y EL MAGNETISMO
<p style="text-align: center;">UNIDAD 1</p>	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Relacionar la electricidad con el magnetismo a partir de magnetismo la descripción de los flujos de electrones, la corriente eléctrica, la explicación e interpretación de la ley de Ohm, la resistencia y los circuitos eléctricos, la electrólisis, el entramado existente entre energía, calor y potencia eléctrica y el análisis de los campos magnéticos generados por una corriente eléctrica o por un imán. ❖ Analizar circuitos magnéticos con la descripción inicial de los instrumentos de medición más utilizados en este campo, como son los galvanómetros, amperímetros y voltímetros. ❖ Interpretar el proceso de inducción electromagnética como resultado de la interacción entre bobinas por las cuales circula la corriente eléctrica. ❖ Relacionar las estructuras de los generadores y de los motores eléctricos a partir del análisis de sus partes y sus funciones específicas. ❖ Identificar circuitos de corriente continua y de corriente alterna a partir de la explicación de sus definiciones puntuales y de sus propiedades, de la observación y de sus estructuras constitutivas, tanto en el laboratorio como mediante videos, diapositivas o cualquier otro recurso audiovisual.
<p style="text-align: center;">UNIDAD 2</p>	<p style="text-align: center;">EL CALOR Y LA TEMPERATURA</p> <ul style="list-style-type: none"> ❖ Analizar los conceptos de calor y temperatura a partir de la explicación de sus características y de la identificación, descripción e interpretación de situaciones problemáticas relacionadas con ellos, específicamente en ejercicios sobre conversiones de temperatura, calor ganado o perdido, calorimetría, calor latente de fusión y ebullición, dilatación de sólidos y líquidos. ❖ Interpretar las leyes de la termodinámica mediante el diseño de un trabajo experimental, la observación y la toma y registro de datos para su posterior análisis y extracción de conclusiones.

UNIDAD 3	ESTADOS DE LA MATERIA, PROPIEDADES Y COMPORTAMIENTO CONTENIDOS
	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Definir las propiedades de los diferentes estados de la materia y su comportamiento, sobre todo del estado gaseoso, a partir de la descripción de las propiedades generales de los gases, de los principios de la teoría cinético-molecular de los gases, de los procesos de medición de la presión de los gases y de su relación con el número de moléculas y la temperatura. ❖ Interpretar las leyes de los gases a partir del diseño de trabajos experimentales en los cuales se realice una verdadera observación científica, un registro de datos para su posterior análisis y una demostración matemática. ❖ Relacionar la Estequiometría con las leyes de los gases a partir de la identificación, descripción e interpretación de ejercicios de aplicación, de la relación existente entre los datos obtenidos durante el desarrollo de trabajos experimentales sobre el tema, de la descripción de gases reales y del análisis reflexivo de problemas contemporáneos asociados con los gases, como la contaminación atmosférica. ❖ Clasificar los diferentes tipos de soluciones a partir de la descripción de sus componentes y propiedades; explicar la solubilidad y su relación con diversos factores físico-químicos. ❖ Analizar el papel de las soluciones como medio de reacción a partir de la identificación, descripción e interpretación de situaciones teórico-prácticas, cualitativas y cuantitativas, relacionadas con el cálculo de concentración de soluciones en unidades físicas y químicas y con la realización de diluciones y neutralizaciones.
UNIDAD 4	EL MUNDO DE LOS ÁCIDOS, BASES Y SALES CONTENIDOS
	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Describir ácidos y bases a partir de la interpretación cualitativa y cuantitativa de las teorías de Arrhenius, Brønsted–Lowry y Lewis en diferentes procesos químicos representados mediante ecuaciones, y de la clasificación de las propiedades y formas de reaccionar. ❖ Reconocer las sales a partir de la definición de sus propiedades y de sus formas de obtención en el laboratorio. ❖ Diferenciar los electrolitos de los no electrolitos y los electrolitos fuertes y débiles a partir de la descripción de su forma de disociación e ionización y de la explicación del proceso de ionización del agua, el pH, la neutralización y la formulación de ecuaciones iónicas.

UNIDAD 5	EQUILIBRIO QUÍMICO Y VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN
	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Interpretar el equilibrio químico y la velocidad de una reacción a partir de la identificación de las reacciones reversibles, la descripción del principio de Le Châtelier, los factores que afectan la velocidad de una reacción y su equilibrio, y la explicación de los procesos para el cálculo de constantes de equilibrio, constantes de Ionización y constante del producto iónico del agua. ❖ Analizar las características de las soluciones amortiguadoras (o buffer) a partir de la descripción del control del pH y de la reflexión de su importancia en el trabajo de laboratorio.
UNIDAD 6	PROCESOS DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES
	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Reconocer los procesos de oxidación y reducción con la explicación de la importancia de los números o índices de oxidación de los elementos químicos. ❖ Igualar ecuaciones por el método ión-electrón y por el de oxidación-reducción. ❖ Jerarquizar los metales de acuerdo a sus actividades con la descripción de aquellos que resultan mejores agentes oxidantes y mejores agentes reductores, y de acuerdo a la observación de estas propiedades en trabajos experimentales. ❖ Analizar el fundamento, las estructuras y el funcionamiento de las celdas electroquímicas (electrolíticas y voltaicas), a partir de la explicación de su utilidad en el mundo contemporáneo y de la observación científica en trabajos experimentales.

UNIDADES	CONTENIDOS FUNDAMENTALES DE FISICOQUIMICA	
	CONOCIMIENTOS BÁSICOS	
1. ELECTRICIDAD Y MAGNETISMO	<ol style="list-style-type: none"> 1. Flujos de electrones: electricidad y magnetismo <ol style="list-style-type: none"> 1.1. La corriente eléctrica 1.2. Ley de Ohm 1.3. Energía, calor y potencia eléctrica 1.4. Resistencia y circuitos eléctricos 1.5. Electrólisis 1.6. Campo magnético de una corriente eléctrica 1.7. Imanes y circuitos magnéticos 1.8. Galvanómetros, amperímetros y voltímetros 1.9. Inducción electromagnética 1.10. Autoinducción e inducción mutua 1.11. Generador y motor eléctricos 1.12. Corriente alterna 	

<p>2. CALOR Y TEMPERATURA</p>	<p>CONOCIMIENTOS BÁSICOS</p>
	<p>2. Calor y temperatura 2.1. Dilatación de sólidos y líquidos 2.2. Calorimetría, fusión, vaporización 2.3. Transmisión del calor 2.4. Termodinámica</p> 
<p>3. ESTADOS DE LA MATERIA, PROPIEDADES Y COMPORTAMIENTO</p>	<p>CONOCIMIENTOS BÁSICOS</p>
	<p>3. Los estados de la materia 3.1. El estado gaseoso 3.2. Propiedades generales de los gases 3.3. Teoría cinético-molecular de los gases 3.4. Medición de la presión de los gases 3.5. Relación entre la presión, el número de moléculas y temperatura de un gas 3.6. Leyes de los gases 3.7. Gases reales 3.8. Soluciones. Componentes, tipos y propiedades 3.9. Solubilidad 3.10. Rapidez de disolución de sólidos 3.11. Concentración de las soluciones en unidades físicas y químicas 3.12. Diluciones y neutralización.</p> 
<p>4. ÁCIDOS, BASES Y SALES</p>	<p>CONOCIMIENTOS BÁSICOS</p>
	<p>4. Ácidos, bases y sales 4.1. Ácidos y bases 4.2. Reacciones de los ácidos 4.3. Reacciones de las bases 4.4. Sales 4.5. Electrolitos y no electrolitos 4.6. Disociación e ionización de electrolitos 4.7. Electrolitos fuertes y débiles 4.8. Ionización del agua 4.9. Introducción al pH 4.10. Neutralización</p> 

5. EQUILIBRIO QUÍMICO Y VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN	CONOCIMIENTOS BÁSICOS	
	5. Equilibrio químico y velocidad de reacción 5.1. Reacciones reversibles 5.2. Velocidades de reacción 5.3. Equilibrio químico 5.4. Principio de Le Châtelier 5.5. Factores que afectan la velocidad de reacción y el equilibrio 5.6. Constantes de equilibrio 5.7. Constantes de ionización 5.8. Constante del producto iónico del agua 5.9. Constante del producto de solubilidad 5.10. Hidrólisis 5.11. Soluciones amortiguadoras y control del pH	
6. PROCESOS DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES	CONOCIMIENTOS BÁSICOS	
	6. Oxidación y reducción 6.1. Número o índice de oxidación, procesos 6.2. Igualación de ecuaciones por los métodos: iónicos y oxidación-reducción 6.3. Serie de actividad de los metales 6.4. Celdas electroquímicas: electrolíticas y voltaicas	<p>“La inteligencia consiste no sólo en el conocimiento, sino también en la destreza de aplicar los conocimientos en la práctica.”</p>
<p>Fuente: Lineamientos de Física – Química (MEC).</p>		

REQUISITOS DE INTRODUCCIÓN A LA FISICOQUÍMICA	
Definición	<p>Se llama fisicoquímica a la parte de la química que estudia las propiedades físicas y estructura de la materia, las leyes de la interacción química y las teorías que las gobiernan.</p>
Importancia	<p>A la Física y Química les corresponde un ámbito importante del conocimiento científico; su acción se ubica en el análisis de los fenómenos físicos (que están ligados a los cuerpos y a la relación entre masa, energía, materia, tiempo y, en general, variables que no afectan la naturaleza y estructura propia de los cuerpos) y químicos (que están ligados a la materia y al análisis de su composición, estructura y propiedades, en lo relativo a cambios que ocurren en la materia [reacciones químicas] y a la relación entre la energía necesaria para que la reacción ocurra y se libere).</p>

<p>Fenómenos Físicoquímicos</p>	<p>Hay fenómenos en los que la línea divisoria entre su naturaleza física y química es irreconocible, pues el fenómeno tiene fundamentación en estas dos ramas de las ciencias experimentales, por tanto, es conveniente estudiar ciertos fenómenos con el apoyo simultáneo de las dos ciencias (de manera particular, con el apoyo de fenómenos relacionados con la termodinámica, el calor y sus efectos, y, en general, los fenómenos que necesitan un análisis atómico o molecular).</p>
<p>El método científico</p>	<p>La construcción de la Físicoquímica es un continuo proceso que se apoya en el método científico y este a su vez en los principios, leyes, teorías y procedimientos, en el cual se toman en cuenta los siguientes aspectos:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1.- La observación (aplicar cuidadosamente los sentidos a un fenómeno para estudiar cómo se presenta en la naturaleza). 2.- La inducción (acción y efecto de extraer el principio del fenómeno a partir de la observación). 3.- La hipótesis (plantear posibles leyes que rijan al fenómeno). 4.- La comprobación de la hipótesis (por medio de la experimentación y puesta a prueba de la posible ley en fenómenos similares, permite demostrar o refutar; en caso de ratificación de la hipótesis, esta se convierte en tesis o teoría científica nueva).
<p>Procedimiento</p>	<p>La fisicoquímica recaba primero todos los datos necesarios para la definición de los gases, líquidos, sólidos, soluciones y dispersiones coloidales a fin de sistematizarlos en leyes y darles un fundamento teórico.</p> <p>Luego se establecen las relaciones de energía en las transformaciones físicas y químicas y se tratan de predecir con que magnitud y con qué velocidad se producen, determinándose cuantitativamente los factores reguladores.</p> <p>En este sentido deben tomarse en cuenta tanto las variables comunes de la temperatura, presión y concentración, pero, además los efectos de la interacción estrecha de la materia misma en cuanto a su naturaleza y estructura.</p> <p>En posesión de los datos necesarios, la fisicoquímica procede a correlacionarlos con fines teóricos en virtud de los dos métodos generales de ataque, que son el termodinámico y el cinético.</p> <p>En el primero se usan las leyes fundamentales de la termodinámica para obtener conclusiones basadas en las relaciones de energía que ligan las etapas iniciales y finales de un proceso.</p> <p>Evitando las etapas intermedias de los procesos, esto es la termodinámica nos permite obtener muchas deducciones válidas sin conocer los detalles particulares de aquellas.</p> <p>El enfoque cinético exige para su operación una descripción muy específica y detallada de los procesos y a partir del mecanismo postulado, es factible deducir la ley del proceso total y sus diferentes etapas.</p>

Enfoque

La Física y Química apoya la formación y desarrollo del estudiante en los siguientes aspectos: aprender a aprender, aprender a ser, aprender a hacer, aprender a trabajar en grupo, a obtener pensamiento sistemático y pensamiento crítico, a ser creativo, a pensar lógicamente y a organizar el propio conocimiento.

La Física y Química se orienta a “hacer ciencia”, requisito indispensable para el desarrollo tecnológico del país. Desarrollan e incentivan en los estudiantes la experimentación científica, base fundamental de la ciencia misma y de la tecnología.

Con el estudio de esta asignatura, se les presentan concepciones científicas actualizadas del mundo natural y se les propone el aprendizaje de estrategias de trabajo centradas en la resolución de problemas que los aproximan al trabajo de investigación que realizan los científicos.

DESARROLLO DE CONTENIDOS

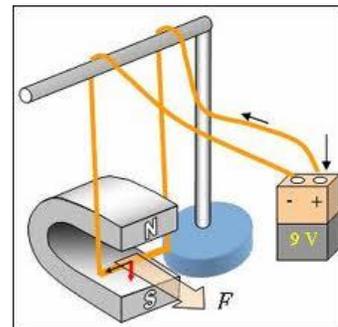
UNIDAD 1

DESTREZAS CON CRITERIO DE DESMPÑO DE LA UNIDAD

- ❖ Relacionar la electricidad con el magnetismo a partir de magnetismo la descripción de los flujos de electrones, la corriente eléctrica, la explicación e interpretación de la ley de Ohm, la resistencia y los circuitos eléctricos, la electrólisis, el entramado existente entre energía, calor y potencia eléctrica y el análisis de los campos magnéticos generados por una corriente eléctrica o por un imán.
- ❖ Analizar circuitos magnéticos con la descripción inicial de los instrumentos de medición más utilizados en este campo, como son los galvanómetros, amperímetros y voltímetros.
- ❖ Interpretar el proceso de inducción electromagnética como resultado de la interacción entre bobinas por las cuales circula la corriente eléctrica.
- ❖ Relacionar las estructuras de los generadores y de los motores eléctricos a partir del análisis de sus partes y sus funciones específicas.
- ❖ Identificar circuitos de corriente continua y de corriente alterna a partir de la explicación de sus definiciones puntuales y de sus propiedades, de la observación y de sus estructuras constitutivas, tanto en el laboratorio como mediante videos, diapositivas o cualquier otro recurso audiovisual.

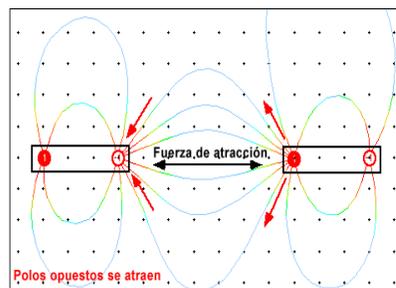
ELECTRICIDAD Y MAGNETISMO

1. Flujos de electrones: electricidad y magnetismo
 - 1.1. La corriente eléctrica
 - 1.2. Ley de Ohm
 - 1.3. Energía, calor y potencia eléctrica
 - 1.4. Resistencia y circuitos eléctricos
 - 1.5. Electrólisis
 - 1.6. Campo magnético de una corriente eléctrica
 - 1.7. Imanes y circuitos magnéticos
 - 1.8. Galvanómetros, amperímetros y voltímetros
 - 1.9. Inducción electromagnética
 - 1.10. Autoinducción e inducción mutua
 - 1.11. Generador y motor eléctricos
 - 1.12. Corriente alterna



ELECTRICIDAD Y MAGNETISMO

La electricidad y el magnetismo están estrechamente relacionados y son temas de gran importancia en la física. Usamos electricidad para suministrar energía a las computadoras y para hacer que los motores funcionen. El magnetismo hace que un compás o brújula apunte hacia el norte, y hace que nuestras notas queden pegadas al refrigerador. Sin radiación electromagnética viviríamos en la oscuridad ¡pues la luz es una de sus muchas manifestaciones!

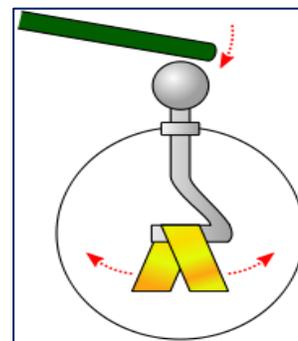


La electricidad. - Puede existir como carga estacionaria, conocida como electricidad estática; también puede estar en movimiento y fluyendo, conocida como corriente eléctrica.

Las partículas subatómicas tales como los protones y electrones, poseen cargas eléctricas minúsculas. En tiempos relativamente recientes, la humanidad ha aprendido a almacenar el poder de la electricidad. Este poder, y los muchos tipos de circuitos y dispositivos eléctricos que el hombre ha inventado, han transformado el mundo de manera radical. La electricidad también juega un papel importante en el mundo natural, cuando se generan poderosos rayos que producen señales que se desplazan a través de nuestros nervios.

El magnetismo. - Es primo hermano de la electricidad. Algunos materiales, tales como el hierro, son atraídos por imanes, mientras que otros, como el cobre, ignoran su influencia. Describimos el movimiento de objetos influenciados por imanes en términos de campos magnéticos. Sabemos que los imanes tienen polo norte y polo sur, y que polos iguales se rechazan entre sí, mientras que polos opuestos se atraen. La electricidad y el magnetismo son dos caras de una simple fuerza fundamental. Al acelerar un imán se producirá una corriente eléctrica, si varías el flujo de electricidad, se origina un campo magnético. Estos principios los usamos en la construcción de motores y generadores.

Alterar los campos magnéticos produce radiación electromagnética. Esta energía de movimiento muy rápido ocurre en una forma continua conocidas como espectro electromagnético, que abarca de ondas de radio y microondas a luz ultravioleta, luz visible luz infrarroja, y los potentes rayos X y rayos gamma . Cuando el espectro es separado en sus constituyentes por un espectroscopio, el espectro electromagnético revela mucho sobre objetos distantes tales como las estrellas. Hacemos uso de nuestro conocimiento sobre este tipo de radiación en la construcción de telescopios para ver los cielos, radios para comunicación, y máquinas de rayos X para diagnósticos médicos.



Electroscopio

➤ Aplicaciones

La sociedad humana moderna hace uso de la electricidad y el magnetismo de muchas maneras. Los generadores en las plantas de energía convierten el vapor en flujo eléctrico, el cual vuelve a convertirse en energía mecánica cuando la corriente llega hasta un motor. Un láser lee la información de un disco compacto, y convierte los patrones microscópicos en sonidos audibles cuando las señales eléctricas llegan hasta las bocinas. Los semiconductores de las computadoras canalizan el flujo de información contenida en pequeñas señales eléctricas, enviando información sobre electricidad y magnetismo (y muchos otros temas) a través de Internet hasta su computador!

1. LA ELECTRICIDAD

La electricidad (del griego *electrón*, cuyo significado es ámbar) es el conjunto de fenómenos físicos relacionados con la presencia y flujo de cargas eléctricas. Se manifiesta en una gran variedad de fenómenos como los rayos, la electricidad estática, la inducción electromagnética o el flujo de corriente eléctrica.

Las cargas eléctricas producen campos electromagnéticos que interaccionan con otras cargas. La electricidad se manifiesta en varios fenómenos:

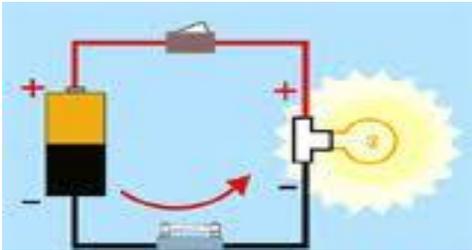
- Carga eléctrica: una propiedad de algunas partículas subatómicas, que determina su interacción electromagnética. La materia eléctricamente cargada produce y es influenciada por los campos electromagnéticos. Ej. La carga en un electroscopio causa que las láminas se repelan entre sí.
- Corriente eléctrica: un flujo o desplazamiento de partículas cargadas eléctricamente; se mide en amperios.
- Campo eléctrico: un tipo de campo electromagnético producido por una carga eléctrica incluso cuando no se está moviendo.

El campo eléctrico produce una fuerza en toda otra carga, menor cuanto mayor sea la distancia que separa las dos cargas. Además, las cargas en movimiento producen campos magnéticos.

- Potencial eléctrico: es la capacidad que tiene un campo eléctrico de realizar trabajo; se mide en voltios.

- Magnetismo: La corriente eléctrica produce campos magnéticos, y los campos magnéticos variables en el tiempo generan corriente eléctrica.

1.1 CORRIENTE ELÉCTRICA



Se conoce como corriente eléctrica al movimiento de cargas eléctricas. La corriente puede estar producida por cualquier partícula cargada eléctricamente en movimiento; lo más frecuente es que sean electrones, pero cualquier otra carga en movimiento produce una corriente. La intensidad de una corriente eléctrica se mide en amperios, cuyo símbolo es A.

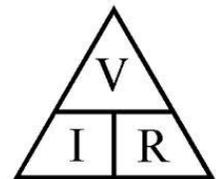
1.2. LEY DE OHM

El ohmio (también ohm) es la unidad de medida de la resistencia que oponen los materiales al paso de la corriente eléctrica y se representa con la letra W o con el símbolo o letra griega Ω (omega).

El ohmio se define como la resistencia que ofrece al paso de la corriente eléctrica una columna de mercurio (Hg) de 106,3 cm de alto, con una sección transversal de 1 mm^2 , a una temperatura de 0° Celsius.

Esta ley relaciona los tres componentes que influyen en una corriente eléctrica, como son la intensidad (I), la diferencia de potencial o tensión (V) y la resistencia (R) que ofrecen los materiales o conductores.

La Ley de Ohm establece que "la intensidad de la corriente eléctrica que circula por un conductor eléctrico es directamente proporcional a la diferencia de potencial aplicada e inversamente proporcional a la resistencia del mismo", se puede expresar matemáticamente en la siguiente fórmula o ecuación: donde, empleando unidades del Sistema internacional de Medidas, tenemos que: $I = \frac{V}{R}$



- I = Intensidad en amperios (A)
- V = Diferencia de potencial en voltios (V)
- R = Resistencia en ohmios (W o Ω).

1.3. ENERGÍA, CALOR Y POTENCIA ELÉCTRICA

- Concepto de energía

Para entender qué es la potencia eléctrica hay que definir antes el concepto de "energía":

Energía es la capacidad que tiene un mecanismo o dispositivo eléctrico cualquiera para realizar un trabajo.

Cuando conectamos un computador o cualquier artefacto eléctrico a un circuito alimentado por una fuente de fuerza electromotriz (ya sea una pequeña batería o una central hidroeléctrica), la energía eléctrica que suministra fluye por el conductor, permitiendo que, por ejemplo, una ampolleta transforme esa energía en luz y calor, o un motor pueda mover una maquinaria.

De acuerdo con el postulado de la física, “la energía ni se crea ni se destruye, se transforma”, en el caso de la energía eléctrica esa transformación se manifiesta en la obtención de luz, calor, frío, movimiento (en un motor), o en otro trabajo útil que realice cualquier dispositivo conectado a un circuito eléctrico cerrado.

La energía utilizada para realizar un trabajo cualquiera, se mide en “joule” (en castellano julio) y se representa con la letra “J”.

➤ Potencia eléctrica

Potencia es la velocidad a la que se consume la energía.

También se puede definir Potencia como la energía desarrollada o consumida en una unidad de tiempo, expresada en la fórmula: $P = E/t$

Se lee: Potencia es igual a la energía dividida por el tiempo

Si la unidad de potencia (P) es el watt (W), en honor de Santiago Watt, la energía (E) se expresa en julios (J) y el tiempo (t) lo expresamos en segundos, tenemos que:

$$1\text{Watt} = 1\text{Julio} / 1\text{seg.}$$

Entonces, podemos decir que la potencia se mide en julio (joule) dividido por segundo (J/seg) y se representa con la letra “P”.

Además, diremos que la unidad de medida de la potencia eléctrica “P” es el “watt”, y se representa con la letra “W”.

Como un J/seg equivale a 1watt (W), por tanto, cuando se consume 1 julio (joule) de potencia en un segundo, estamos gastando o consumiendo 1 watt de energía eléctrica.

➤ Cálculo de la potencia

Para calcular la potencia que consume un dispositivo conectado a un circuito eléctrico se multiplica el valor de la tensión, en volt (V), aplicada por el valor de la intensidad (I) de la corriente que lo recorre (expresada en ampere).

Para realizar ese cálculo matemático se utiliza la siguiente fórmula: $P = V \cdot I$

Expresado en palabras: Potencia (P) es igual a la tensión (V) multiplicada por la Intensidad (I).

Como la potencia se expresa en watt (W), sustituimos la “P” que identifica la potencia por su equivalente, es decir, la “W” de watt, tenemos también que: $P = W$, por tanto,

$$W = V \cdot I$$

Expresado en palabras: Watt (W) es igual a la tensión (V) multiplicada por la Intensidad (I).

Si conocemos la potencia en watt de un dispositivo y la tensión o voltaje aplicado (V) y queremos hallar la intensidad de corriente (I) que fluye por un circuito, despejamos la fórmula anterior y realizamos la operación matemática correspondiente:

$$I = W/V$$

Si observamos la fórmula $W = V \cdot I$ veremos que el voltaje y la intensidad de la corriente que fluye por un circuito eléctrico son directamente proporcionales a la potencia; es decir, si uno de ellos aumenta o disminuye su valor, la potencia también aumenta o disminuye de forma proporcional.

Entonces podemos deducir que, 1 watt (W) es igual a 1 ampere de corriente (I) que fluye por un circuito, multiplicado por 1 volt (V) de tensión o voltaje aplicado.

$$1 \text{ watt} = 1 \text{ volt} \cdot 1 \text{ ampere}$$

A modo de ejemplo, resolvamos el siguiente problema:

¿Cuál será la potencia o consumo en watt de una ampolleta conectada a una red de energía eléctrica doméstica monofásica de 220 volt, si la corriente que circula por el circuito de la ampolleta es de 0,45 ampere?

Sustituyendo los valores en la fórmula tenemos:

$$P = V \cdot I$$

$$P = 220 \cdot 0,45$$

$$P = 100 \text{ watt}$$

Es decir, la potencia de consumo de la ampolleta será de 100 W.

Si en el mismo ejemplo quisiéramos hallar la intensidad de la corriente que fluye por la ampolleta y conocemos la potencia y la tensión o voltaje aplicada al circuito, usamos la fórmula $I = W/V$

Si realizamos la operación utilizando los mismos datos del ejemplo anterior, tendremos:

$$I = W/V = 100/220 = 0,45 \text{ A}$$

Para hallar la potencia de consumo en watt de un dispositivo, también se pueden utilizar cualquiera

de las dos fórmulas siguientes:

$$P = I^2 \cdot R \quad P = V^2 / R$$

Con la primera, el valor de la potencia se obtiene elevando al cuadrado el valor de la intensidad de corriente en ampere (A) que fluye por el circuito, multiplicando a continuación ese resultado por el valor de la resistencia en ohm u ohmio (Ω) que posee la carga o consumidor conectado al propio circuito.

Con la segunda fórmula obtenemos el mismo resultado elevando al cuadrado el valor del voltaje de la red eléctrica y dividiéndolo a continuación por el valor en ohm u ohmio (Ω) que posee la resistencia de la carga conectada.

➤ El Kilowatt/hora

Usando el watt y el segundo resultan unidades muy pequeñas, por ello, para medir la potencia eléctrica se usa otra unidad llamada kilowatt-hora.

Esta unidad proviene de despejar energía (E) de la ya conocida ecuación $P = E/t$

Despejando la ecuación, la energía queda $E = P \cdot t$, entonces la unidad de energía sería:

1 julio = 1 watt x 1 segundo, pero 1 kilowatt = 1.000 watt y 1 hora = 3.600 segundos, por lo tanto:

$$1 \text{ kilowatt-hora} = 1 \text{ KWh} = 1.000 \text{ watt} \times 3.600 \text{ segundos} = 3,6 \times 10^6 \text{ julios}$$

Cuando la corriente circula por un conductor, los electrones pierden energía al colisionar al interior del conductor, como consecuencia de esto, aumenta la temperatura; es decir, la energía eléctrica se disipa en forma de calor. Si el conductor es muy fino, éste se calienta hasta ponerse incandescente, este efecto tiene aplicación en estufas, hornos eléctricos, ampolletas, etc.

Una de las aplicaciones más útiles de la energía eléctrica es su transformación en calor. Como el calor es una forma de energía, se mide en julios, pero existe una unidad para medir el calor: la caloría. Esta se puede transformar en julios por medio de principio de equivalencia definido por James Joule, que establece:



$$1 \text{ julio} = 0,24 \text{ calorías}$$

Entonces, para encontrar el calor proporcionado por una corriente eléctrica, basta multiplicar la energía en joule por 0,24; es decir, el calor se puede obtener de la siguiente forma:

$$Q = P \cdot t \times 0,24 \text{ calorías}$$

Siendo esta fórmula la expresión de la ley de Joule cuyo enunciado es el siguiente:

"El calor desarrollado por una corriente eléctrica al circular por un conductor es directamente proporcional al tiempo, a la resistencia del conductor y al cuadrado de la intensidad de la corriente."

Ejercicios :

1) Una batería de automóvil de 12 V de fem proporciona 7,5 A al encender las luces delanteras. Cuando el conductor opera el motor de arranque con las luces encendidas, la corriente total llega a 40 A. Calcule la potencia eléctrica en ambos casos.

Resolución: datos: fem = 12 V $i_1 = 7,5 \text{ A}$ $i_2 = 40 \text{ A}$	$P_1 = V \cdot i_1 \rightarrow P_1 = 12 \text{ V} \cdot 7,5 \text{ A} \rightarrow P_1 = 90 \text{ W}$ $P_2 = V \cdot i_2 \rightarrow P_2 = 12 \text{ V} \cdot 40 \text{ A} \rightarrow P_2 = 480 \text{ W}$
---	--

2) Una pila cuesta 2,00 €. Su tensión es de 1,5 V y puede entregar 2 A durante 6 horas, calcule:

a) La potencia. b) La energía. c) El costo de cada kWh.

Resolución: datos: $i = 2 \text{ A}$ $V = 1,5 \text{ V}$ $c_{\text{pila}} = 2,00 \text{ €}$ $t = 6 \text{ h} = 21600 \text{ s}$	a) $P = V \cdot i \rightarrow P = 1,5 \text{ V} \cdot 2 \text{ A} \rightarrow P = 3 \text{ W}$ b) $E = P \cdot t \rightarrow E = 3 \text{ W} \cdot 21600 \text{ s} \rightarrow E = 64800 \text{ J} = 0,018 \text{ kW.h}$ c) $\text{Costo} = c_{\text{pila}} / E \rightarrow \text{Costo} = 2,00 \text{ €} / 0,018 \text{ kW.h} \rightarrow \text{Costo} = 111,11 \text{ \$/kW.h}$
---	---

3) Una lámpara cuya I es de 0,5 A está conectada a una línea de 220v. Calcular:

- La potencia eléctrica
- La energía consumida en Julios si ha estado encendido durante 5h.

$$P = V \cdot I = 0,5 \cdot 220 = 110 \text{ w}$$

$$E = P \cdot T = 110 \cdot 3600 \cdot 5 = 1.980.000 \text{ Jul}$$

4) Calcula la potencia eléctrica de una bombilla alimentada a un voltaje de 220 voltios y que tiene una resistencia de 10 ohmios. Calcula la energía eléctrica consumida por la bombilla si ha estado encendida durante 2 horas.

$$I = \frac{V}{R} ; I = \frac{220}{10} ; I = 22 \text{ A}$$

$$P = V \cdot I ; P = 220 \cdot 22 = 4840 \text{ w} = 4,84 \text{ kw}$$

$$E = P \cdot t ; E = 4,84 \cdot 2 = 9,68 \text{ kw.h}$$

5) Calcula la potencia eléctrica de un motor por el que pasa un intensidad de 4 A y que tiene una resistencia de 100 ohmios. Calcula la energía eléctrica consumida por el motor si ha estado funcionando durante media hora.

$$V = I \cdot R ; V = 4 \cdot 100 = 400 \text{ voltios}$$

$$P = V \cdot I ; P = 400 \cdot 4 = 1600 \text{ w} = 1,6 \text{ kw} ; \text{ media hora} = 0,5 \text{ horas}$$

$$E = P \cdot t ; E = 1,6 \cdot 0,5 = 0,8 \text{ kw.h}$$



Cálculo de la Resistencia eléctrica de un material al paso de la Corriente (i)

Para calcular la resistencia (R) que ofrece un material al paso de la corriente eléctrica, es necesario conocer primero cuál es el coeficiente de resistividad o resistencia específica “ ” (rho) de dicho material, la longitud que posee y el área de su sección transversal.

A continuación se muestra una tabla donde se puede conocer la resistencia específica en $\Omega \cdot \text{mm}^2 / \text{m}$, de algunos materiales, a una temperatura de 20° Celsius.

Material	Resistividad ($\Omega \cdot \text{mm}^2 / \text{m}$) a 20° C
Aluminio	0,028
Carbón	40,0
Cobre	0,0172
Constatan	0,489
Nicromo	1,5
Plata	0,0159
Platino	0,111
Plomo	0,205
Tungsteno	0,0549

Para realizar el cálculo de la resistencia que ofrece un material al paso de la corriente eléctrica, se

utiliza la siguiente fórmula: $R = \rho \frac{l}{A}$

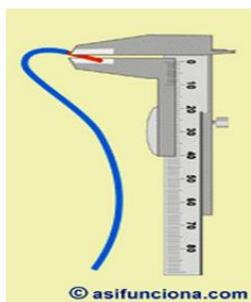
De donde:

R = Resistencia del material en ohm (Ω).

ρ = Coeficiente de resistividad o resistencia específica del material en, a una temperatura dada, en $\Omega \cdot \text{mm}^2 / \text{m}$.

l = Longitud del material en metro (m).

A = Superficie o área transversal del material en mm^2 .



Veamos ahora un ejemplo práctico para hallar la resistencia que ofrece al paso de la corriente eléctrica un conductor de cobre de 500 metros de longitud. Como la “fórmula 1” exige utilizar el valor del área del alambre del conductor, si no tenemos ese dato a mano, habrá que medir primero el diámetro del alambre de cobre con un “pie de rey” o vernier, teniendo cuidado de no incluir en la medida el forro aislante, porque de lo contrario se obtendría un dato falseado. En el caso de este ejemplo, el supuesto diámetro de la parte metálica del conductor, una vez medido con el pie de rey, será de

1,6 mm

La resistencia como componente de un circuito

Todos los componentes eléctricos y electrónicos presentan en mayor o menor medida una cierta resistencia al paso de la corriente, si bien ésta suele ser pequeña.

Hay sin embargo componentes eléctricos denominados resistencias que se introducen en los circuitos para dificultar el paso de la corriente, bien sea para disminuir la intensidad, protegiendo así los demás componentes, bien para obtener calor por efecto Joule en la propia resistencia, como es el caso de las cocinas y las calefacciones eléctricas domésticas, cafeteras, hornos de secado industriales, etc.

Codificación

Las resistencias de pequeña potencia van rotuladas con un código de franjas de colores. Para caracterizar una resistencia hacen falta tres valores: resistencia, corriente máxima y tolerancia. La corriente máxima de una resistencia viene condicionada por la máxima potencia que puede disipar su cuerpo. Esta potencia se puede identificar visualmente a partir del diámetro sin que sea necesaria otra indicación. Los valores más corrientes son 0,25 W, 0,5 W y 1 W.

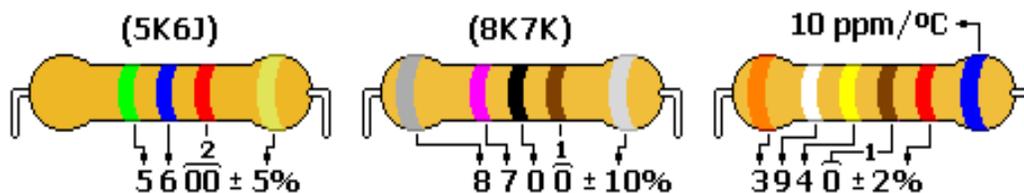
Los otros datos se indican con un conjunto de rayas de colores sobre el cuerpo del elemento. Son tres, cuatro o cinco rayas; dejando la raya de tolerancia (normalmente plateada o dorada) a la derecha, se leen de izquierda a derecha. La última raya indica la tolerancia (precisión). De las restantes la última es el multiplicador y las otras las cifras significativas.

Color de la banda	Valor de la cifra significativa	Multiplicador	Tolerancia
Negro	0	1	
Marrón	1	10	1%
Rojo	2	100	2%
Naranja	3	1 000	
Amarillo	4	10 000	
Verde	5	100 000	
Azul	6	1 000 000	
Violeta	7		
Gris	8		
Blanco	9		
Dorado		0.1	5%
Plateado		0.01	10%
Ninguno			20%

El valor se obtiene leyendo las cifras como un número de una, dos o tres cifras y, después, multiplicando el resultado por el multiplicador, obteniéndose el resultado en ohmios (Ω); en ocasiones puede aparecer una banda adicional indicando el efecto de la temperatura en la variación de la resistencia. En aquellos casos en los que no hay espacio para dibujar las bandas de colores, se emplean dígitos, con igual significado que en el caso de la codificación con cuatro bandas: los primeros serán las cifra significativas y el último el multiplicador; por ejemplo una resistencia 123, será de 12.000 W.

La nomenclatura normalizada emplea las letras R (1), K (kilo = 1.000) y M (mega = 1.000.000) como multiplicadores, en la posición que ocuparía el punto en la escritura del número.

La segunda letra hace referencia a la tolerancia $M=\pm 20\%$, $K=\pm 10\%$, $J=\pm 5\%$, $G=\pm 2\%$, $F=\pm 1\%$. En los ejemplos se indica, entre paréntesis, la codificación de las resistencias con esta nomenclatura.



1.4. RESISTENCIA Y CIRCUITOS ELÉCTRICOS.

➤ Resistencia eléctrica

Se denomina resistencia eléctrica (R) de una sustancia o materia a la oposición que encuentra la corriente eléctrica para circular a través dicha sustancia.

Depende de varios factores:

- ✓ Naturaleza del material con el que está hecho el conductor.
- ✓ Su geometría (su extensión y superficie, área o sección).

Su valor viene dado en ohm u ohmios, se designa con la letra griega omega mayúscula (Ω), y se mide con el Óhmetro.

Según sea la magnitud de esta oposición, las sustancias se clasifican en conductoras, aislantes y semiconductoras. Existen además ciertos materiales en los que, en determinadas condiciones de temperatura, aparece un fenómeno denominado superconductividad, en el que el valor de la resistencia es prácticamente nulo.

La relación entre la Intensidad de una corriente eléctrica, la tensión (o diferencia de potencial) y la resistencia que se opone a dicha corriente está expresada en la llamada ley de Ohm.



de

➤ Asociación de resistencias

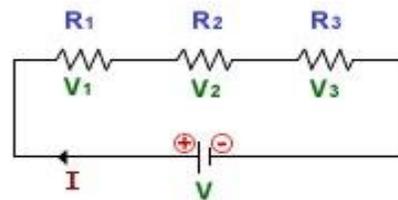
A una misma fuente de corriente se pueden conectar o asociar dos o más resistencias; esto se puede hacer de dos maneras: en serie y en paralelo.

En la práctica, muchas resistencias son aparatos que transforman la energía eléctrica en otra diferente. Ejemplos: lavadoras, maquinilla de afeitarse, planchas, hornillos, etc...

a) Resistencias en serie

En la figura se han conectado tres ampolletas en serie. Las ampolletitas del árbol de Pascua están conectadas en serie, si sacas una de ellas (o se quema) se apagan todas porque el circuito queda interrumpido.

Las características de las resistencias conectadas en serie son:



a) por cada resistencia circula la misma corriente. $I = I_1 = I_2 = I_3$

b) la tensión de la fuente es igual a la suma de las tensiones de cada una de las resistencias

$$V = V_1 + V_2 + V_3$$

c) la resistencia equivalente a todas ellas es igual a la suma de cada una de las resistencias.

$$R = R_1 + R_2 + R_3$$

b) Resistencias en paralelo

En la figura se han conectado tres ampolletas en paralelo. Las ampolletas de una mesa del comedor están conectadas en paralelo, si se quema una de ellas no se apagan las otras porque cada una está conectada en independiente a la fuente de corriente.

Las características de las resistencias conectadas en paralelo son:

a) la corriente que produce la fuente de corriente es igual a la suma de la corriente que circula por cada resistencia

$$I = I_1 + I_2 + I_3$$

b) la tensión de la fuente es igual a la tensión de cada una de las resistencias

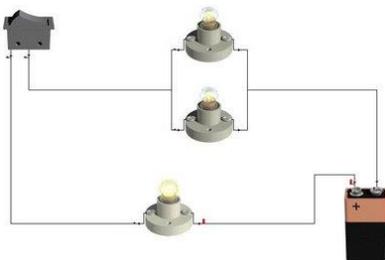
$$V = V_1 = V_2 = V_3$$

c) la resistencia equivalente a todas ellas es igual a la suma del inverso de cada resistencia.

$$1/R = 1/R_1 + 1/R_2 + 1/R_3$$

b) Resistencias en Serie – Paralelo (Circuito Mixto)

Definición de Circuito Mixto



Circuito mixto

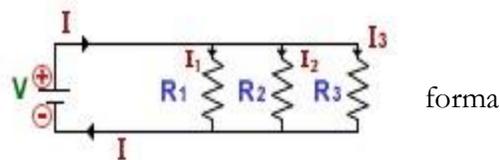
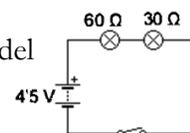
Un circuito mixto como lo muestra la imagen es una combinación de varios elementos conectados tanto en paralelo como en serie, estos pueden colocarse de la manera que sea siempre y cuando se utilicen los dos diferentes sistemas de elementos, tanto paralelo como en serie.

Estos circuitos se pueden reducir resolviendo primero los elementos que se encuentran en serie y luego los que se encuentran en paralelo, para luego calcular y reducir un circuito único y puro.

Ejercicios:

1) En el circuito de la figura sabemos que la pila es de 4,5 V, y las lámparas tienen una resistencia de $R_1 = 60 \Omega$ y $R_2 = 30 \Omega$. Se pide:

a) Dibujar el esquema del circuito; b) calcular la resistencia total o equivalente del circuito, la intensidad de corriente que circulará por él cuando se cierre el interruptor y las caídas de tensión en cada una de las bombillas.



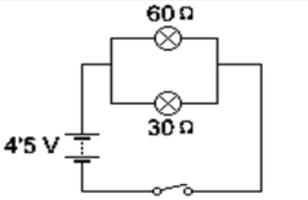
forma

$$R_e = R_1 + R_2 = 60 \Omega + 30 \Omega = 90 \Omega \quad V_1 = I R_1 = 0,05 A \cdot 60 \Omega = 3 \text{ v}$$

$$I = V/R_e = 4,5 \text{ v} / 90 \Omega = 0,05 \text{ A} \quad V_2 = I R_2 = 0,05 \text{ A} \cdot 30 \Omega = 1,5 \text{ v}$$

2) En el circuito de la figura sabemos que la pila es de 4,5V, y las lámparas son de 60Ω y 30Ω, respectivamente. Calcular:

1. La intensidad en cada rama del circuito, la intensidad total que circulará y la resistencia equivalente.
2. Dibujar el esquema del circuito.

$I_1 = V/R_1 = 4,5 \text{ v} / 60 \Omega = 0,075 \text{ A}$ $I_2 = V/R_2 = 4,5 \text{ v} / 30 \Omega = 0,15 \text{ A}$ $1/R_e = 1/R_1 + 1/R_2 = 1/60 + 1/30 = 20 \Omega$ $I = I_1 + I_2 = (0,075 + 0,15) \text{ A} = 0,225 \text{ A} = 225 \text{ mA}$		
--	--	---

Problemas: Ley de Ohm

Soluciona los siguientes problemas en tu cuaderno

1. Calcular la resistencia equivalente a dos resistencias de 20 Ω y 30 Ω, conectadas en serie. Calcular la intensidad que atravesará dicho circuito cuando se conecta a una pila de 4,5 V y la caída de tensión en cada bombilla. (Sol.: $R_e = 50 \Omega$; $I = 90 \text{ mA}$; $V_1 = 1,8 \text{ V}$; $V_2 = 2,7 \text{ V}$).

2. Calcular el valor de la resistencia equivalente en un circuito compuesto por tres bombillas de 30 Ω conectadas en serie. Hallar el valor de la intensidad de corriente que atravesará el circuito sabiendo que está conectado a una fuente de alimentación de 4,5 V y la caída de tensión en cada bombilla. (Sol.: $R_e = 90 \Omega$; $I = 50 \text{ mA}$, $V_1 = V_2 = V_3 = 1,5 \text{ V}$).

3. Dos operadores con resistencia de 30 Ω cada uno se conectan en serie a una fuente de alimentación. Calcular la tensión que deberá suministrar dicha fuente si la intensidad que debe atravesar a los citados operadores debe ser de 50 mA. ¿Qué caída de tensión habrá en cada operador? (Sol.: $V = 3 \text{ V}$; $V_r = 1,5 \text{ V}$).

4. Necesitamos conectar un operador con una resistencia de 30 Ω en un circuito con una pila de 9 V. La intensidad que debe atravesar dicho operador debe ser de 0,1 A. Hallar el valor de la resistencia que debemos conectar en serie al operador para conseguir aquel valor de la intensidad. (Sol.: 60 Ω).

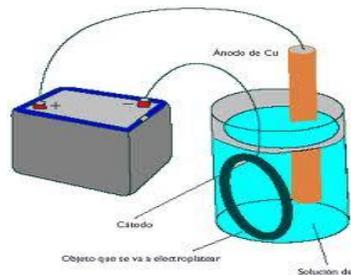
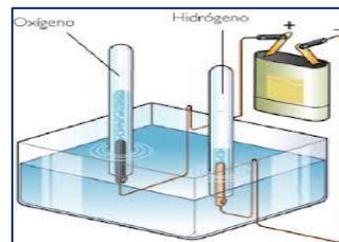
5. Averiguar la intensidad que atravesará cada una de las resistencias y la total en el circuito cuando se conectan en paralelo dos resistencias de 20 Ω a una pila de 8 V. Calcular la resistencia equivalente (Sol.: $I = 0,8 \text{ A}$; $I_r = 0,4 \text{ A}$; $R_e = 10 \Omega$).

6. Hallar la resistencia equivalente de un circuito con dos resistencias de 15 Ω conectadas en paralelo a una pila de 3V. Calcular la intensidad total y por rama en el circuito. (Sol.: $I_r = 0,2 \text{ A}$; $I_t = 0,4 \text{ A}$; $R_e = 7,5 \Omega$).

7. Hallar la resistencia equivalente de un circuito con dos resistencias, una de 15 Ω y otra de 30 Ω conectadas en paralelo a una pila de 9V, así como la intensidad total y por rama. (Sol.: $I_1 = 0,6 \text{ A}$; $I_2 = 0,3 \text{ A}$; $I_t = 0,9 \text{ A}$; $R_e = 10 \Omega$).

1.5. LA ELECTRÓLISIS

Es un proceso que tiene lugar cuando se aplica una diferencia de potencial entre dos electrodos y se realiza una reacción redox. La diferencia de potencial aplicada a los electrodos depende del electrolito y del material que constituye los electrodos. Las pilas que producen corriente eléctrica se denominan pilas voltaicas mientras que las pilas



que consumen corriente eléctrica se denominan pilas electrolíticas.

En algunas electrólisis, si el valor de la diferencia de potencial aplicada es tan sólo ligeramente mayor que el calculado teóricamente, la reacción es lenta o no se produce, por lo que resulta necesario aumentar el potencial aplicado. Este fenómeno se da cuando en alguno de los electrodos se produce algún desprendimiento de gas. El potencial añadido en exceso se denomina potencial de sobretensión. La cantidad de producto que se forma durante una electrólisis depende de:

- La cantidad de electricidad que circula a través de la pila electrolítica.
- De la masa equivalente de la sustancia que forma el electrolito.

La cantidad de electricidad que circula por una celda electrolítica puede determinarse hallando el producto de la intensidad de la corriente, expresada en amperios por el tiempo transcurrido, expresado en segundos. Es decir, q (culombios) $I t$

Tras efectuar múltiples determinaciones, Faraday enunció las dos leyes que rigen la electrólisis y que son:

Primera Ley de Faraday: La masa depositada por electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que ha circulado ($m=kIt$); donde $k = M / (96500 n)$

$$m = M(X/z^*) I t / F \rightarrow (96500 \text{ C} = 1 \text{ Faraday (F)})$$

Segunda Ley de Faraday: Si varias celdas electrolíticas conectadas en serie y provistas de electrodos inertes son atravesadas por la misma cantidad de corriente eléctrica, las cantidades de sustancia depositadas en cada electrodo son proporcionales a los equivalentes-gramo de las sustancias depositadas ($m_1/m_2 = E_1/E_2$)

Se denomina equivalente electroquímico de una sustancia a la masa en gramos de dicha sustancia depositada por el paso de un culombio. De acuerdo con esta definición podemos escribir:

$$m = [M / (96500 n)] I t$$

Dónde:

m = masa en gramos que se han depositado

M = peso atómico del elemento

n = número de electrones intercambiados

I = intensidad de la corriente en amperios

t = tiempo en segundos

6500 es el factor de equivalencia entre el Faraday y el Culombio. 1 F = 96500 C

El equivalente químico de un elemento en un compuesto dado es la relación entre la masa de un mol de átomos del elemento y el n° de oxidación con que actúa en el compuesto. ($E_q = \text{masa}/n^\circ \text{ de oxidación}$)

Ejemplo: calcular el equivalente químico del calcio en el óxido de calcio CaO, del cobre en el sulfato de cobre (II) (CuSO₄) y del hidrógeno en el agua. $E_q(\text{Ca}) = 40 \text{ gramos}/2 = 20\text{g}$; $E_q(\text{Cu}) = 63,5\text{g}/2 = 31,75\text{g}$; $E_q(\text{H}) = 1\text{g}/1 = 1\text{g}$

Ejercicios:

1.- A través de una solución de cloruro de CU (II) se hace circular una corriente de 2,5A durante 15 minutos. ¿Cuál será la masa de cobre depositada?

$$m = \varepsilon(\text{Cu}) It$$

$$\varepsilon(\text{Cu}) = (M / F n^\circ \text{ de oxidación}) = (63,5\text{g} / 96500 \text{ C} \times 2)$$

$$m = (63,5\text{g} / 96500 \text{ C} \times 2) (2,5 \text{ Ampere} \times 900 \text{ seg})$$

$$1 \text{ Ampere} = 1 \text{ C/seg}$$

$$m = 0,74\text{g}$$

2.- Calcular la intensidad de corriente eléctrica necesaria para depositar 24 gramos de hierro en una solución de cloruro de Fe (III) en 20 minutos

$$m = \varepsilon It$$

$$I = m / \varepsilon t$$

$$I = m F n^\circ \text{ de oxidación} / M t$$

$$I = [(24\text{gramos}) (96500\text{C/seg}) (3)] / [(56\text{g}) (1200\text{segundos})] = 103,4 \text{ A}$$

3.- Calcular el tiempo en horas, que deberá transcurrir para que se depositen 356g de cobre en una solución de cloruro de Cu (II) por la que pasa una corriente de 150 amperes

$$I = m F n^\circ \text{ de oxidación} / M t$$

Despejamos tiempo

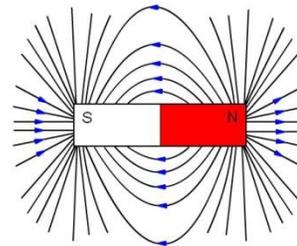
$$t = m F n^\circ \text{ oxidación} / MI$$

$$t = 356\text{g} \times 96500\text{C} \cdot 2 / 63,5\text{g} \cdot 150 \text{ A} = 7200\text{segundos} = 2 \text{ horas Ampere} = \text{C/seg}$$

1.6. CAMPO MAGNÉTICO DE UNA CORRIENTE ELÉCTRICA

➤ Flujo magnético

El flujo magnético Φ , es una medida de la cantidad de magnetismo, y se calcula a partir del campo magnético, la superficie sobre la cual actúa y el ángulo de incidencia formado entre las líneas de campo magnético y los diferentes elementos de dicha superficie. La unidad de flujo magnético Φ en el Sistema Internacional de Unidades es el weber y se designa por Wb (weberímetro).

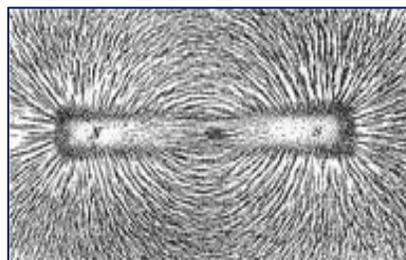


La unidad de densidad de flujo magnético B es el Tesla (T). Si el campo magnético B es vector paralelo al vector superficie de área S , el flujo Φ que pasa a través de dicha área es simplemente el producto del valor absoluto de ambos vectores:

$$\Phi = B \cdot S$$

➤ Campo magnético de una corriente eléctrica

Es una región del espacio en la cual una carga eléctrica puntual de valor q , que se desplaza a una velocidad V , sufre los efectos de una fuerza que es perpendicular y proporcional tanto a la velocidad v como al campo B . Así, dicha carga percibirá una fuerza descrita con la siguiente igualdad:



$$\mathbf{F} = q\mathbf{v} \times \mathbf{B}$$

Donde F es la fuerza, v es la velocidad y B el campo magnético, también llamado inducción magnética y densidad de flujo magnético. El módulo de la fuerza resultante será:

$$|\mathbf{F}| = |q||\mathbf{v}||\mathbf{B}| \cdot \sin \theta$$

La existencia de un campo magnético se pone de relieve gracias a la propiedad localizada en el espacio de orientar un magnetómetro (laminilla de acero imantado que puede girar libremente). La aguja de una brújula, que evidencia la existencia del campo magnético terrestre, puede ser considerada un magnetómetro.

Ejercicios:

1.-La definición de Tesla, indica que la inducción magnética uniforme repartida normalmente sobre una superficie de 1 m^2 , produce a través de esta superficie un flujo magnético total de un Weber.

Luego: $1 \text{ T} = 1 \text{ Wb} \times \text{m}^{-2} = 1 \text{ kg} \times \text{s}^{-2} \times \text{A}^{-1}$ y $1 \text{ G} = 10^{-4} \text{ T}$

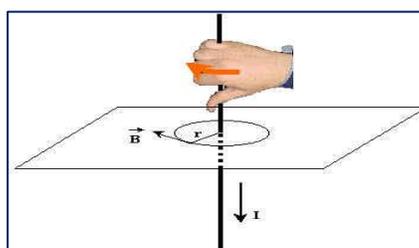
En una placa circular de 6cm de diámetro, existe una densidad de flujo ($B= 0.5$ tesla) y tiene una inclinación de 30° . Calcular el flujo mag. En Weber (Wb) y Gauss (G).

$$\Phi = B \cdot S \cdot \cos \alpha = 0,5 \times \pi (3 \cdot 10^{-2})^2 \times \cos 30^\circ \approx 1,23 \cdot 10^{-3} \text{ Wb} \quad \text{e igual a } 12,3 \text{ G.m}^2$$

1.- Calcular el valor de la inducción magnética B creado por un conductor rectilíneo a una distancia de 20 cm si la corriente que circula por el mismo es de 20 A.

Para resolver esta situación debemos recurrir a la expresión del cálculo del campo magnético producido por un conductor rectilíneo y de allí surge que estudiando la circulación del vector B se obtiene la expresión

$$B = \frac{\mu_o \cdot I}{2 \cdot \pi \cdot r} = \frac{4 \pi \cdot 10^{-7} \frac{\text{Wb}}{\text{A.m}} \cdot 20 \text{ A}}{2 \cdot \pi \cdot 0,20 \text{ m}} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ T}$$



por la
plano
figura

El sentido del vector campo magnético se determina regla de la mano derecha y siempre se ubica en un perpendicular al del conductor tal como muestra la adjunta.

3.- Calcular la magnitud del campo magnético en el interior de una bobina (solenoides) que tiene una longitud de 20 cm, tiene 2000 espiras que son recorridas por una corriente de 5 A.

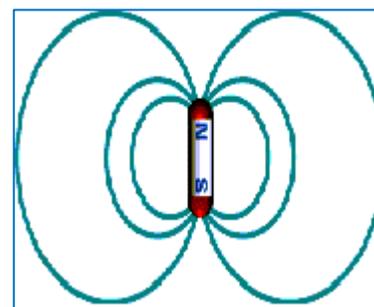
Para la calcular el campo magnético de un solenoide recurrimos a la expresión.

$$B = \frac{\mu_o \cdot N \cdot I}{L} = \frac{4 \pi \cdot 10^{-7} \frac{\text{Wb}}{\text{A.m}} \cdot 2000 \cdot 5 \text{ A}}{0,20 \text{ m}} = 6,3 \times 10^{-2} \text{ T}$$

1.7. IMANES Y CIRCUITOS MAGNÉTICOS

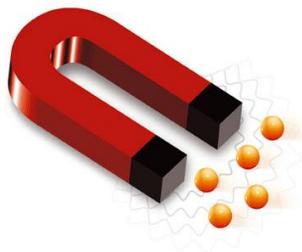
➤ Magnetismo

Existe en la naturaleza un mineral llamado magnetita o piedra imán que tiene la propiedad de atraer el hierro, el cobalto, el níquel y ciertas aleaciones de estos metales. Esta propiedad recibe el nombre de magnetismo.



➤ Los imanes

Un imán es un material capaz de producir un campo magnético exterior y atraer el hierro (también puede atraer al cobalto y al níquel).



Los imanes que manifiestan sus propiedades de forma permanente pueden ser naturales, como la magnetita (Fe_3O_4) o artificiales, obtenidos a partir de aleaciones de diferentes metales. Podemos decir que un imán permanente es aquel que conserva el magnetismo después de haber sido imantado. Un imán temporal no conserva su magnetismo tras haber sido imantado. En un imán la capacidad de atracción es mayor en sus extremos o polos.

Estos polos se denominan norte y sur, debido a que tienden a orientarse según los polos geográficos de la Tierra, que es un gigantesco imán natural.

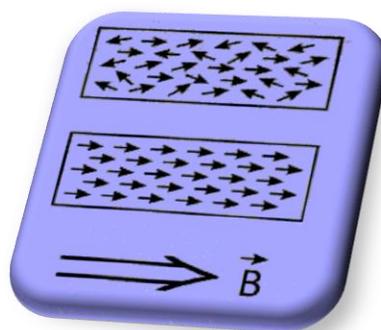
La región del espacio donde se pone de manifiesto la acción de un imán se llama campo magnético. Este campo se representa mediante líneas de fuerza, que son unas líneas imaginarias, cerradas, que van del polo norte al polo sur, por fuera del imán y en sentido contrario en el interior de éste; se representa con la letra B.

Desde hace tiempo es conocido que una corriente eléctrica genera un campo magnético a su alrededor. En el interior de la materia existen pequeñas corrientes cerradas debidas al movimiento de los electrones que contienen los átomos, cada una de ellas origina un microscópico imán o dipolo.

Cuando estos pequeños imanes están orientados en todas direcciones sus efectos se anulan mutuamente y el material no presenta propiedades magnéticas; en cambio si todos los imanes se alinean actúan como un único imán y en ese caso decimos que la sustancia se ha magnetizado.

Imantar un material es ordenar sus imanes atómicos.

En la figura derecha se observa en primer lugar un material sin imantar y debajo un material imantado.

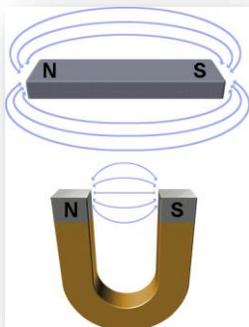


El magnetismo es producido por imanes naturales o artificiales. Además de su capacidad de atraer metales, tienen propiedad de polaridad. Los imanes tienen dos polos magnéticos diferentes llamados Norte o Sur. Si enfrentamos los polos Sur de dos imanes estos se repelen, y si enfrentamos el polo sur de uno, con el polo norte de otro se atraen. Otra particularidad es que, si los imanes se parten por la mitad, cada una de las partes tendrá los dos polos.

Cuando se pasa una piedra imán por un pedazo de hierro, éste adquiere a su vez la capacidad de atraer otros pedazos de hierro.

La atracción o repulsión entre dos polos magnéticos disminuye a medida que aumenta el cuadrado de la distancia entre ellos.

➤ Campo magnético



Se denomina campo magnético a la región del espacio en la que se manifiesta la acción de un imán. Un campo magnético se representa mediante líneas de campo.

Un imán atrae pequeños trozos de limadura de hierro, níquel y cobalto, o sustancias compuestas a partir de estos metales (ferromagnéticos). La imantación se transmite a distancia y por contacto directo. La región del espacio que rodea a un imán y en la que se manifiesta las fuerzas magnéticas se llama campo magnético.

Las líneas del campo magnético revelan la forma del campo. Las líneas de campo magnético emergen de un polo, rodean el imán y penetran por el otro polo. Fuera del imán, el campo está dirigido del polo norte al polo sur. La intensidad del campo es mayor donde están más juntas las líneas (la intensidad es máxima en los polos).

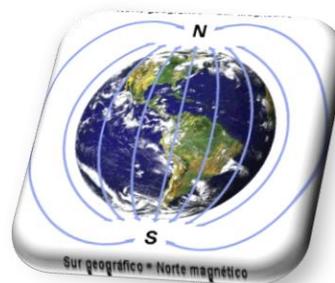
El magnetismo está muy relacionado con la electricidad. Una carga eléctrica está rodeada de un campo eléctrico, y si se está moviendo, también de un campo magnético. Esto se debe a las “distorsiones” que sufre el campo eléctrico al moverse la partícula.

El campo eléctrico es una consecuencia relativista del campo magnético. El movimiento de la carga produce un campo magnético.

En un imán de barra común, que al parecer esta inmóvil, está compuesto de átomos cuyos electrones se encuentran en movimiento (girando sobre su órbita. Esta carga en movimiento constituye una minúscula corriente que produce un campo magnético. Todos los electrones en rotación son imanes diminutos.

La brújula:

La brújula señala al norte magnético de la tierra, que no coincide con el norte geográfico, ya que como se había explicado antes los polos opuestos se atraen y los similares se repelen, en el norte geográfico de la tierra se encuentra el polo sur magnéticamente hablando por lo que su opuesto (el norte en este caso) apunta lo contrario en una brújula

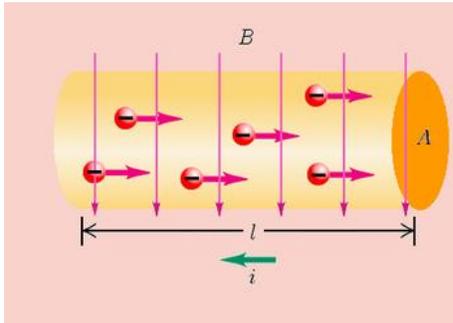


➤ La fuerza magnética

Es la parte de la fuerza electromagnética total o fuerza de Lorentz que mide un observador sobre una distribución de cargas en movimiento. Las fuerzas magnéticas son producidas por el movimiento de partículas cargadas, como por ejemplo electrones, lo que indica la estrecha relación entre la electricidad y el magnetismo.

Las fuerzas magnéticas entre imanes y/o electroimanes es un efecto residual de la fuerza magnética entre cargas en movimiento. Esto sucede porque en el interior de los imanes convencionales existen microcorrientes que macroscópicamente dan lugar a líneas de campo magnético cerradas que salen del material y vuelven a entrar en él. Los puntos de entrada forman un polo y los de salida el otro polo.

➤ Fuerza magnética sobre un conductor



Un conductor es un cable o alambre por el cual circula una corriente eléctrica. Una corriente eléctrica es un conjunto de cargas eléctricas en movimiento. Ya que un campo magnético ejerce una fuerza lateral sobre una carga en movimiento, es de esperar que la resultante de las fuerza sobre cada carga resulte en una fuerza lateral sobre un alambre por el que circula una corriente eléctrica, esta fuerza se calcula con la expresión:
 $F = i l B$

➤ Fuerza magnética entre dos imanes

Coulomb intentó averiguar la fuerza magnética que existe entre dos imanes. Como las cargas magnéticas de un imán están prácticamente concentradas en los extremos, se diseñaron imanes muy largos y delgados de modo que la acción de uno de los polos fuera despreciable en la posición del otro polo del mismo imán. Con la balanza de torsión encontró una ley semejante a la de Gravitación Universal y a la Ley de Coulomb Electrostática.

$$F = K_m \cdot (p \cdot p' / r^2) \cdot u_r$$

p y p' son cargas magnéticas.

K_m = cte característica del medio

r = la distancia entre ellas

Esta ley está en desuso ya que hoy se sabe que los campos eléctricos tienen relación con los magnéticos.

A partir de aquí se definió la Intensidad de campo magnético B (también llamado vector de inducción magnética)

$$B = K_m \cdot (p/r^2) \cdot ur$$

La fuerza sobre un polo magnético p' colocado en sus proximidades es $F = p' \cdot B$

Se representa por líneas de campo (o líneas de inducción magnética).

➤ Fuerza magnética sobre una corriente rectilínea

Una carga en movimiento en presencia de un imán experimenta una fuerza magnética F_m que desvía su trayectoria. Dado que la corriente eléctrica supone un movimiento continuado de cargas, un conductor por donde circula corriente sufrirá, por la acción de un campo magnético, el efecto conjunto de las fuerzas magnéticas que se ejercen sobre las diferentes cargas móviles de su interior. Si la corriente es rectilínea y de longitud l, la expresión de la fuerza magnética toma la forma:

$$F_m = I \cdot B \cdot L \cdot \sin \varphi$$

1.8. GALVANÓMETROS, AMPERÍMETROS Y VOLTÍMETROS

Los instrumentos de medición a utilizar son instrumentos destinados a la medición de magnitudes eléctricas, entre los que están el Voltímetro el cual mide diferencia de potencial eléctrico en voltios o submúltiplos; el Amperímetro que mide intensidad de corriente eléctrica en ampere o submúltiplos y Óhmetros que mide la resistencia eléctrica en Ohm (Ω) o submúltiplos.

Los tres instrumentos pueden presentarse en forma independiente o agrupados en un solo instrumento llamado Multímetro o, como se lo denomina comúnmente,

Como las magnitudes a medir están comprendidas en un rango muy amplio de valores, los voltímetros y amperímetros poseen un selector que nos permite seleccionar la escala que mejor se adecue al valor de la magnitud a medir. Esto es, el valor a medir quedará comprendido entre el cero y un valor máximo, denominado fondo de escala, que será superior al mismo.

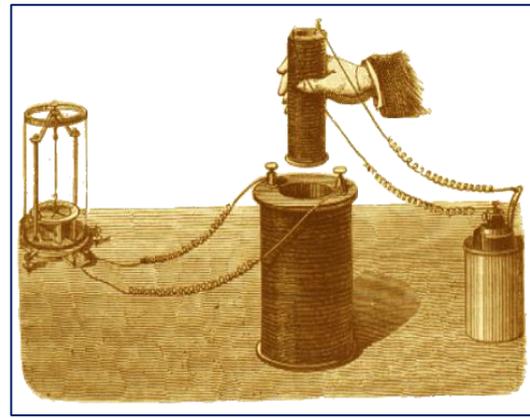
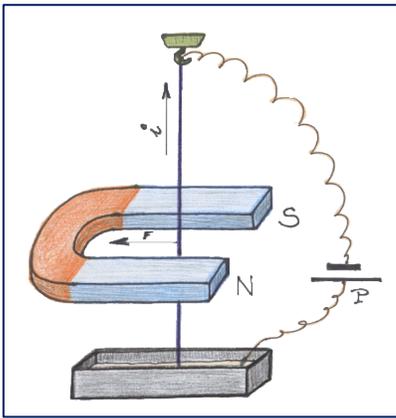


1.9. INDUCCIÓN ELECTROMAGNÉTICA

➤ Corrientes inducidas

En 1831, Michael Faraday observó que un imán generaba una corriente eléctrica en las proximidades de una bobina, siempre que el imán o la bobina estuvieran en movimiento. La explicación teórica fue:

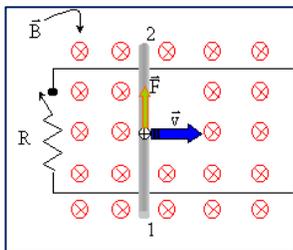
- Es necesario un campo magnético variable (imán, bobina o cable en movimiento) para crear una corriente eléctrica en el cable o en la bobina.
- Esta corriente se conoce como corriente inducida, y el fenómeno, como inducción electromagnética. La corriente eléctrica inducida existe mientras dure la variación del campo magnético.
- La intensidad de la corriente eléctrica es tanto mayor cuanto más intenso sea el campo magnético y cuanto más rápido se muevan el imán o la bobina.



➤ Condición para inducir una corriente eléctrica

La corriente eléctrica inducida existe mientras dure esta variación, y su intensidad es tanto mayor cuanto más rápida sea dicha variación. Una corriente eléctrica crea a su alrededor un campo magnético, y un campo magnético variable inducido, a su vez, una corriente eléctrica en un circuito.

El sentido de la corriente inducida (Ley de Lenz): La corriente inducida tiende a oponerse a la causa que la produce.



El circuito de la figura consta de una barra conductora (1-2) que desliza sobre dos conductores rectilíneos. El circuito queda cerrado a través de una resistencia señalada como R y lo acciona un interruptor.

Se encuentra inmerso en un campo magnético B el cual es perpendicular al plano definido por el circuito y dirigido hacia el interior de su pantalla. Si ponemos en movimiento la varilla con una velocidad v como se indica, en

las cargas que existen en la varilla se producirán fuerzas (Lorenz).

➤ Electromagnetismo

El electromagnetismo, estudia los fenómenos eléctricos y magnéticos que se unen en una sola teoría aportada por Faraday, que se resumen en cuatro ecuaciones vectoriales que relacionan campos eléctricos y magnéticos conocidas como las ecuaciones de Maxwell. Gracias a la invención de la pila de limón, se pudieron efectuar los estudios de los efectos magnéticos que se originan por el paso de corriente eléctrica a través de un conductor.

El Electromagnetismo, de esta manera es la parte de la Física que estudia los campos electromagnéticos y los campos eléctricos, sus interacciones con la materia y, en general, la electricidad y el magnetismo y las partículas subatómicas que generan flujo de carga eléctrica.

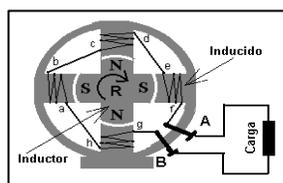
El electromagnetismo, por ende se comprende que estudia conjuntamente los fenómenos físicos en los cuales intervienen cargas eléctricas en reposo y en movimiento, así como los relativos a los campos magnéticos y a sus efectos sobre diversas sustancias sólidas, líquidas y gaseosas.

➤ Aplicación de las corrientes inducidas

La inducción electromagnética es el fundamento del alternador y la dinamo, dispositivos que generan corriente, así como de los transformadores y motores eléctricos, que convierten la energía eléctrica en mecánica (movimiento).

- El alternador y la dinamo.

Un alternador. - Está formado por un imán fijo a una bobina capaz de girar entre los polos del imán. El alternador produce corriente alterna.



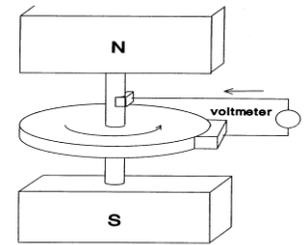
Un alternador consta de dos partes fundamentales, el inductor, que es el que crea el campo magnético y el inducido que es el conductor el cual es atravesado por las líneas de fuerza de dicho campo.



Un *rectificador*. - Transforma la corriente alterna en corriente continua, es decir, rectifica la corriente alterna.

Una *dinamo*. - Consta de un imán que gira en el interior de un núcleo de hierro dulce, que tiene arrollada una bobina. Una dinamo produce corriente continua.

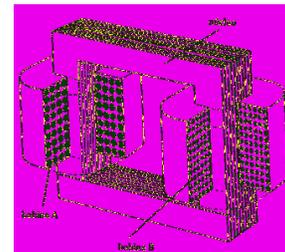
Faraday mostró que otra forma de inducir la corriente era moviendo el conductor eléctrico mientras la fuente magnética permanecía estacionaria. Este fue el principio de la dinamo de disco, que presentaba un disco conductor girando dentro de un campo magnético (ver el dibujo) movido mediante una correa y una polea en la izquierda. El circuito eléctrico se completaba con hilos estacionarios que tocan el disco en su borde y en su eje, como se muestra en la parte derecha del dibujo.



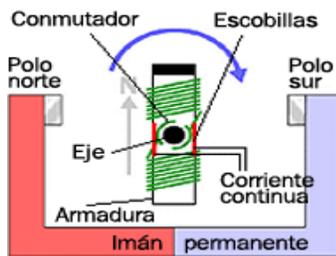
No era un diseño muy práctico de la dinamo (a menos que buscásemos generar enormes corrientes a muy bajo voltaje), pero en el universo a gran escala, la mayoría de las corrientes son producidas, aparentemente, mediante movimientos semejantes.

➤ El transformador

Un transformador consta de dos arrollamientos de cable sobre un núcleo de hierro dulce y se utiliza para modificar la tensión de la corriente alterna.



➤ El motor eléctrico

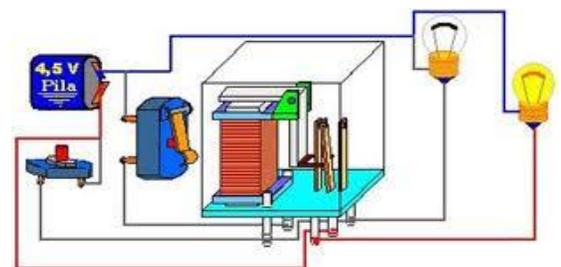


Un motor eléctrico es un aparato que transforma energía eléctrica en energía mecánica.

Existen diferentes tipos de motores, pero de entre todos tal vez sean los llamados “motores de corriente continua” los que permiten ver de un modo más simple cómo obtener movimiento gracias al campo magnético creado por una corriente.

Esquema de un motor eléctrico

El elemento situado en el centro es la parte del motor que genera el movimiento. Se la llama armadura o rotor, y consiste en un electroimán que puede girar libremente entorno a un eje. Dicho rotor está rodeado por un imán permanente, cuyo campo magnético permanece fijo. El electroimán recibe la corriente a través del contacto establecido entre las escobillas y el conmutador. Las escobillas permanecen fijas, mientras que el conmutador puede girar libremente entre ellas siguiendo el movimiento del rotor. Cuando la corriente pasa a lo largo del electroimán, sus polos son atraídos y repelidos por los polos del imán fijo, de modo que el rotor se moverá hasta que el polo norte del electroimán quede mirando al polo sur del imán permanente.



Pero, tan pronto como los polos del rotor quedan “mirando” a los polos del imán, se produce un cambio en el sentido de la corriente que pasa por el rotor. Este cambio es debido a que el conmutador, al girar, modifica los contactos con las escobillas e intercambia el modo en que el electroimán recibe la corriente de la pila.

Al modificarse el signo de los polos del electroimán, los polos del rotor resultarán repelidos por los polos del imán fijo, pues en esta nueva situación estarán enfrentados polos de igual signo, con lo cual el rotor se ve obligado a seguir girando. Nuevamente, cuando los polos del electroimán estén alineados con los polos opuestos del imán fijo, el contacto entre escobillas y conmutador modificará el sentido de la corriente, con lo cual el rotor será forzado a seguir girando.

1.10. AUTOINDUCCIÓN E INDUCCIÓN MUTUA

Cuando una corriente atraviesa una espira de una bobina, sobre ésta aparece un flujo, flujo que se transmitirá a las otras espiras de la bobina (por estar juntas) induciendo en ellas una corriente que se opondrá a la causa que lo produjo.

De la misma manera, si, pasado un cierto tiempo, se ha conseguido establecer una corriente a través de una bobina, cuando se desconecte aquélla (la corriente), cada espira, ante la disminución de flujo producida por el cese de la corriente, reaccionará creando una f.e.m. inducida que intentará mantener el flujo inicial.



De aquí que, debido a la interacción de unas espiras sobre otras, la bobina presenta una cierta inercia a cambiar su estado de flujo. A esta inercia, que depende de la construcción de la bobina, se le denomina AUTOINDUCCIÓN y se representa por la letra L.

L es la constante de proporcionalidad, siempre que el núcleo no esté saturado, entre el flujo y la corriente.

De este modo: $\phi = L I$

La unidad de autoinducción es el HENRIO (H), y sus submúltiplos más usuales:

El milihenrio (mH) = 10^{-3} H.

El microhenrio (μ H) = 10^{-6} H

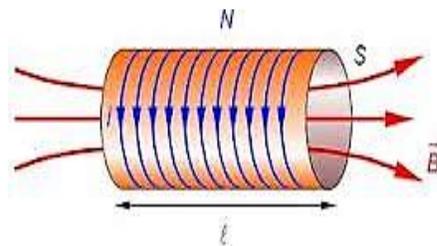
Si se considera que L es constante, lo que prácticamente ocurre en un gran margen de corriente, la ley de Faraday aparecerá en la forma:

$$E = n \frac{\Delta \Phi}{\Delta t} = n \frac{\Delta (L I)}{\Delta t} = n L \frac{\Delta I}{\Delta t}$$

La fuerza electromotriz inducida E, resulta ser proporcional a la velocidad de variación de la corriente y al coeficiente de autoinducción L.

Para una forma geométrica de bobina dada, L depende de la permeabilidad (m) del núcleo.

Como hay veces que interesa la utilización de bobinas cuya autoinducción pueda ajustarse, se construyen bobinas con núcleo desplazable, que puede introducirse más o menos en el interior del arrollamiento, resultando que la permeabilidad m resultante se pueda variar de una forma continua, por lo que también se varía L: son las bobinas ajustables, cuyo símbolo es:



Una corriente variable crea un flujo variable que, a su vez, es capaz de inducir otra corriente en una bobina situada en las proximidades. Entre dos bobinas, colocadas juntas, o incluso con un núcleo común (se dice entonces que están acopladas o que existe un acoplamiento entre ellas), aparece una interacción: la corriente inducida en una de ellas depende de la corriente que circula por la otra, y viceversa.

Es decir, existe una inducción mutua. El coeficiente de inducción mutua se representa por la letra M y su valor: $M = K\sqrt{L_1 L_2}$

Dónde:

M: Coeficiente de inducción mutua

L_1 : coeficiente de autoinducción de la primera bobina

L_2 : coeficiente de autoinducción de la segunda bobina

K: Coeficiente de acoplamiento

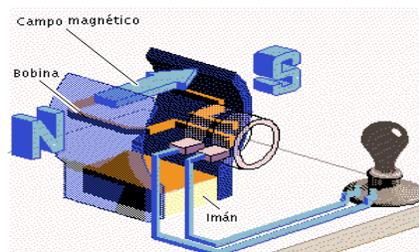
Nota: K, toma valores comprendidos entre 0 (no existe acoplamiento: la inducción mutua es nula) y 1 (acoplamiento perfecto) $0 \leq K \leq 1$



No siempre son indeseables las corrientes de Foucault. Algunas veces se aprovecha su efecto calorífico para aplicaciones industriales o domésticas. Tal es el caso de la fusión del platino (infusible a la llama) o de los hornos microondas.

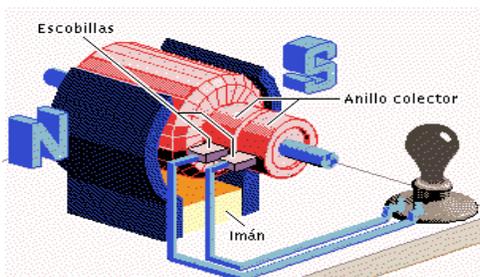
1.11. GENERADOR Y MOTOR ELÉCTRICOS

Son grupos de aparatos que se utilizan para convertir la energía mecánica en eléctrica, o a la inversa, con medios electromagnéticos. A una máquina que convierte la energía mecánica en eléctrica se le denomina generador, alternador o dínamo, y a una máquina que convierte la energía eléctrica en mecánica se le denomina motor.



Dos principios físicos relacionados entre sí sirven de base al funcionamiento de los generadores y de los motores.

El primero es el principio de la inducción descubierto por el científico e inventor británico Michael Faraday en 1831. Si un conductor se mueve a través de un campo magnético, o si está situado en las proximidades de un circuito de conducción fijo cuya intensidad puede variar, se establece o se induce una corriente en el conductor.



El principio opuesto a éste fue observado en 1820 por el físico francés André Marie Ampere. Si una corriente pasaba a través de un conductor dentro de un campo magnético, éste ejercía una fuerza mecánica sobre el conductor.

La máquina dinamoeléctrica más sencilla es la dinamo de disco desarrollada por Faraday, que consiste en un disco de cobre que se monta de tal forma que la parte del disco que se encuentra entre el centro y el borde quede situada entre los polos de un imán de herradura.

Cuando el disco gira, se induce una corriente entre el centro del disco y su borde debido a la acción del campo del imán. El disco puede fabricarse para funcionar como un motor mediante la aplicación de un voltaje entre el borde y el centro del disco, lo que hace que el disco gire gracias a la fuerza producida por la reacción magnética.

El campo magnético de un imán permanente es lo suficientemente fuerte como para hacer funcionar una sola dinamo pequeña o motor. Por ello, los electroimanes se emplean en máquinas grandes. Tanto los motores como los generadores tienen dos unidades básicas: el campo magnético, que es el electroimán con sus bobinas, y la armadura, que es la estructura que sostiene los conductores que cortan el campo magnético y transporta la corriente inducida en un generador, o la corriente de excitación en el caso del motor.

La armadura es por lo general un núcleo de hierro dulce laminado, alrededor del cual se enrollan en bobinas los cables conductores.

➤ Tipos de generadores

- Generador Químico

El tipo de generadores más conocido es el generador químico, al cual pertenece la pila eléctrica o pila seca. Transforma energía producida en ciertas reacciones químicas en energía eléctrica capaz de mantener una diferencia de potencial constante entre sus polos o bornes. Una pila cinc-carbón, como las que se emplean para alimentar un aparato de radio portátil, está formada por dos elementos o electrodos de diferentes sustancias. Uno es de cinc y tiene forma de envoltura cilíndrica, el otro es una barrita de carbón.

Entre ambos existe una pasta intermedia o electrolito que contribuye al proceso de generación de tensión. La reacción química que se produce en el electrodo de cinc libera electrones, con lo que éste se convierte en un polo negativo (cátodo); la que se produce en el electrodo de carbón da lugar a una disminución de electrones, resultando de signo positivo (ánodo).

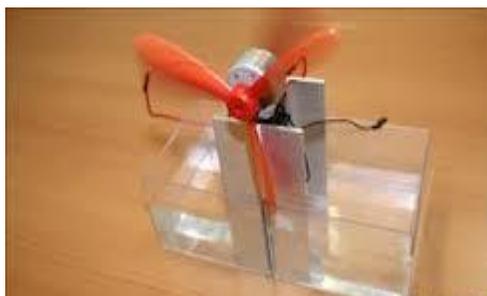


La tensión producida por una pila es constante y al aplicarla sobre un circuito eléctrico produce una corriente continua. Este tipo de corriente se caracteriza porque el sentido del movimiento de los portadores de carga se mantiene constante.

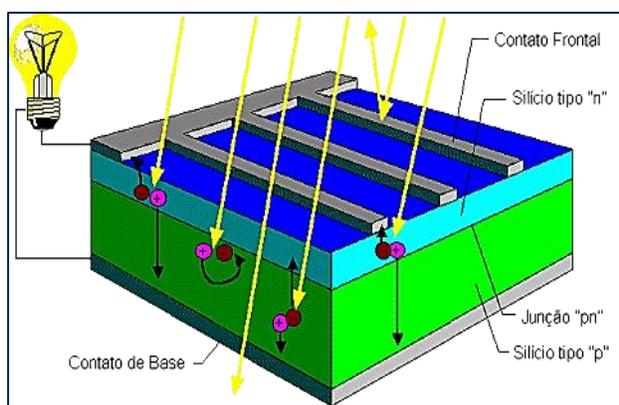
La pila de combustible es otro tipo de generador químico de uso frecuente en el suministro de energía eléctrica a naves espaciales. Recibe este nombre porque las sustancias que participan en las correspondientes reacciones químicas son, en parte, introducidas desde el exterior como si de un combustible se tratara.

Una pila de combustible típica es la que se basa en las reacciones hidrógeno-oxígeno que se producen con pérdida de electrones en un electrodo y ganancia en el otro, dando lugar a una diferencia de potencial capaz de producir una corriente eléctrica exterior.

➤ Generador Termoeléctrico



Un termopar es un generador termoeléctrico que transforma calor en electricidad. Se produce cuando dos hilos conductores unidos entre sí por sus extremos respectivos se someten a una diferencia de temperatura, sumergiendo una de las soldaduras en hielo fundente y aplicando a la otra la llama de un mechero. Entre ambos puntos se genera una diferencia de potencial que aumenta con la temperatura y puede detectarse con un aparato de medidas eléctricas. Dicho efecto generador de electricidad conocido como efecto Seebeck se emplea principalmente en la medida de temperaturas.



➤ La célula fotovoltaica

Es un generador que transforma la energía luminosa en energía eléctrica. Se basa en la capacidad de los semiconductores para conducir la electricidad en un sentido dado, pero no en el opuesto. Al incidir la luz sobre la célula, arranca algunos electrones de sus átomos, electrones que se acumulan en una región determinada a expensas de la pérdida de electrones en la región opuesta. Estas dos regiones constituyen los

polos negativo y positivo, respectivamente, de la célula cuya diferencia de potencial se mantendrá constante en tanto no varíe la intensidad luminosa que alcanza su superficie.

➤ Generador Electromagnético

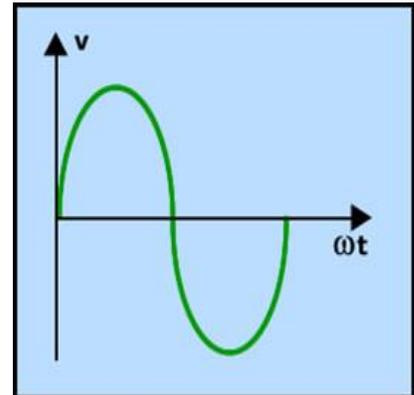
El generador electromagnético se basa en el fenómeno de la inducción electromagnética. Cuando un conductor cerrado se hace girar en el seno del campo magnético producido por un imán se genera en su interior una diferencia de potencial capaz de producir una corriente eléctrica. Es el tipo de generador denominado alternador que se emplea en las grandes plantas de producción de energía eléctrica. En ellas, diferentes formas de energía, cuya naturaleza depende del tipo de central, se invierten en mover grandes bobinas de conductores, haciéndolas girar en el seno de campos magnéticos. De este modo se producen tensiones



eléctricas entre sus bornes cuya polaridad positiva/negativa, se invierte alternativamente con el tiempo a razón de cincuenta veces en cada segundo. Cuando esta tensión se aplica a un circuito eléctrico, produce en él una corriente alterna que se caracteriza por una inversión alternativa, con idéntica frecuencia, del sentido del movimiento de los portadores de carga.

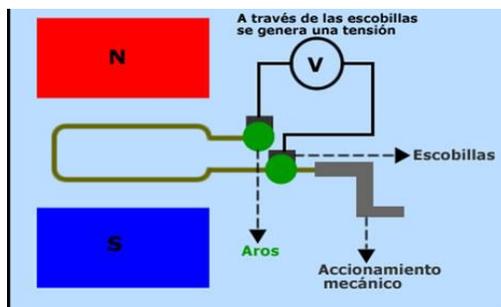
1.12. LA CORRIENTE ALTERNA

Llamamos corriente alterna a la corriente que cambia constantemente de polaridad, es decir, es la corriente que alcanza un valor pico en su polaridad positiva, después desciende a cero y, por último, alcanza otro valor pico en su polaridad negativa o, viceversa, es decir, primero alcanza el valor pico en su polaridad negativa y luego en su polaridad positiva.



La polaridad es importante, porque es cierto que puede tener una señal senoidal, pero una señal senoidal puede ser tanto de corriente alterna como de corriente continua. Así que es importante tener claro que la corriente alterna cambia de polaridad, independientemente de la forma o apariencia que tenga su señal en un osciloscopio.

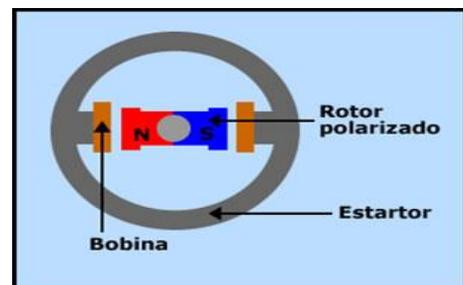
Una manera simple de generar corriente alterna, es con el uso de un alternador elemental como el de la figura:



En el dibujo se puede observar, como la espira corta las líneas de fuerza del campo magnético y genera una tensión que es recogida por los dos colectores (Aros/bolas verdes) para que después las escobillas puedan transmitir esa tensión. El dibujo, aunque simple, demuestra de qué manera funcionan los alternadores más sencillos.

sencillos.

Ahora bien, en la actualidad y con el fin de eliminar los dos colectores, se construyen los alternadores de diferente manera. La parte móvil no es la bobina, la parte móvil es el



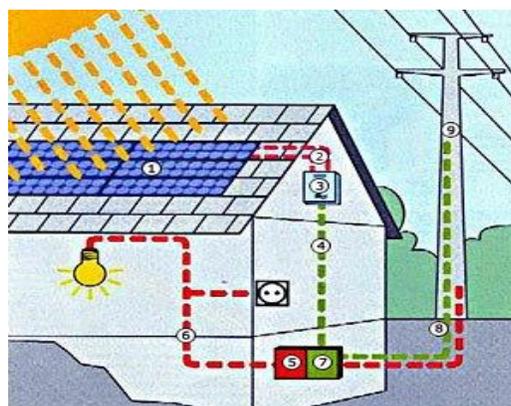
rotor o también llamado la parte polar del alternador.

Efectivamente, en el dibujo observamos como las bobinas se encuentran ancladas en el estator, lo cual las convierte en una parte fija. Y el rotor polarizado es la parte móvil.

➤ Las ventajas del uso de la corriente alterna.

Principalmente existen dos ventajas muy significativas y están relacionadas entre sí. Una de ellas es su transporte o distribución, ya hemos tratado este tema en otras páginas. Aquí solamente diremos que su transporte o distribución en líneas trifásicas lo hacen más económico y seguro que si fuera corriente continua.

La otra ventaja es su transformación. La corriente alterna se puede transformar y variar con un transformador, en cambio la corriente continua no se puede transformar con un transformador. Es cierto que se puede reducir la corriente continua, pero no se puede aumentar. Existe otra ventaja del uso de la corriente alterna. Las máquinas eléctricas como los motores están mejor diseñados para el uso de la corriente alterna que para la corriente continua. De hecho, los motores de corriente alterna son más sencillos de fabricar y más robustos que los motores de corriente continua.



ALESSANDRO VOLTA (1745-1827)



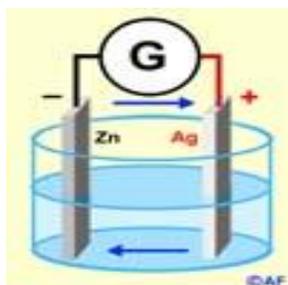
Físico italiano.
Inventor de la batería eléctrica conocida como “Pila de Volta”

Alessandro Volta, o Conde Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta, físico y pionero en los estudios de la electricidad, nació en Como, Lombardía, Italia, el 18 de febrero de 1745, en el seno de una familia de nobles. A los siete años falleció el padre y la familia tuvo que hacerse cargo de su educación. Desde muy temprano se interesó en la física y a pesar del deseo de su familia de que estudiara una carrera jurídica, él se las ingenió para estudiar ciencias.

Profesor de física de la Royal School de Como. En 1775 inventó el electróforo, dispositivo con el que podía producir corriente estática; en 1778, interesado por la composición de los gases, descubrió y aisló el gas metano.

Ese descubrimiento le abre las puertas de la fama dentro de la comunidad científica de la época y le da la oportunidad de conocer y relacionarse con otros científicos. Un año después lo nombran catedrático de física experimental de la Universidad de Pavia.

Mediante las múltiples pruebas que realizó pudo determinar que los metales más apropiados para esa función eran el zinc y la plata (que posteriormente sustituiría por cobre). El siguiente paso fue experimentar lo que ocurriría si conectaba varios vasos entre sí. Debido a que con salmuera líquida era engorroso realizar esos experimentos, ideó la alternativa de impregnar cartón con la salmuera, sustituyendo posteriormente ese material por un paño empapado igualmente en salmuera, emparedándolo entre los dos metales, para formar una celda. De esa manera pudo unir varias entre sí, colocándolas unas encima de las otras, hasta formar una batería de celdas conectadas en serie.



Pila primitiva de Volta

**DESARROLLO DE CONTENIDOS
UNIDAD 2**

DESTREZAS CON CRITERIO DE DESMPENÑO DE LA UNIDAD

- ❖ Analizar los conceptos de calor y temperatura a partir de la explicación de sus características y de la identificación, descripción e interpretación de situaciones problemáticas relacionadas con ellos, específicamente en ejercicios sobre conversiones de temperatura, calor ganado o perdido, calorimetría, calor latente de fusión y ebullición, dilatación de sólidos y líquidos.
- ❖ Interpretar las leyes de la termodinámica mediante el diseño de un trabajo experimental, la observación y la toma y registro de datos para su posterior análisis y extracción de conclusiones.

2. CALOR Y TEMPERATURA	CONOCIMIENTOS BÁSICOS
	2. Calor y temperatura 2.1. Dilatación de sólidos y líquidos 2.2. Calorimetría, fusión, vaporización 2.3. Transmisión del calor 2.4. Termodinámica

2. CALOR Y TEMPERATURA

La energía térmica

La energía térmica es la energía cinética (relacionada con el movimiento) media de un conjunto muy grande de átomos o moléculas. Esta energía



cinética media depende de la temperatura, que se relaciona con el movimiento de las partículas (átomos y moléculas) que constituyen las sustancias.

➤ La temperatura

La temperatura es la medida de la energía térmica de una sustancia. Se mide con un termómetro. Las escalas más empleadas para medir esta magnitud son la Escala Celsius (o centígrada) y la Escala Kelvin. 1°C es lo mismo que 1 K, la única diferencia es que el 0 en la escala Kelvin está a -273°C .

En la escala Celsius se asigna el valor 0 (0°C) a la temperatura de congelación del agua y el valor 100 (100°C) a la temperatura de ebullición del agua. El intervalo entre estas dos temperaturas se divide en 100 partes iguales, cada una de las cuales corresponde a 1 grado.

En la escala Kelvin se asignó el 0 a aquella temperatura a la cual las partículas no se mueven (temperatura más baja posible). Esta temperatura equivale a -273°C de la escala Celsius.

Para convertir ambas temperaturas, tenemos que tener en cuenta que: $T (\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$

➤ Calor y equilibrio térmico

Cuando dos cuerpos a distintas temperaturas se ponen en contacto, terminan igualando sus temperaturas. Entonces se dice que se ha alcanzado el equilibrio térmico.

Cuando dos sistemas entran en contacto, las partículas con mayor energía cinética transfieren, mediante choques, parte de su energía a las restantes partículas, de manera que al final la energía cinética media de todo el conjunto es la misma.

Cuando dos sistemas en desequilibrio térmico entran en contacto, el de mayor temperatura transfiere energía térmica al de menor temperatura hasta conseguir el equilibrio térmico.

El calor es la transferencia de energía desde un cuerpo que se encuentra a mayor temperatura hasta otro de menor temperatura. Cuando ambos cuerpos igualan sus temperaturas se detiene la transmisión de energía.

El calor siempre se transfiere desde el cuerpo de mayor temperatura al de menor temperatura, independientemente de sus tamaños relativos.

➤ Unidades de medida del calor

El calor se mide en unidades de energía. Por tanto, en el Sistema Internacional su unidad es el julio

(J). Sin embargo, la unidad tradicional para medir el calor es la caloría (cal). La equivalencia es:

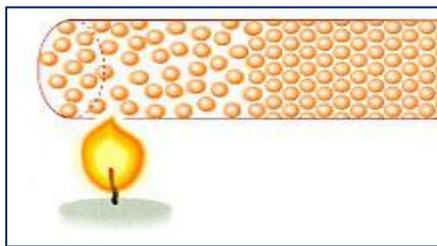
$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J} \quad \text{ó} \quad 1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$$

¿Cómo se transfiere o transmite el calor?

La transmisión de calor siempre ocurre desde el cuerpo más caliente al más frío. Se puede dar por tres mecanismos: Conducción, convección y radiación.

a) Conducción

El proceso por el que se transmite calor de un punto a otro de un sólido se llama Conducción.



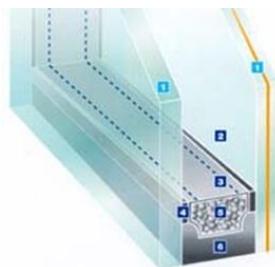
En la conducción se transmite energía térmica, pero no materia. Los átomos del extremo que se calienta, empiezan a moverse más rápido y chocan con los átomos vecinos transmitiendo la energía térmica.

Las sustancias tienen distinta conductividad térmica, existiendo materiales conductores térmicos y aislantes térmicos.

Conductores térmicos: Son aquellas sustancias que transmiten rápidamente la energía térmica de un punto a otro. *Por ejemplo,* los metales.

Aislantes térmicos: Son aquellas sustancias que transmiten lentamente la energía térmica de un punto a otro. *Ejemplos:* Vidrio, hielo, ladrillo rojo, madera, corcho, etc. Suelen ser materiales porosos o fibrosos que contienen aire en su interior.

Conducción térmica



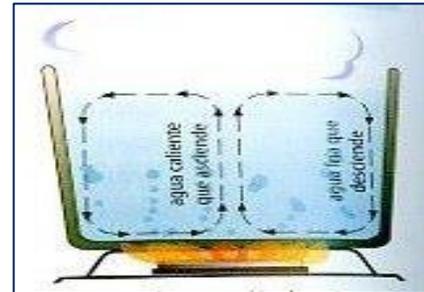
Los gases son muy malos conductores del calor; por eso, el aire contenido entre las dos hojas de las ventanas con doble acristalamiento constituye un método muy eficaz para reducir las pérdidas de calor a través de ellas.

El hielo es un buen aislante térmico. La temperatura que se alcanza en el interior del iglú se mantiene bastante estable.



b) Convección

La convección es el proceso por el que se transfiere energía térmica de un punto a otro de un fluido (líquido o gas) por el movimiento del propio fluido.



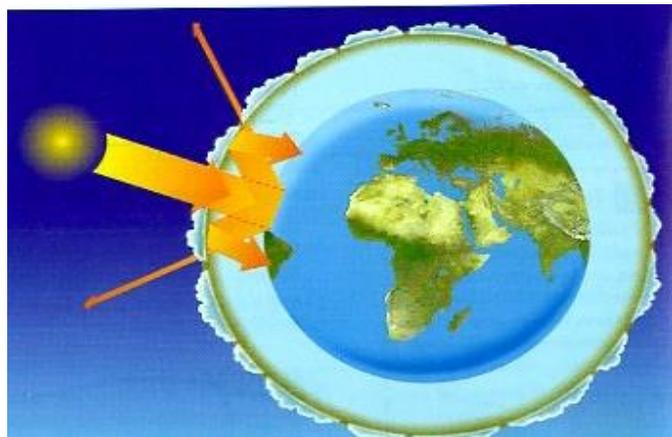
Al calentar, por ejemplo, agua en un recipiente, la parte del fondo se calienta antes, se hace menos denso y sube, bajando el agua de la superficie que está más fría y así se genera un proceso cíclico.

En la convección se transmite energía térmica mediante el transporte de materia.

c) Radiación

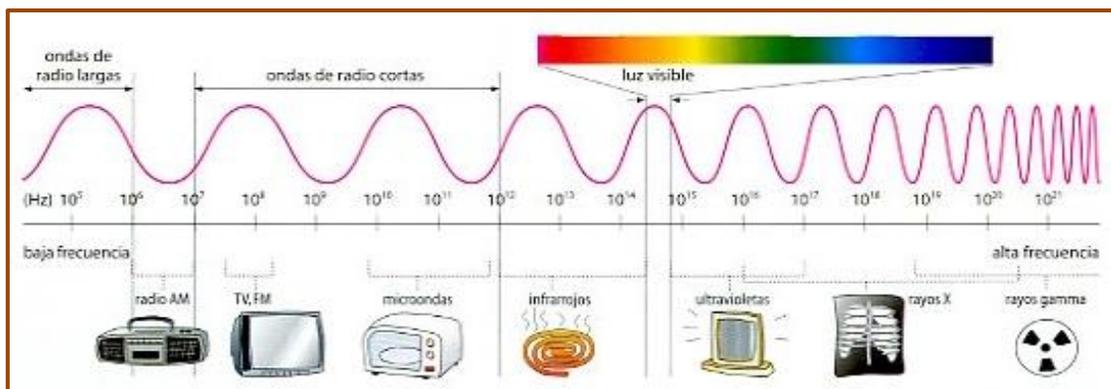
La radiación es el proceso por el que los cuerpos emiten energía que puede propagarse por el vacío.

La energía que los cuerpos emiten por este proceso se llama Energía radiante. Por ejemplo, la Tierra recibe energía radiante procedente del Sol, gracias a la cual la temperatura del planeta resulta idónea para la vida.



Todos los cuerpos radian energía en función de su temperatura. Cuanto mayor sea la temperatura, mayor será la energía de la radiación que emiten.

Las radiaciones se clasifican, de menor a mayor energía en:



Las radiaciones de alta frecuencia son las que tienen más energía (rayos gamma, rayos X, ultravioleta). Todos los cuerpos absorben radiación, pero también reflejan parte de ella. Los cuerpos que absorben las radiaciones, pero reflejan muy pocas, se perciben como oscuros o negros (si no reflejan ninguna). Por el contrario, los cuerpos que reflejan las radiaciones y absorben muy pocas, se perciben como claros o blancos (si las reflejan todas).

Ejercicios:

Para convertir de Celsius a Fahrenheit, primero multiplica por 180/100, después suma 32	
Para convertir de Fahrenheit a Celsius, primero resta 32, después multiplica por 100/180	
Celsius a Fahrenheit	$(^{\circ}\text{C} \times \frac{9}{5}) + 32 = ^{\circ}\text{F}$
Fahrenheit a Celsius	$(^{\circ}\text{F} - 32) \times \frac{5}{9} = ^{\circ}\text{C}$

Convierte 26° Celsius (<i>¡un día caluroso!</i>) a Fahrenheit <i>Primero:</i> $26^{\circ} \times \frac{9}{5} = 234/5 = 46.8$ <i>Después:</i> $46.8 + 32 = 78.8^{\circ}\text{F}$	Convierte 98.6° Fahrenheit (<i>¡temperatura corporal normal!</i>) a Celsius <i>Primero:</i> $98.6^{\circ} - 32 = 66.6$ <i>Después:</i> $66.6 \times \frac{5}{9} = 333/9 = 37^{\circ}\text{C}$
---	---

1) ¿Qué cantidad de calor necesita absorber un trozo de cobre cuya masa es 25g si se encuentra a una temperatura de 8°C y se desea que alcance una temperatura final de 20°C?

Datos: $Q = x$ $m = 25\text{g}$ $ce = 0,093\text{cal}/^{\circ}\text{C g}$ $t^{\circ}\text{ inicial} = 8^{\circ}\text{C}$ $t^{\circ}\text{ final} = 20^{\circ}\text{C}$ $\Delta t^{\circ} = 20^{\circ}\text{C} - 8^{\circ}\text{C} = 12^{\circ}\text{C}$	Aplicando la fórmula: $Q = m \cdot ce \cdot \Delta t^{\circ}$ Reemplazando: $Q = 25\text{g} \cdot 12^{\circ}\text{C} \cdot 0,093\text{cal}/^{\circ}\text{C g}$ $Q = 27,9$ calorías
--	--

2) ¿Cuánto calor necesita 250cc de agua para llegar a una temperatura de 100°C, es decir, para convertirse en vapor, si se encuentra a una temperatura de 20°C?

Datos: Q = x m = 255cc = 255g ce = 1cal /°C g t° inicial = 20°C t° final = 100°C $\Delta t^\circ = 100^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C} = 80^\circ\text{C}$	Aplicando la fórmula: $Q = m \text{ ce } \Delta t^\circ$ Reemplazando: $Q = 255\text{g} \cdot 80^\circ\text{C} \cdot 1\text{cal} /^\circ\text{C g}$ Q = 20.000 calorías
--	---

3) ¿Cuánto calor necesitaría absorber un trozo de hielo de 420g para convertirse en un líquido de 20°C si se encuentra a una temperatura de -20°C?

Datos: Q = x m = 420g ce = 0,505cal /°C g t° inicial = -20°C t° final = 20°C $\Delta t^\circ = 20^\circ\text{C} - (-20)^\circ\text{C} = 40^\circ\text{C}$	Aplicando la fórmula: $Q = m \text{ ce } \Delta t^\circ$ Reemplazando: $Q = 420\text{g} \cdot 40^\circ\text{C} \cdot 0,505\text{cal} /^\circ\text{C g}$ Q = 8.484 calorías
--	--

2.1. DILATACIÓN DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

➤ Dilatación

La experiencia muestra que los sólidos se dilatan cuando se calientan y se contraen cuando se enfrían. La dilatación y la contracción ocurren en tres (3) dimensiones: largo, ancho y alto. A la variación en las dimensiones de un sólido causada por calentamiento (se dilata) o enfriamiento (se contrae) se denomina Dilatación térmica.

La dilatación de los sólidos con el aumento de la temperatura ocurre porque aumenta la energía térmica y esto hace que aumente las vibraciones de los átomos y moléculas que forman el cuerpo, haciendo que pase a posiciones de equilibrio más alejadas que las originales. Este alejamiento mayor de los átomos y de las moléculas del sólido produce su dilatación en todas las direcciones.

➤ Forma de dilatación

La dilatación de un cuerpo puede ser:

Lineal: La que se verifica notoriamente respecto de su longitud. Es el caso de una varilla, un bulón, un riel, etc.

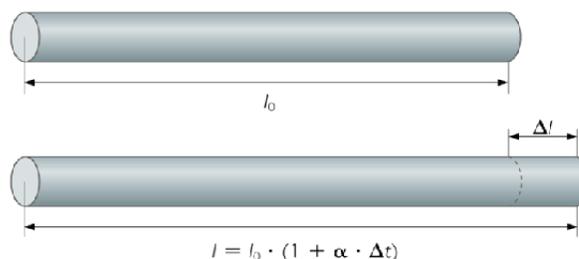
Superficial: Se llama así la que se observa con mayor amplitud en la superficie. Ejemplo: caso de losas de cemento, de chapas, etc.

Cúbica: Este tipo de dilatación se verifica en el volumen del cuerpo, tal como puede ocurrir en un cuerpo esférico, en el aire encerrado en una pelota o un neumático o en los pistones de un motor de un automóvil.

En realidad, cuando un cuerpo se calienta se produce dilatación cúbica, pero según la que resulte más evidente será considerada como lineal, superficial o cúbica.

➤ Dilatación lineal

Cuando se expone una varilla metálica a la acción del calor observamos un aumento progresivo de su longitud. Podemos constatar entonces que cuanto más tiempo se haya calentado, mayor será la temperatura adquirida y la longitud alcanzada.



En consecuencia:

- La dilatación es directamente proporcional a la temperatura. Si experimentamos con dos o tres varillas del mismo material, verificaremos que, a mayor longitud, se produce mayor dilatación.

Por lo tanto:

- La dilatación es directamente proporcional a la longitud inicial. Trabajemos ahora con tres o más varillas de diversas sustancias, por ejemplo, cobre, aluminio, hierro, cinc, etc. Verificaremos que, al alcanzar toda la misma temperatura, sus longitudes son diferentes.

En consecuencia:

- La dilatación depende de la sustancia que constituye el cuerpo.

En resumen:

- La dilatación es directamente proporcional a la temperatura, a la longitud inicial y a una constante que depende de la sustancia del cuerpo, llamada coeficiente de dilatación (λ)

En símbolos:

$$l_t = l_0 (1 + \alpha \Delta t)$$

Siendo:

l_t = longitud a t °C

l_0 = longitud inicial (antes de iniciar el calentamiento)

α = coeficiente de dilatación

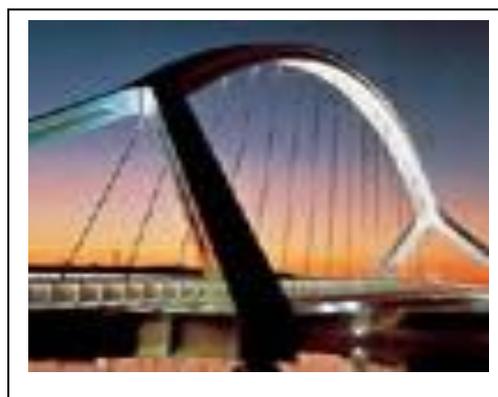
Δt = variación de temperatura

Coeficiente de dilatación lineal (α)

- El coeficiente de dilatación lineal es el aumento de longitud que se produce por cada grado centígrado y por cada centímetro de longitud.

Tabla de coeficientes de diferentes sustancias (en $1/^\circ\text{C}$)

Sustancia	Coeficiente
Acero	0,000012
Aluminio	0,0000238
Cinc	0,000063
Cobre	0,0000165
Hierro	0,0000122
Plata	0,0000197
Platino	0,00009
Plomo	0,0002260
Vidrio común	0,000009
Vidrio Pírex	0,0000003



Efectos del Calor

➤ Dilatación superficial

Se llama así al caso de un cuerpo que se calienta y en el que predomina la dilatación al respecto de su superficie. Para calcular la superficie alcanzada al calentar una chapa metálica se aplica la siguiente fórmula:

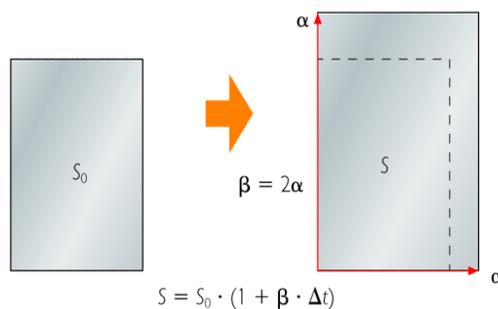
$$S_t = S_0 (1 + \beta \Delta t)$$

S_t = Superficie a t °C

S_0 = Superficie inicial

$\beta = 2\alpha$ = Coeficiente de dilatación superficial

Δt = Variación de temperatura

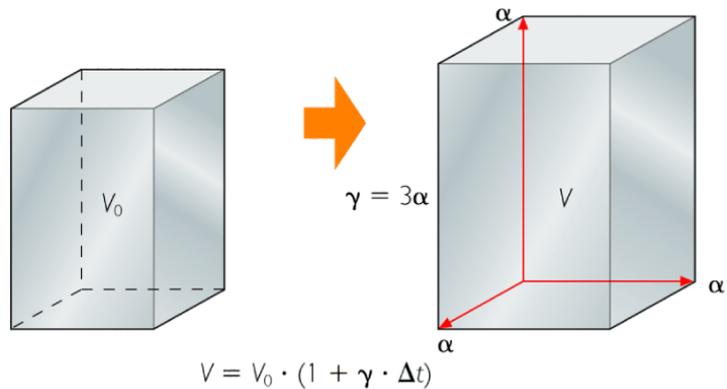


Aproximadamente $\beta = 2 \alpha$, es decir, basta duplicar el valor de λ para obtener β .

➤ Dilatación cúbica

Esta es la dilatación en la que se verifica un aumento simultáneo en los tres sentidos: largo, ancho y alto.

Coefficiente de dilatación cúbica. - Es el aumento de volumen que se registra por cada unidad de volumen por cada grado centígrado de aumento en su temperatura.



En símbolos:

$$\gamma = \frac{V_t - V_0}{V_0 \Delta t}$$

$$\gamma = 3 \alpha = \text{coeficiente de dilatación cúbica}$$

Δt = variación de temperatura

De esta última expresión resulta, pasando factores y términos, que:

$$V_t = V_0 (1 + \gamma \Delta t)$$

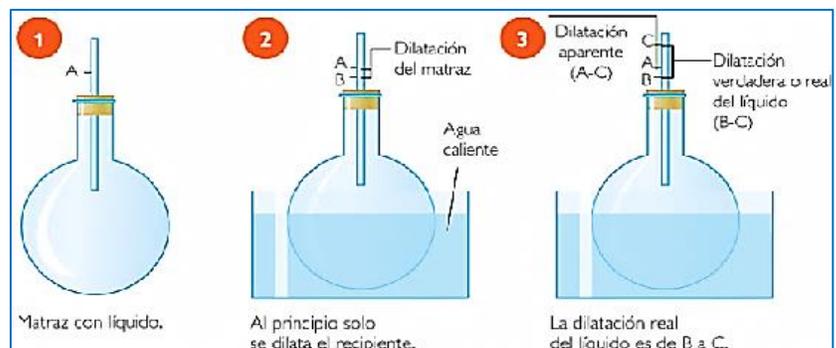
Con la cual podemos determinar el volumen alcanzado por el cuerpo al calentarse y variar su temperatura al valor Δt .

➤ Dilatación de líquidos

Cuando los líquidos se calientan es más difícil medir el cambio de volumen que experimentan que en los sólidos, porque, a la vez que el líquido, también se dilata el recipiente que lo contiene.

La dilatación anómala del agua

El hecho de que el agua no siga la conducta de los demás cuerpos, en lo que a la dilatación se refiere, es providencial para la vida marina en las zonas árticas



Los líquidos tienen mayores coeficientes de dilatación que los sólidos, aunque no son constantes: varían con la temperatura. El mercurio es el líquido con coeficiente de dilatación más constante; por eso se utilizó en los termómetros.

El agua es un líquido que se comporta de manera anómala en la dilatación. Entre 0 y 4 °C, el agua líquida, en vez de aumentar su volumen, se contrae. La consecuencia de esta contracción de volumen es un aumento de la densidad. La densidad del agua es máxima a 4 °C.

Ejercicios:

Dilatación Lineal

1.- A una temperatura de 15° C una varilla de hierro tiene una longitud de 5 metros. ¿Cuál será su longitud al aumentar la temperatura a 25 ° C?

Datos

$$\alpha_{\text{Fe}} = 11.7 \times 10^{-6}$$

$$L_0 = 5 \text{ m.}$$

$$T_0 = 15^\circ \text{ C}$$

$$T_f = 25^\circ \text{ C}$$

$$\Delta T = (25^\circ \text{ C} - 15^\circ \text{ C}).$$

$$L_f = ?$$

$$L_f = L_0 [1 + \alpha (T_f - T_0)] \quad ; \quad L_f = [1 + 11.7 \times 10^{-6}(10)]$$

$$L_f = 5.000585 \text{ metros}$$

$$\Delta l = \text{Se dilató } 0.000585 \text{ m.}$$

2.- ¿Cuál es la longitud de un cable de cobre al disminuir la temperatura a 14 ° C, si con una temperatura de 42 ° C mide 416 metros?

Datos

$$L_f = ?$$

$$T_f = 14^\circ \text{ C}$$

$$T_0 = 42^\circ \text{ C}$$

$$L_0 = 416 \text{ m}$$

$$\Delta T = (14^\circ \text{ C} - 42^\circ \text{ C})$$

$$\alpha_{\text{Cu}} = 16.7 \times 10^{-6} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

$$L_f = L_0 [1 + \alpha (T_f - T_0)]$$

$$L_f = 416 \text{ m} [1 + 16.7 \times 10^{-6} (-42)]$$

$$L_f = 415.80547 \text{ m}$$

$$\Delta l = \text{Se contrajo } 0.19453 \text{ m.}$$

3.- Una varilla de hierro de 6m de longitud se encuentra a una temperatura de 10° C ¿Cuál será el alargamiento y la longitud final de la misma a 300°C?

$$L_0 = 6 \text{ m}$$

$$T_0 = 10^\circ \text{ C}$$

$$T_f = 300^\circ \text{ C}$$

$$L_f = ?$$

$$\Delta T = (300 - 10)^\circ \text{ C} = 290^\circ \text{ C}$$

$$\alpha_{\text{Fe}} = 11.7 \times 10^{-6} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

$$L_f = L_0 (1 + \alpha \cdot \Delta t)$$

$$L_f = 6 \text{ m} (1 + 11.7 \times 10^{-6} \cdot 290)$$

$$L_f = 6,020358 \text{ m}$$

$$\Delta l = L_f - L_0$$

$$\Delta l = \text{Alargamiento} = 20,4 \text{ mm}$$

4.- Una barra de acero ($\alpha = 11 \times 10^{-6} / ^\circ\text{C}$) con longitud de 230cm y temperatura de 50°C se introduce en un horno en donde su temperatura aumenta hasta los 360°C ¿Cuál será la nueva longitud de la barra?

$$L_f = L_o * (1 + \alpha * (T_f - T_o))$$

$$L_f = 230\text{cm} * (1 + 11 \cdot 10^{-6} / ^\circ\text{C} * (360^\circ\text{C} - 50^\circ\text{C}))$$

$$L_f = 230,78\text{cm}$$

➤ Dilatación Superficial

1.- Una placa circular de aluminio ($\alpha = 22 \times 10^{-6} / ^\circ\text{C}$) tiene un diámetro de 35cm; si su temperatura se incrementa en 200°C ¿Cuál será la nueva área de la placa?

$$A_f = A_o (1 + 2 \alpha (T_f - T_o)) \quad (\alpha \text{ se multiplica por 2 porque es dilatación superficial})$$

$$A_o = 2 \cdot \pi \cdot R^2 = 109,95\text{cm}^2$$

$$A_f = 109,95\text{cm}^2 (1 + 2 \cdot 22 \cdot 10^{-6} / ^\circ\text{C} (200^\circ\text{C})) = 110,92 \text{ cm}^2$$

➤ Dilatación Cúbica

1.- Un recipiente que está lleno hasta el tope con 800 cm^3 de mercurio ($\gamma = 180 \times 10^{-6} / ^\circ\text{C}$) a una temperatura de 30°C ¿Qué tanto mercurio se derrama si la temperatura aumenta hasta los 250°C ? Con los datos que tiene se supone que el recipiente no dilata o que su dilatación es despreciable.

$$V_f = V_o (1 + \gamma (T_f - T_o))$$

$$V_f = 800\text{cm}^3 * (1 + 180 \cdot 10^{-6} / ^\circ\text{C} (220^\circ\text{C})) = 831,68\text{cm}^3 \quad ; \text{ se derraman } 31,68\text{cm}^3$$

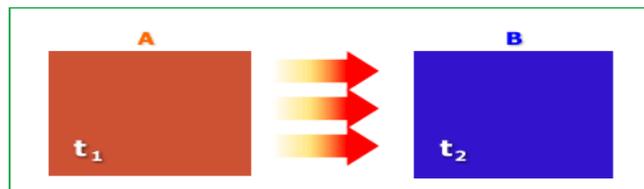
2.2. CALORIMETRÍA, FUSIÓN, VAPORIZACIÓN

➤ Calorimetría

La Calorimetría es la medida de la cantidad de calor que cede o absorbe un cuerpo en el curso de un proceso físico o químico. La calorimetría indirecta calcula el calor que los organismos vivos producen a partir de la producción de dióxido de carbono y de nitrógeno (urea en organismos terrestres), y del consumo de oxígeno.

➤ Calor

Es la Energía Térmica que se transfiere de un objeto a otro cuando entran en contacto mutuo, debido a una diferencia de temperaturas entre ellos. La dirección de la transferencia de la Energía Térmica es siempre desde la sustancia de mayor temperatura hacia la de menor temperatura (o sea desde la más caliente a la más fría). Cuando fluye calor entre dos objetos o sustancias que se encuentran unidas; se dice que están en contacto térmico.



Mientras no hallan otros factores externos (el sistema sea cerrado) el calor perdido por el cuerpo A es igual al calor ganado en el cuerpo B.

Observación:

Es común, pero erróneo, pensar que la materia contiene calor. La materia contiene energía en diversas formas (Energía Interna), pero no contiene calor, ya que el calor es la energía que pasa entre dos objetos que se encuentran en contacto térmico debido a una diferencia de temperatura.

Cuando dos objetos se encuentran en contacto térmico, la temperatura del más caliente disminuye y la del más frío aumenta, hasta llegar ambos a la misma temperatura, es decir, quedan en equilibrio térmico.

Al disminuir la temperatura de un cuerpo, la energía de sus moléculas también disminuye, y viceversa, si la temperatura aumenta, su Energía Interna también. El calor, por lo tanto, antes de ser emitido es Energía Interna y después al ser transferido vuelve a ser Energía Interna.

Expresado en forma de ecuación, queda:

$$Q = \Delta E$$

$$Q = \text{calor transferido}$$
$$\Delta E = \text{cambio de energía interna}$$

Como todo cambio ΔE es igual a la diferencia entre un estado final (E_2) y uno inicial (E_1), quedando:

$$Q = E_2 - E_1$$

➤ Principios generales de la calorimetría

I. Siempre que entre varios cuerpos haya un intercambio de energía térmica, la cantidad de calor

perdido por unos cuerpos es igual a la cantidad de calor ganada por los otros.

II. La cantidad de calor absorbida o desprendida por un cuerpo es directamente proporcional a su variación de temperatura. Así, para elevar la temperatura de un cuerpo de 20°C se requiere el doble de cantidad de energía térmica que para elevarla a 10°C.

III. La cantidad de calor absorbida o desprendida por un cuerpo es directamente proporcional a su masa.

IV. Cuando varios cuerpos a temperaturas diferentes se ponen en contacto, la energía térmica se desplaza hacia los cuerpos cuya temperatura es más baja. El equilibrio térmico ocurre cuando todos los cuerpos quedan a la misma temperatura.

➤ Unidades de medida del calor

Siendo el calor una forma de energía, deben de medirse en las mismas unidades que ésta: Joules, ergios, libras*pie o Btu. Su relación de conversión es:

$$1 \text{ Joule} = 1 * 10^7 \text{ ergios} = 0.738 \text{ libras} * \text{pie} = 9.48 * 10^{-4} \text{ Btu}$$

Sin embargo, en la práctica se manejan otras unidades más adecuadas:

CALORÍA (Cal)

Es la cantidad de calor que se requiere para elevar la temperatura de 1 gramo de agua en 1°C. La relación entre calorías y Joules es de: 1 Cal = 4,18 Joules (J)



Kilocaloría (Kcal). - Es igual a 1000 calorías (cantidad de calor necesaria para elevar en 1°C la temperatura de 1 Kg de agua). La Kilocaloría es la unidad en la que se mide el contenido energético de los alimentos y en la práctica se la llama usualmente Gran Caloría, para diferenciarla de la caloría, llamada también pequeña caloría.

Nota: Recordar que la temperatura no es una medida de la energía térmica total del cuerpo, es solo de su energía promedio. Es por esto que dos cuerpos pueden tener la misma temperatura, pero distinta cantidad de energía interna. Ejemplo: Si se quiere hervir 10 litros de agua, se requiere 10 veces más energía que en el caso de un sólo litro, y aunque al final las temperaturas sean las mismas (temperatura de ebullición del agua) debido a la diferencia de masas el consumo de energía es distinto.

➤ Calor específico (ce)

Es la cantidad de calor que es necesario suministrarle a la unidad de masa de una sustancia para elevar su temperatura en 1°C. Cada sustancia tiene su propio valor de *calor específico*, por lo que cada uno requerirá distintas cantidades de calor para hacer que una misma cantidad de masa eleve su temperatura en 1°C.

Para comprender esta definición, el significado del calor específico, se lo puede considerar como la "inercia térmica", recordando que el término de inercia se usa en la mecánica para denotar la resistencia que opone un objeto a los cambios en su estado de movimiento. De igual modo, el calor específico representa la inercia térmica porque denota la resistencia que opone una sustancia a los cambios de temperatura:



Ejemplo: Si se calientan masas iguales de agua y de aluminio, el aluminio se calienta mucho más rápido que el agua; y si se les interrumpe el suministro de calor al mismo tiempo, el aluminio se enfría más rápido que el agua. En este caso, el agua presenta una mayor cantidad de calor específico que el aluminio, ya que requiere más calor para elevar su temperatura y se demora más tiempo en asimilar los cambios de temperatura (tiene más "inercia térmica").

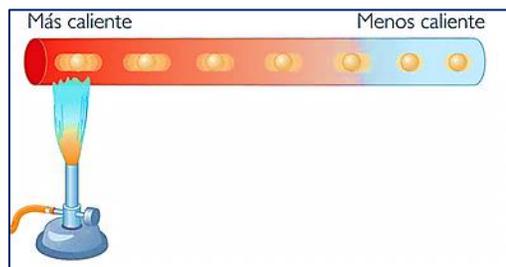
➤ Fórmula del calor específico.

La cantidad de calor Q que es necesario darle a una masa m de una sustancia para elevar su temperatura de T_1 a T_2 está dada por la fórmula: $ce = Q / m \Delta t$

De donde "ce" representa la constante de calor específico de la sustancia. Este valor es propio de cada material y se mide en: cal/ (g*°C).

2.3. TRANSMISIÓN DEL CALOR

➤ La transmisión del calor de una región a otra se puede efectuar sólo por alguna de estas tres formas:



➤ **Conducción**

Transferencia de calor a través de un cuerpo o entre dos cuerpos en contacto, sin que se desplacen las moléculas de los mismos. Ocurre sólo en los materiales sólidos. Ejemplo: Una barra de metal cuyo extremo se lo acerca a una llama, permite que fluya calor hasta su extremo opuesto.

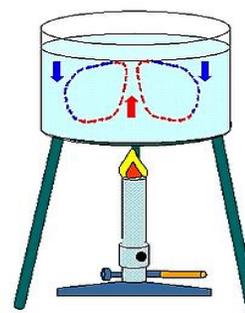
El desplazamiento de calor se realiza según la facilidad con lo que permita el material, de lo cual surge el concepto de *Conductividad Térmica*.

➤ **Convección**

Transferencia de calor entre dos partes de un cuerpo a causa del desplazamiento de sus moléculas. Ocurre sólo en los fluidos (líquidos y gases). El movimiento de las moléculas se origina por la diferencia de densidades que hay dentro de la sustancia, generando corrientes de convección desde las partes más calientes hacia las más frías en la masa del fluido.

Ejemplo: Cuando se calienta un recipiente con agua, las moléculas del líquido que están en contacto con la zona caliente (llama) se mueven hacia la superficie donde se encuentran con el resto de moléculas más frías, haciendo que a su vez estas moléculas frías se desplacen hasta la zona de calor y comiencen el ciclo nuevamente. Este proceso dentro del líquido hace que el agua adquiera calor repetidamente, hasta alcanzar la temperatura suficiente de ebullición.

Corrientes de convección en un líquido



➤ **Radiación.**



Transferencia de calor y energía de un cuerpo llamado foco a otro cuerpo distante, a través del vacío, es decir, sin la presencia de algún agente material o sustancia intermedia. Esta transferencia se logra gracias a que la energía se transporta por medio de Ondas Electromagnéticas las cuales pueden propagarse por el vacío sin ningún inconveniente.

Ejemplo: Una bombilla emite luz y calor en forma de radiación. Esta radiación corresponde a: Ondas de Luz Visible (que nos permiten ver) y a las ondas infrarrojas (que nos dan la sensación de calor). Otras fuentes de luz como el Sol, aparte de las anteriores, también emiten rayos X, microondas, ultravioleta, etc., las cuales no somos capaces de sentir, pero que sí lo pueden hacer aparatos e instrumentos apropiados.

➤ Conductividad térmica

El calor se propaga en los materiales según la facilidad que éstos permitan hacerlo. En general, los materiales sólidos son los mejores conductores del calor (especialmente los metales), luego le siguen los líquidos y finalmente los gases, siendo éstos pésimos conductores del calor. A las sustancias que son malos conductores del calor se les llama *aislantes térmicos*, Ej.: granito, madera, cueros, tejidos, etc.

La conductividad térmica de un material se halla por medio de la fórmula de Fourier.

Si en una barra del material se tienen dos secciones iguales A1 y A2 (ambas de áreas A) a las temperaturas T1 y T2 respectivamente y separadas entre sí por una distancia d, entonces la cantidad de calor Q que pasa entre las dos secciones en un tiempo dado t, se obtiene por:

$$Q = K * \frac{A(T_1 - T_2) * t}{d}$$

De donde "K" es la constante de conductividad térmica que es propia del material. Esta constante se mide en: cal/ (m seg °C).

Ejercicios:

<p>1. Hallar la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de 100 g de cobre desde 10 °C a 100 °C. CeCu=0,093.cal/(g°C)</p> <p>Solución $Q = Ce.m.\Delta T$ $Q = 0,093.cal/g°C.100g100-10°C$ $Q = 837cal$</p>	<p>2. Suponiendo que a 100 g de aluminio a 10 °C se le suministre la cantidad de calor necesario del ejercicio anterior deducir que cuerpo, cobre o aluminio, estará más caliente. CeAl=0,217.cal/ (g°C).</p> <p>Solución $Q = Ce.m.\Delta T$ $\Delta T = Q/Ce.m$ $\Delta T = (837cal) / (0,217.Cal/g°C.(100g)$ $\Delta T = 38,57°C$ ∴el metal más caliente es el cobre</p>	<p>3. Un trozo de 6,22 Kg de cobre metálico se calienta desde 20,5 °C hasta 324,3 °C. Calcule el calor absorbido (en KJ) por el metal.</p> <p>Solución: $Q = mCe\Delta T$ $Q = 6220g4,184J°C/g (324,3-20,5)°C$ $Q = 7906,237kJ$</p>
---	--	---

4. Hallar la temperatura resultante de la mezcla de 150 g de hielo a 0°C y 300 g de agua a 50°C.

Solución

• $Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$

$-(300\text{g} \cdot 4,184\text{J/g}^\circ\text{C} \cdot (T_f - 50)) = (150\text{g} \cdot 334,4\text{J/g} + 150 \cdot 4,184\text{cal/g}^\circ\text{C} \cdot (T_f - 0^\circ))^\circ\text{C}$

• $1255,2\text{J}T_f + 62760\text{J} = 50160\text{J} + 627,6\text{J}T_f$

$12600 = 1882,8\text{J}T_f$

$T_f = 6,69^\circ\text{C}$



2.4. TERMODINÁMICA

La termodinámica (del griego termo, que significa "calor" y dinámico, que significa "fuerza") es una rama de la física que estudia los fenómenos relacionados con el calor.

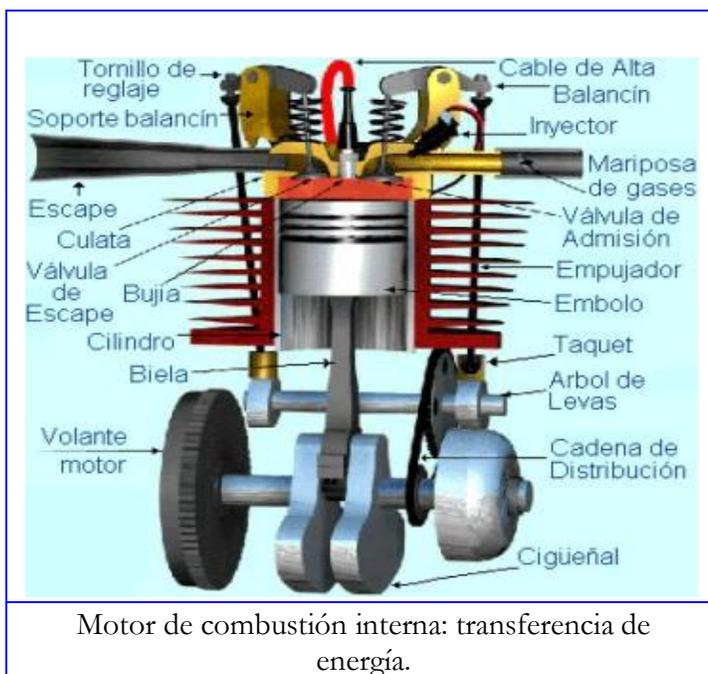
Específicamente, la termodinámica se ocupa de las propiedades macroscópicas (grandes, en oposición a lo microscópico o pequeño) de la materia, especialmente las que son afectadas por el calor y la temperatura, así como de la transformación de unas formas de energía en otras.

Estudia los intercambios de energía térmica entre sistemas y los fenómenos mecánicos y químicos que implican tales intercambios. En particular, estudia los fenómenos en los que existe transformación de energía mecánica en térmica o viceversa.

Cuando la energía (mecánica, térmica, eléctrica, química...) se transforma de una forma a otra, siempre hay una cantidad que se convierte en calor.

Aproximadamente, calor significa "energía en tránsito" y dinámica se refiere al "movimiento", por lo que, en esencia, la termodinámica estudia la circulación de la energía y cómo la energía infunde movimiento.

Históricamente, la termodinámica se desarrolló a partir de la necesidad de aumentar la eficiencia de las primeras máquinas de vapor.





Es importante saber que la termodinámica estudia los sistemas que se encuentran en equilibrio. Esto significa que las propiedades del sistema —típicamente la presión, la temperatura, el volumen y la masa, que se conocen como variables termodinámicas— son constantes.

Además, la termodinámica nos ayuda a comprender por qué los motores no pueden ser nunca totalmente eficientes y por qué es imposible enfriar nada hasta el cero absoluto, una temperatura a la que las sustancias no tienen energía calórica.

Los principios de la termodinámica se pueden aplicar al diseño de motores, al cálculo de la energía liberada en reacciones o a estimar la edad del Universo.

El punto de partida para la mayor parte de las consideraciones termodinámicas son las leyes de la termodinámica, que postulan que la energía puede ser intercambiada entre sistemas físicos en forma de calor o trabajo. También se postula la existencia de una magnitud llamada entropía, que puede ser definida para cualquier sistema.

Las Leyes Termodinámicas

- Ley Cero de la Termodinámica

A esta ley se le llama de "equilibrio térmico". El equilibrio térmico debe entenderse como el estado en el cual los sistemas equilibrados tienen la misma temperatura.

Esta ley dice "Si dos sistemas A y B están a la misma temperatura, y B está a la misma temperatura que un tercer sistema C, entonces A y C están a la misma temperatura". Este concepto fundamental, aun siendo ampliamente aceptado, no fue formulado hasta después de haberse enunciado las otras tres leyes. De ahí que recibe la posición cero.

Un ejemplo de la aplicación de esta ley lo tenemos en los conocidos termómetros.

- Primera Ley de la Termodinámica

Esta primera ley, y la más importante de todas, también conocida como principio de conservación de la energía, dice: "La energía no puede ser creada ni destruida, sólo puede transformarse de un tipo de energía en otro".



La primera ley de la termodinámica da una definición precisa del calor, y lo identifica como una forma de energía. Puede convertirse en trabajo mecánico y almacenarse, pero no es una sustancia material.

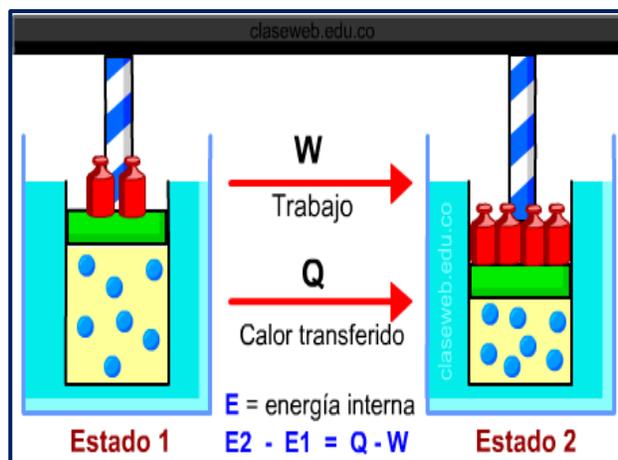
Experimentalmente se demostró que el calor, que originalmente se medía en unidades llamadas calorías, y el trabajo o energía, medidos en julios, eran completamente equivalentes. Una caloría equivale a 4,186 julios.

- Segunda Ley de la Termodinámica

La segunda ley dice que "solamente se puede realizar un trabajo mediante el paso del calor de un cuerpo con mayor temperatura a uno que tiene menor temperatura".

Al respecto, siempre se observa que el calor pasa espontáneamente de los cuerpos calientes a los fríos hasta quedar a la misma temperatura.

La segunda ley de la termodinámica da, además, una definición precisa de una propiedad llamada entropía (fracción de energía de un sistema que no es posible convertir en trabajo).

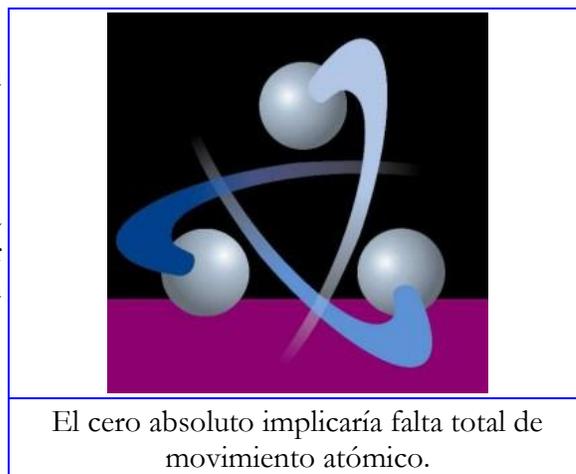


Para entenderla, la entropía puede considerarse como una medida de lo próximo o no que se halla un sistema al equilibrio; también puede considerarse como una medida del desorden (espacial y térmico) del sistema.

Pues bien, esta segunda ley afirma que "la entropía, o sea, el desorden, de un sistema aislado nunca puede decrecer. Por tanto, cuando un sistema aislado alcanza una configuración de máxima entropía, ya no puede experimentar cambios: ha alcanzado el equilibrio"

Como la entropía nunca puede disminuir, la naturaleza parece pues "preferir" el desorden y el caos.

Puede demostrarse que el segundo principio implica que, si no se realiza trabajo, es imposible transferir calor desde una región de temperatura más baja a una región de temperatura más alta.



- Tercera Ley de la Termodinámica

El tercer principio de la termodinámica afirma que "el cero absoluto no puede alcanzarse por ningún procedimiento que conste de un número finito de pasos. Es posible acercarse indefinidamente al cero absoluto, pero nunca se puede llegar a él".

Es importante recordar que los principios o leyes de la Termodinámica son sólo generalizaciones estadísticas, válidas siempre para los sistemas macroscópicos, pero inaplicables a nivel cuántico.

Asimismo, cabe destacar que el primer principio, el de conservación de la energía, es una de las más sólidas y universales de las leyes de la naturaleza descubiertas hasta ahora por la ciencia.

Ejercicios:

a) Un gas ideal se comprime isotérmicamente, hasta que alcanza un volumen igual a la cuarta parte de la inicial realizando un trabajo de 60 J sobre el mismo.

Determine:

1. El cambio de energía interna del gas
2. La cantidad de calor suministrada
3. De acuerdo al primer principio de la termodinámica, la energía en forma de calor suministrada al sistema menos el trabajo que este realiza sobre el medio ambiente es siempre igual a la variación de la energía interna y matemáticamente lo escribimos de la siguiente manera:

$$4. \Delta U = Q - W$$

5. Debido a que el proceso es isotérmico, la energía interna es constante y la ecuación se reduce a:

$$6. W = Q$$

7. Como el trabajo que realiza el gas es opuesto al trabajo que se realiza sobre él que se enuncia que es de 60J, entonces el gas cederá al medio ambiente 60J en forma de calor.

$$8. Q = 60J$$

b) Dos décimos de moles de gas anhídrido carbónico se expande isobáricamente al suministrarle 2 000 J de calor. Calcular el incremento de temperatura que experimenta.

De acuerdo a la primera ley de la termodinámica escribimos:

$$\Delta U = Q - W$$

Como el proceso es isobárico, el trabajo realizado por el gas es:

$$W = nP\Delta V$$

y si suponemos que este gas se comporta como un gas ideal.

$$P\Delta V = nR\Delta T$$

por lo tanto:

$$\Delta U = Q - nR\Delta T$$

En un gas, la variación de energía interna en un proceso isobárico es:

$$\Delta U = n \cdot C_{up} \Delta T$$

Sustituyendo en la segunda ley:

$$n \cdot C_{up} \Delta T = Q - nR\Delta T$$

Despejando ΔT :

$$\Delta T = (Q - nR\Delta T) / n \cdot C_{up}$$

$$\Delta T = \frac{2000 \text{ J}}{0,2 \text{ mol} (29,10 \text{ J/mol}\cdot\text{K} + 8,31 \text{ J/mol}\cdot\text{K})} \cong 267 \text{ J}$$

<p>c) Considere un sistema que contiene un mol de un gas monoatómico retenido por un pistón. ¿Cuál es el cambio de energía interna del gas, si $q = 50.0 \text{ J}$ y $w = 100.0 \text{ J}$?</p> <p>Solución:</p> $\Delta E = q - w$ $\Delta E = 50.0 \text{ J} - 100.0 \text{ J} = -50.0 \text{ J}$	<p>d) En un proceso dado, el cambio neto o total de energía interna de un sistema es de 100.0 cal, y el mismo realizó un trabajo de $w = 100.0 \text{ cal}$, determine el calor transferido al sistema.</p> <p>Solución:</p> $\Delta E = q - w$ $q = \Delta E + w = 100 \text{ cal} + 100 \text{ cal}$ $q = 200 \text{ cal}$	<p>e) ¿Cuál será el valor de q si el cambio en energía interna de un gas ideal, durante un proceso dado fue de $\Delta E = 0.0$ y el trabajo realizado fue de 100.0 cal?</p> <p>Solución:</p> $\Delta E = q - w, \text{ pero } \Delta E = 0$ $q = w \quad q = 100.0 \text{ cal}$
--	--	---

DESARROLLO DE CONTENIDOS

UNIDAD 3

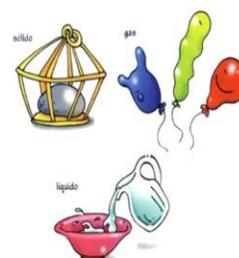
DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO DE LA UNIDAD

- ❖ Definir las propiedades de los diferentes estados de la materia y su comportamiento, sobre todo del estado gaseoso, a partir de la descripción de las propiedades generales de los gases, de los principios de la teoría cinético-molecular de los gases, de los procesos de medición de la presión de los gases y de su relación con el número de moléculas y la temperatura.
- ❖ Interpretar las leyes de los gases a partir del diseño de trabajos experimentales en los cuales se realice una verdadera observación científica, un registro de datos para su posterior análisis y una demostración matemática.
- ❖ Relacionar la Estequiometría con las leyes de los gases a partir de la identificación, descripción e interpretación de ejercicios de aplicación, de la relación existente entre los datos obtenidos durante el desarrollo de trabajos experimentales sobre el tema, de la descripción de gases reales y del análisis reflexivo de problemas contemporáneos asociados con los gases, como la contaminación atmosférica.
- ❖ Clasificar los diferentes tipos de soluciones a partir de la descripción de sus componentes y propiedades; explicar la solubilidad y su relación con diversos factores físico-químicos.
- ❖ Analizar el papel de las soluciones como medio de reacción a partir de la identificación, descripción e interpretación de situaciones teórico-prácticas, cualitativas y cuantitativas, relacionadas con el cálculo de concentración de soluciones en unidades físicas y químicas y con la realización de diluciones y neutralizaciones.

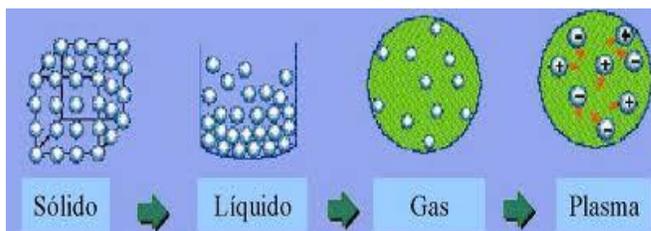
CONOCIMIENTOS BÁSICOS

3. ESTADOS DE LA MATERIA, PROPIEDADES Y COMPORTAMIENTO

- 3. Los estados de la materia
- 3.1. El estado gaseoso
- 3.2. Propiedades generales de los gases
- 3.3. Teoría cinético-molecular de los gases
- 3.4. Medición de la presión de los gases
- 3.5. Relación entre la presión, el número de moléculas y temperatura de un gas
- 3.6. Leyes de los gases
- 3.7. Gases reales
- 3.8. Soluciones. Componentes, tipos y propiedades
- 3.9. Solubilidad
- 3.10. Rapidez de disolución de sólidos
- 3.11. Concentración de las soluciones en unidades físicas y químicas
- 3.12. Diluciones y neutralización



3. LOS ESTADOS DE LA MATERIA



La materia se presenta en tres estados o formas de agregación: *sólido*, *líquido* y *gaseoso*.

Dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, sólo algunas sustancias pueden hallarse de modo

natural en los tres estados, tal es el caso del agua.

La mayoría de sustancias se presentan en un estado concreto. Así, los metales o las sustancias que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el oxígeno o el CO₂ en estado gaseoso:

- Los sólidos: Tienen forma y volumen constantes. Se caracterizan por la rigidez y regularidad de sus estructuras.
- Los líquidos: No tienen forma fija pero sí volumen. La variabilidad de forma y el presentar unas propiedades muy específicas son características de los líquidos.
- Los gases: No tienen forma ni volumen fijos. En ellos es muy característica la gran variación de volumen que experimentan al cambiar las condiciones de temperatura y presión.

➤ Estado sólido

Los sólidos se caracterizan por tener forma y volumen constantes. Esto se debe a que las partículas que los forman están unidas por unas fuerzas de atracción grandes de modo que ocupan posiciones casi fijas.

En el estado sólido las partículas solamente pueden moverse vibrando u oscilando alrededor de posiciones fijas, pero no pueden moverse trasladándose libremente a lo largo del sólido.

Las partículas en el estado sólido propiamente dicho, se disponen de forma ordenada, con una regularidad espacial geométrica, que da lugar a diversas estructuras cristalinas.



➤ Estado líquido



Los líquidos, al igual que los sólidos, tienen volumen constante. En los líquidos las partículas están unidas por unas fuerzas de atracción menores que en los sólidos, por esta razón las partículas de un líquido pueden trasladarse con libertad. El número de partículas por unidad de volumen es muy alto, por ello son muy frecuentes las colisiones y fricciones entre ellas.

Así se explica que los líquidos no tengan forma fija y adopten la forma del recipiente que los contiene. También se explican propiedades como la fluidez o la viscosidad.

En los líquidos el movimiento es desordenado, pero existen asociaciones de varias partículas que, como si fueran una, se mueven al unísono. Al aumentar la temperatura aumenta la movilidad de las partículas (su energía).

➤ Estado gaseoso

Los gases, igual que los líquidos, no tienen forma fija pero, a diferencia de éstos, su volumen tampoco es fijo. También son fluidos, como los líquidos. En los gases, las fuerzas que mantienen unidas las partículas son muy pequeñas. En un gas el número de partículas por unidad de volumen es también muy pequeño.

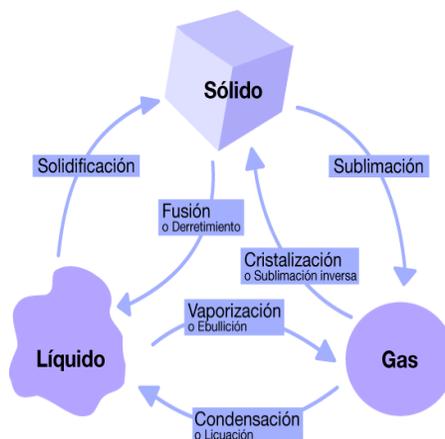


Las partículas se mueven de forma desordenada, con choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de expansibilidad y compresibilidad que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo que ocupan todo el espacio disponible. La compresibilidad tiene un límite, si se reduce mucho el volumen en que se encuentra confinado un gas éste pasará a estado líquido.

Al aumentar la temperatura las partículas se mueven más deprisa y chocan con más energía contra las paredes del recipiente, por lo que aumenta la presión.

➤ Cambios de estado

Cuando un cuerpo, por acción del calor o del frío pasa de un estado a otro, decimos que ha cambiado de estado. En el caso del agua: cuando hace calor, el hielo se derrite y si calentamos agua líquida vemos que se evapora. El resto de las sustancias también puede cambiar de estado si se modifican las condiciones en que se encuentran. Además de la temperatura, también la presión influye en el estado en que se encuentran las sustancias.



Si se calienta un sólido, llega un momento en que se transforma en líquido. Este proceso recibe el nombre de fusión. El punto de fusión es la temperatura que debe alcanzar una sustancia sólida para fundirse. Cada sustancia posee un punto de fusión característico.

Por ejemplo, el punto de fusión del agua pura es $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ a la presión atmosférica normal.

Si calentamos un líquido, se transforma en gas. Este proceso recibe el nombre de vaporización. Cuando la vaporización tiene lugar en toda la masa de líquido, formándose burbujas de vapor en su interior, se denomina ebullición. También la temperatura de ebullición es característica de cada sustancia y se denomina punto de ebullición. El punto de ebullición del agua es $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ a la presión atmosférica normal.

3.1. EL ESTADO GASEOSO

La materia en el estado gaseoso tiene la capacidad de ocupar todo el volumen que lo posee. Cuando usted siente el viento que sopla en su cara, cuando huele la fragancia de un perfume en una habitación, o cuando percibe un olor fétido entonces usted está tomando contacto con la materia en estado gaseoso.



En nuestra vida diaria encontramos gases en un número de situaciones distintas. Por ejemplo:

- El Cl_2 se usa para purificar el agua potable
- El acetileno C_2H_2 se usa para soldar
- El cianuro de hidrógeno (HCN) que se usa en las cámaras de gas.
- El dióxido de carbono (CO_2) y metano (CH_4) como gases que producen el efecto invernadero.
- Los freones que son gases sintéticos, empleados en el comercio como refrigerantes

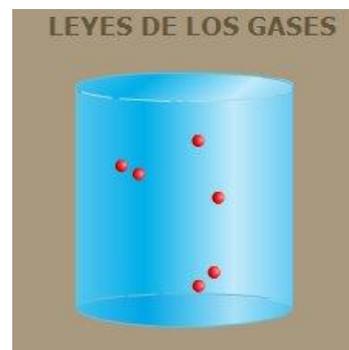
3.2. PROPIEDADES GENERALES DE LOS GASES

A nivel submicroscópico o molecular:

1. Poseen alta entropía (alto grado de desorden molecular) debido a que las fuerzas de repulsión (F_r) o fuerzas de desorden predominan sobre las fuerzas de atracción o cohesión (F_a)

2. Poseen grandes espacios intermoleculares, las moléculas de un gas están muy separadas. Así por ejemplo a 25°C y 1 atm de presión, sólo el 0,1% del volumen que ocupa el gas está ocupado por las propias moléculas, el 99,99% es espacio vacío.

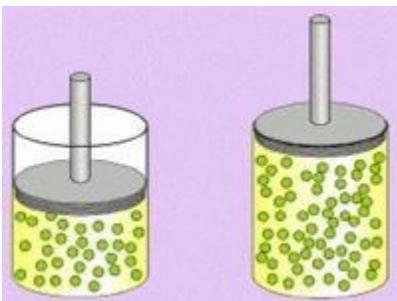
3. Poseen alta energía cinética molecular, puesto que las moléculas se mueven muy rápido. A 25°C las velocidades moleculares de los gases varían entre 200 a 2000 m/s (600 a 6000 Km/h)



A nivel macroscópico o estadístico:

Son propiedades que se miden o determinan para un conjunto de moléculas.

1. **Comprensibilidad:** El volumen de un gas se puede reducir fácilmente mediante la acción



de una fuerza externa. Esta propiedad de los gases se explica debido a la existencia de grandes espacios intermoleculares.

¿Es posible comprimir un gas hasta que su volumen sea cero, aplicando una fuerza muy grande?

Nunca. Si la fuerza es muy grande, la presión del gas sería tan grande que vencería la resistencia del recipiente y estallaría. Si la temperatura fuese baja (menor o igual a la temperatura crítica) el gas se licuaría, ya en estado líquido sería imposible comprimirlo.

2. **Expansión:** Un gas ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene debido a la alta energía cinética Traslacional de las moléculas.

¿Porque el aire que es una mezcla gaseosa, no se expande por todo el universo?

La explicación es simple, la fuerza de atracción gravitatoria impide que algún cuerpo material pueda abandonar la órbita terrestre, salvo que supere la velocidad mínima para vencer la gravedad que es 11 Km/s, que las moléculas de aire no pueden adquirir en forma natural.

3. **Difusión:** Consiste en que las moléculas de un gas se trasladan a través de otro cuerpo material (sólido, líquido o gas), debido a su alta energía cinética y alta entropía. Cuando uno siente el olor y aroma de una flor o una fruta es debido a la difusión de ciertas sustancias (ésteres) que se difunden en forma de vapor a través del aire y llega al olfato.

Otros ejemplos de difusión son:

- difusión del CO_2 en bebidas gaseosas.
- difusión del H_2 en el platino.
- gas lacrimógeno en el aire.

4. **Efusión:** Consiste en la salida de moléculas gaseosas a través de pequeñas aberturas u orificios practicados en la pared del recipiente que contiene el gas. Por ejemplo un neumático se desinfla cuando el aire comprimido se efunde a través de un orificio causado por un clavo u otro objeto similar.

3.3. TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LOS GASES

La teoría cinética de los gases se enuncia en los siguientes postulados, teniendo en cuenta un gas ideal o perfecto:

- ❖ Las sustancias están constituidas por moléculas pequeñísimas ubicadas a gran distancia entre sí; su volumen se considera despreciable en comparación con los espacios vacíos que hay entre ellas.

- ❖ Las moléculas de un gas son totalmente independientes unas de otras, de modo que no existe atracción intermolecular alguna.
- ❖ Las moléculas de un gas se encuentran en movimiento continuo, en forma desordenada; chocan entre sí y contra las paredes del recipiente, de modo que dan lugar a la presión del gas.
- ❖ Los choques de las moléculas son elásticos, no hay pérdida ni ganancia de energía cinética, aunque puede existir transferencia de energía entre las moléculas que chocan.
- ❖ La energía cinética media de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas; se considera nula en el cero absoluto.
- ❖ Los gases reales existen, tienen volumen y fuerzas de atracción entre sus moléculas. Además, pueden tener comportamiento de gases ideales en determinadas condiciones: temperaturas altas y presiones muy bajas.

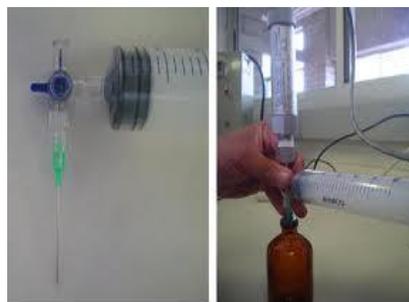
3.4. MEDICIÓN DE LA PRESIÓN DE LOS GASES

Idea General

La atmósfera, capa gaseosa de la Tierra, ejerce una presión llamada presión atmosférica sobre todos los cuerpos. Torricelli en el siglo XVII demostró mediante un célebre experimento su existencia y midió su valor. Este valor o presión varía según los lugares y se mide con los barómetros. La llamada Ley de Boyle y Mariotte, estudia la relación que hay entre la presión y el volumen de los gases. Para medir la presión de los gases dentro de recipientes se usa el manómetro. Para extraer los gases de los recipientes se usa la bomba de vacío.

Presión Atmosférica

La masa más importante de gas que existe es la Atmósfera que forma una capa que envuelve a la Tierra. Está compuesta por diversos gases. Ejerce una presión sobre todos los cuerpos con los que está en contacto: *la presión atmosférica*. La presión atmosférica es producida por *el peso del aire*.



Torricelli

En el siglo XVII Torricelli se situó a nivel del mar y con un tubo de 1 metro de largo, cerrado por un extremo. Lo llenó de mercurio y lo volcó colocándolo sobre una cubeta que también tenía un poco de mercurio. Entonces vio que el nivel del mercurio descendió hasta 760 milímetros. El resto quedó vacío formando lo que se llama cámara barométrica.

Este experimento demostró la existencia de la presión atmosférica. La presión actúa sobre el mercurio del tubo impidiendo que el mismo se derrame del todo.

Por otra parte, la presión que ejerce una columna de un metro de mercurio es superior a la presión atmosférica hasta que se igualan ambas fuerzas (al salir solo 240 mm).

Por tanto, el valor de la presión atmosférica es igual a la presión del mercurio que queda en el tubo. Como éste pesa 1033 gramos (para 760 mm y 1 cm² de sección, el nivel de la presión atmosférica a nivel del mar es de 1033 gramos por cm² que es la *presión normal* y se toma como unidad llamada *atmósfera*. Una atmósfera equivale a 760 mm de mercurio.

Factores de conversión para la presión

1 atm= 760 mmHg	1 atm= 760 torr	1 atm= 14,7 psi	1 atm= 1,01324 exp 5 Pa
1atm = 1033 gf/cm ²	1 atm = 76 cm Hg	1 atm = 14,7 lbf/in ²	1atm=1,0333 kg/cm ²

3.5. RELACIÓN ENTRE LA PRESIÓN, EL NÚMERO DE MOLÉCULAS Y TEMPERATURA DE UN GAS

La ley de los gases ideales es la ecuación de estado de un gas ideal hipotético. Se dijo por primera vez por el ingeniero y físico francés Emile Clapeyron (1799-1864) en 1834 como una combinación de las leyes empírica de Boyle, Gay-Lussac y Avogadro.

$$PV = nRT$$

donde p es la presión (Pa), V es el volumen(m³), n es la cantidad de sustancia de un gas(mol), T es la temperatura absoluta (K) y R es la constante de los gases (8.314 JK⁻¹mol⁻¹).

La constante de los gases ideales R es igual al producto de la constante de Boltzmann k (la energía cinética media de las moléculas de un gas) por el número de Avogadro N_A (el número de partículas en un volumen determinado de gas).

$$R = k \cdot N_A = 1.38064852 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1} \cdot 6.022140857 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 8.3144598 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Ley combinada de los gases ($n = \text{const.}$)	Ley de Charles ($p = \text{const.}, n = \text{const.}$)	Ley de Gay-Lussac ($V = \text{const.}, n = \text{const.}$)	Ley de Boyle ($T = \text{const.}, n = \text{const.}$)
$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$	$p_1 V_1 = p_2 V_2$

Ley de Avogadro

Volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.

$$V_1 \boxed{n_1} = V_2 \boxed{n_2}$$

Ley de Dalton

La ley de Dalton de las presiones parciales establece que la presión de una mezcla de gases es simplemente la suma de las presiones parciales de los componentes individuales.

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n = \sum_{i=1}^n p_i$$

3.6. LEYES DE LOS GASES

La determinación de una ecuación de estado de los gases implica inevitablemente la medición de la presión, o fuerza por unidad de área, que un gas ejerce sobre las paredes del recipiente que lo contiene. La presión de los gases comúnmente se expresa en atmósferas o milímetros de mercurio.

El estudio sistemático del comportamiento de los gases les interesó a los científicos durante siglos. Destacan los nombres de varios investigadores que establecieron las propiedades de los gases.

➤ Ley de Boyle y Mariotte

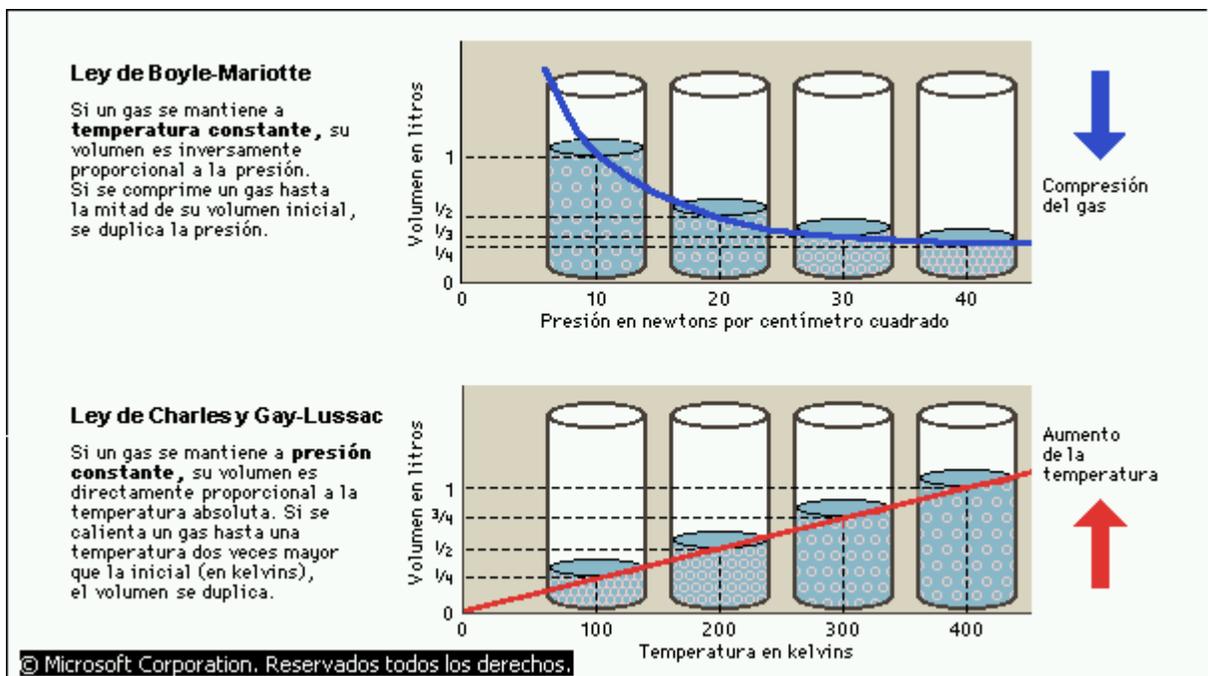
Los gases son cuerpos elásticos y al ser sometidos a presión disminuyen su volumen. Boyle y Mariotte descubrieron que: *“Permaneciendo constante la temperatura, el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión a que está sometido.”*

Esta ley se puede formular así, si V es el volumen de gas y p la presión a que está sometido. Al aumentar la presión ocupará un nuevo volumen V₂:

$$P_1 / P_2 = V_1 / V_2$$

De donde resulta $V_1 * P_1 = V_2 * P_2 = K$ (constante)

Para una temperatura determinada, el producto del volumen que ocupa un gas, por la presión que sobre él actúa es una cantidad constante.



Fuente: <http://html.rincondelvago.com/leyes-de-los-gases.html>

➤ Ley De Charles

En 1787, Jacques Charles investigó la relación existente entre el volumen y la temperatura de un gas a presión constante. Usó un aparato similar al que se ve en la figura:

Al conservar la presión constante, el volumen aumenta y cuando la temperatura disminuye, el volumen también disminuye. Luego, había una proporcionalidad lineal directa entre el volumen y la temperatura, la cual se conoce como Ley de Charles.

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

“El volumen de un gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura kelvin”.

➤ Ley de Charles y Gay-Lussac

Cuando se investiga experimentalmente como depende entre sí el volumen y la temperatura de un gas a una presión fija, se encuentra que el volumen aumenta linealmente al aumentar la temperatura. Esta relación se conoce como Ley de Charles y Gay-Lussac, y se puede expresar algebraicamente por:

$$V = V_0 (1 + B \Delta t)$$

Donde V_0 es el volumen que a la temperatura de 0°C , " B es una constante que tiene aproximadamente el valor $1/273$ para todos los gases y Δt es la variación de temperatura en la escala Celsius. Esta ecuación establece que el volumen de un gas aumenta linealmente al aumentar su temperatura.

➤ LEY DE GAY LUSSAC

A volumen constante, la presión de una masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura kelvin. La representación matemática de esta ley es: $k=P/T$ o $P=kT$, donde k es una constante de proporcionalidad.

Para un estado inicial ($P_1/T_1=k$) y un estado final ($P_2/T_2=k$), se cumple que:

$$P_1 T_2 = P_2 / T_1$$

➤ LEY COMBINADA

Las dos primeras leyes pueden utilizarse, como se ya se indicó, para averiguar el nuevo volumen que adquiere un gas cuando se modifica su temperatura y su presión, pero no cuando ambas variables lo hacen de manera simultánea. Sin embargo, en la práctica, lo más frecuente es que así suceda.

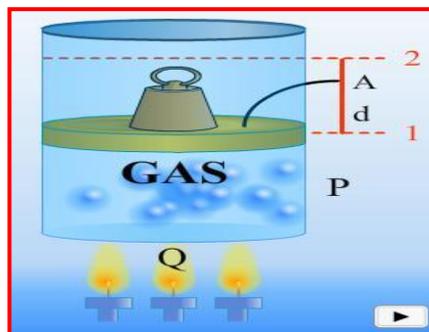
La ley combinada de los gases es una suma de las leyes de Boyle y de Charles, incluso la ley de Gay Lussac. Al final, resulta la ecuación general:

$$V_1 P_1 T_2 = V_2 P_2 T_1$$

3.7. GASES REALES

Resulta interesante mencionar que es posible distinguir entre un gas ideal y otro catalogado como real, de acuerdo a los principios que relacionan su presión, volumen y temperatura. El gas ideal está contemplado como parte del grupo de los gases teóricos por componerse de partículas puntuales que se mueven de modo aleatorio y que no interactúan entre sí.

El gas real, en cambio, es aquel que posee un comportamiento termodinámico y que no sigue la misma ecuación de estado de los gases ideales. Los gases se consideran como reales a presión elevada y poca temperatura. En condiciones normales de presión y temperatura, en cambio, los gases reales suelen comportarse en forma cualitativa del mismo modo que un gas ideal. Por lo tanto, gases como el oxígeno, el nitrógeno, el hidrógeno o el dióxido de carbono se pueden tratar como gases ideales en determinadas circunstancias.



➤ ECUACIÓN VAN DER WAALS PARA LOS GASES REALES.

Introducción de las constantes a y b en la ecuación de Van der Waals.

La ecuación de Van der Waals, fue presentada en 1873 como un perfeccionamiento semiteórico de la ecuación de gas ideal. La ecuación de estado de Van der Waals es:

$$P = R.T / (v - b) - a/v^2$$

La constante b es la corrección por el volumen ocupado por las moléculas, y el término a/v^2 es una corrección que toma en cuenta las fuerzas de atracción intermolecular. Como podría esperarse en el caso de una ecuación generalizada, las constantes a y b se evalúan a partir del comportamiento general de los gases. En particular estas constantes se evalúan observando que la isoterma crítica pasa por un punto de inflexión en el punto crítico, y que la pendiente es cero en ese punto.

3.8. SOLUCIONES. COMPONENTES, TIPOS Y PROPIEDADES



Una solución (o disolución) es una mezcla de dos o más componentes, perfectamente homogénea ya que cada componente se mezcla íntimamente con el otro, de modo tal que pierden sus características individuales. Esto último significa que los constituyentes son indistinguibles y el conjunto se presenta en una sola fase (sólida, líquida o gas) bien definida. Ej. Una solución que contiene agua como solvente se llama solución acuosa.

Si se analiza una muestra de alguna solución puede apreciarse que en cualquier parte de ella su composición es constante. Entonces, reiterando, llamaremos solución o disolución a las mezclas homogéneas que se encuentran en fase líquida. Es decir, las mezclas homogéneas que se presentan en fase sólida, como las aleaciones (acero, bronce, latón) o las que se hallan en fase gaseosa (aire, humo, etc.) no se las conoce como disoluciones.

Las mezclas de gases, tales como la atmósfera, a veces también se consideran como soluciones. Las soluciones son distintas de los coloides y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular y están dispersas uniformemente entre las moléculas del solvente. Las sales, los ácidos, y las bases se ionizan cuando se disuelven en el agua.

➤ Características de las soluciones

I) Sus componentes no pueden separarse por métodos físicos simples como decantación, filtración, centrifugación, etc.

II) Sus componentes sólo pueden separarse por destilación, cristalización, cromatografía.

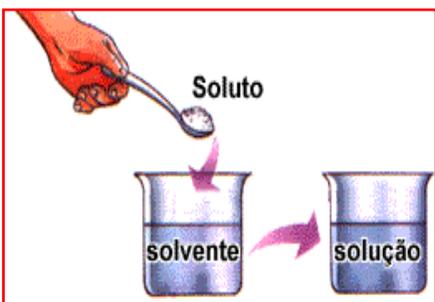
III) Los componentes de una solución son soluto y solvente.

➤ Solute

Solute es aquel componente que se encuentra en menor cantidad y es el que se disuelve. Puede ser sólido, líquido o gas, como ocurre en las bebidas gaseosas, donde el dióxido de carbono se utiliza como gasificante de las bebidas. El azúcar se puede utilizar como un soluto disuelto en líquidos (agua).



➤ Solvente



Es aquel componente que se encuentra en mayor cantidad y es el medio que disuelve al soluto. El solvente es aquella fase en que se encuentra la solución. Aunque un solvente puede ser un gas, líquido o sólido, el solvente más común es el agua.

En una disolución, tanto el soluto como el solvente interactúan a nivel de sus componentes más pequeños (moléculas, iones). Esto explica el carácter homogéneo de las soluciones y la imposibilidad de separar sus componentes por métodos mecánicos.

➤ Mayor o menor concentración

Ya dijimos que las disoluciones son mezclas de dos o más sustancias, por lo tanto se pueden mezclar agregando distintas cantidades: Para saber exactamente la cantidad de soluto y de solvente de una disolución se utiliza una magnitud denominada concentración.

Dependiendo de su concentración, las disoluciones se clasifican en diluidas, concentradas, saturadas, sobresaturadas.

Diluidas: si la cantidad de soluto respecto del solvente es pequeña. Ejemplo: una solución de 1 gramo de sal de mesa en 100 gramos de agua.

Concentradas: si la proporción de soluto con respecto del solvente es grande. Ejemplo: una disolución de 25 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua.

Saturadas: se dice que una disolución está saturada a una determinada temperatura cuando no admite más cantidad de soluto disuelto. Ejemplo: 36 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua a 20° C.

Si intentamos disolver 38 gramos de sal en 100 gramos de agua, sólo se disolvería 36 gramos y los 2 gramos restantes permanecerán en el fondo del vaso sin disolverse.

Sobresaturadas: disolución que contiene mayor cantidad de soluto que la permitida a una temperatura determinada. La sobresaturación se produce por enfriamientos rápidos o por descompresiones bruscas. Ejemplo: al sacar el corcho a una botella de refresco gaseoso.

3.9. SOLUBILIDAD

En química, la solubilidad mide la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en un líquido.

Algunos líquidos, tales como agua y alcohol, pueden ser disueltos en cualquier proporción en otro solvente. Sin embargo, el azúcar tiene un límite de solubilidad ya que al agregar cierta cantidad adicional en una solución está dejará de solubilizarse, llamándose a esta solución saturada.

Es la proporción en que una cantidad determinada de una sustancia se disolverá en una cantidad determinada de un líquido, a una temperatura dada.

En términos generales, es la facilidad con que un sólido puede mezclarse homogéneamente con el agua para proporcionar una solución química.

3.10. RAPIDEZ DE DISOLUCIÓN DE SÓLIDOS

La solubilidad es la mayor cantidad de soluto (gramos de sustancia) que se puede disolver en 100 gramos (g). de disolvente a una temperatura fija, para formar una disolución saturada en cierta cantidad de disolvente.

Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. Con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza una magnitud que recibe el nombre de solubilidad.

La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. Añadiendo soluto a un volumen dado de disolvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que está saturada.

Pues bien, la solubilidad de una sustancia respecto de un disolvente determinado es la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura dada.

Las solubilidades de sólidos en líquidos varían mucho de unos sistemas a otros. Así a 20° C la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua es 6 M (molar) y en alcohol etílico (C₂H₆O), a esa misma temperatura, es 0,009 M (molar). Cuando la solubilidad es superior a 0,1 M (molar) se suele considerar la sustancia como soluble en el disolvente considerado; por debajo de 0,1 M

(molar) se considera como poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.

La solubilidad depende de la temperatura; de ahí que su valor vaya siempre acompañado del de la temperatura de trabajo. En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura.

➤ Factores que determinan la solubilidad

Solubilidad en líquidos: al elevar la temperatura aumenta la solubilidad del soluto gas en el líquido debido al aumento de choques entre moléculas contra la superficie del líquido. También ocurre lo mismo con la presión.

Solubilidad de líquidos en líquidos: Al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de líquidos en líquidos. En este caso la solubilidad no se ve afectada por la presión.

Solubilidad de sólidos en líquidos: la variación de solubilidad está relacionada con el calor absorbido o desprendido durante el proceso de disolución. Si durante el proceso de disolución se absorbe calor la solubilidad crece con el aumento de la temperatura, y por el contrario, si se desprende calor durante el proceso de disolución, la solubilidad disminuye con la elevación de temperatura. La presión no afecta a la solubilidad en este caso.

➤ Unidades de medida

Puesto que la solubilidad es la máxima concentración que puede alcanzar un soluto, se medirá en las mismas unidades que la concentración.

Es habitual medirla en gramos de soluto por litro de disolución (g/l) o en gramos de soluto por cada 100 cc de disolución (%).

Aunque la unidad de medida se parezca a la de la densidad, no es una medida de densidad. En la densidad, masa y volumen se refieren al mismo cuerpo. En la solubilidad, la masa es de soluto y el volumen es de la disolución, de la mezcla de soluto y disolvente.

3.11. CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES EN UNIDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

La concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de solvente o solución. También debemos aclarar que los términos diluidos o concentrados expresan concentraciones relativas.

Las unidades de concentración en que se expresa una solución o disolución pueden clasificarse en unidades físicas y en unidades químicas.

➤ Unidades físicas de concentración

Las unidades físicas de concentración están expresadas en función del peso y del volumen, en forma porcentual, y son las siguientes:

a) Tanto por ciento pesos/peso %P/P = (cantidad de gramos de soluto) / (100 gramos de solución)

b) Tanto por ciento volúmenes/volumen %V/V = (cantidad de cc de soluto) / (100 cc de solución)

c) Tanto por ciento pesos/volumen % P/V = (cantidad de gr de soluto) / (100 cc de solución)

a) Porcentaje peso a peso (% P/P): indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \frac{P}{P} = \frac{\text{peso del soluto}}{\text{peso de la solución}} \cdot 100$$

b) Porcentaje volumen a volumen (% V/V): se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de la solución}} \cdot 100$$

c) Porcentaje peso a volumen (% P/V): indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución.

$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{ml de la solución}} \cdot 100$$

Ejercicio:

Se tiene un litro de solución al 37%. ¿Cuántos litros de agua se tienen que agregar para que quede al 4%?

El problema no indica las unidades físicas de concentración. Se supondrá que están expresadas en % P/V.

Datos que conocemos: V = volumen, C= concentración

$V_1 = 1$ litro

$C_1 = 37\%$

37% P/V = significa que hay 37 gramos de soluto en 100 ml de solución (solución = soluto + solvente).

$C_2 = 4\%$ $V_2 = ?$

Regla para calcular disoluciones o concentraciones

$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$

Puede expresarse en: % P/V

Reemplazando los datos que se tienen del problema, se obtiene:

Entonces, si tenemos un litro de solución al 37%; para obtener una solución al 4% es necesario tener un volumen de 9,25 litros; por lo tanto, para saber cuántos litros de agua hay que agregar al litro inicial, hacemos:

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$$

$$1 \text{ litro} \cdot 37\% = V_2 \cdot 4\%$$

$$\frac{1 \text{ litro} \cdot 37\%}{4\%} = V_2$$

$$V_2 = 9,25 \text{ litros}$$

$V_2 - V_1 =$ Volumen de agua agregado

$$9,25 - 1 = 8,25 \text{ litros}$$

Respuesta: Se deben agregar 8,25 litros de agua

➤ Unidades químicas de concentración

Para expresar la concentración de las soluciones se usan también sistemas con unidades químicas, como son:

a) Fracción molar

b) Molaridad $M = (\text{número de moles de soluto}) / (1 \text{ litro de solución})$

c) Molalidad $m = (\text{número de moles de soluto}) / (1 \text{ kilo de solvente})$

a) Fracción molar (X_i): Se define como la relación entre los moles de un componente (ya sea solvente o soluto) de la solución y los moles totales presentes en la solución.

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

Ejercicio:

Se agregan 3 gramos de sal en una cacerola con 4 litros de agua ¿cuál es la concentración de sal?, o dicho de otra forma ¿cuál es la concentración de la solución?

Calcular la fracción molar de solvente y de soluto: Recordemos que la fracción molar expresa la concentración de una solución en Moles de Soluta o de Solvente por Moles Totales de la Solución.

Solvente: agua (H₂O)

Soluto: sal (NaCl)

Datos que conocemos: 3 gramos de soluto y 4.000 cm³ (4 litros) de solvente.

Con estos datos debemos resolver el problema, calculando 4 valores significativos: moles de solvente, moles de soluto, fracción molar de solvente y fracción molar de soluto.

Para el agua, se conoce su masa molar = M (H₂O) = 18 g/mol (1 mol de H₂O contiene 18 g, formados por 2 g de H y 16 g de O).

Averiguar cuántos moles de solvente H₂O) tenemos:

$$\text{Moles}_{\text{solvente}} = \frac{\text{masa total}_{\text{solvente}}}{\text{masa molar}_{\text{solvente}}}$$

$$\text{Moles}_{\text{solvente}} = \frac{4.000 \text{ g H}_2\text{O}}{18 \text{ g / mol}} = 222,22 \text{ moles}$$

Para la sal (NaCl) su masa molar = M (NaCl) = 58,5 g/mol (1 mol de sal equivale a 58,5 g, formados por 23 g de Na y 35,5 g de Cl)

Averiguar cuántos moles de soluto tenemos:

$$\text{Moles}_{\text{soluta}} = \frac{\text{masa total}_{\text{soluta}}}{\text{masa molar}_{\text{soluta}}}$$

$$\text{Moles}_{\text{soluta}} = \frac{3 \text{ g NaCl}}{58,5 \text{ g / mol}} = 0,05128 \text{ moles}$$

Ahora que conocemos la cantidad de moles de solvente y la cantidad de moles de soluto, podemos calcular las fracciones molares de solvente y de soluto:

Fracción molar del solvente = X_{solvente}

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$
$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{0,05128 \text{ moles de NaCl} + 222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 0,99977$$

Fración molar del solvente (agua) = 0,99977

Fración molar del soluto = X_{solute}

$$X_{\text{solute}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$
$$X_{\text{NaCl}} = \frac{0,05128 \text{ moles de NaCl}}{0,05128 \text{ moles de NaCl} + 222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 0,00023$$

Fración molar del soluto = 0,00023

Pero sabemos que:

$$X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

Entonces: $0,99977 + 0,00023 = 1$

b) Molaridad (M): Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. Una solución 4 molar (4 M) es aquella que contiene cuatro moles de soluto por litro de solución.

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

Ejercicio:

¿Cuál será la molaridad de una solución que contiene 64 g de Metanol (masa molar del metanol 32 gr/mol) en 500 ml de solución?

Datos conocidos: metanol 64 g

Masa molar del metanol: 32 g/mol

Masa de la solución: 500 ml (0,5 litro)

Primero calculamos la cantidad de moles que hay en 64 g de metanol.

Si un mol de metanol equivale a 32 g, 64 g equivalen a 2 moles ($64/32=2$)

Aplicamos la fórmula:

$$M = \frac{2 \text{ moles}}{0,5 \text{ litros}} = 4 \text{ molar}$$

Respuesta: 4 molar

c) Molalidad: En primer lugar, debemos advertir que Molalidad no es lo mismo que molaridad por lo cual debemos evitar confundirlas puesto que el nombre es muy parecido, pero en realidad cambian mucho los cálculos, y es un grave error, pero muy frecuente.

En la Molalidad relacionamos la molaridad del soluto con el que estamos trabajando con la masa del disolvente (en kg) que utilizamos.

La definición de Molalidad es la siguiente:

Relación entre el número de moles de soluto por kilogramos de disolvente (m)

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del solvente (kg)}}$$

3.12. DILUCIONES Y NEUTRALIZACIÓN

El método de dilución-neutralización es uno de los procedimientos del tipo *in vitro* utilizados en la valoración de la actividad de un antiséptico o desinfectante en su función de eliminación de microorganismos patógenos.



El principio básico es el de determinar la CMB (Concentración Mínima Bactericida), que es la *mínima concentración de desinfectante ensayada capaz de reducir en 5 unidades logarítmicas (10^{-5}) una suspensión de bacterias en 5 minutos de contacto con el desinfectante a 20°C.*

Se parte de una suspensión bacteriana que debe contener entre 1×10^8 y 3×10^8 bacterias/ml. En el ensayo del desinfectante, se hace una dilución de éste con el neutralizante en una proporción 1/10. En el caso del neutralizante, la dilución es de 1/2 y la concentración del desinfectante es de 1/2.

Se utilizan los reactivos siguientes:

- Agua destilada estéril
- Agar recuento
- Desinfectante
- Neutralizante
- Diluyente

Procedimiento:

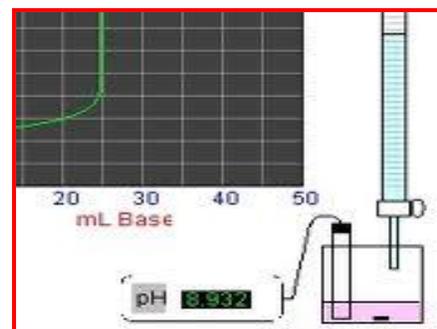


- Suspensiones bacterianas
 - Se siembran las cepas y se les dan tres pases de cultivo en *agar mantenimiento* con intervalos de 18-24 horas (el intervalo se alarga en cepas de crecimiento más lento).
 - Fusión y mantenimiento en sobrefusión del medio de cultivo en baño termostatzado a 50°C.
 - Incorporación del diluyente y arrastre del cultivo.
 - Ajuste de la suspensión bacteriana los valores de absorvancia necesarios.
 - Preparación de diluciones seriadas a partir de las suspensiones bacterianas de ensayo obtenidas.
 - Obtención de las placas de recuento e inventario de colonias



- Ensayo del neutralizante
 - Fusión y mantenimiento en sobrefusión de 6 tubos de *agar recuento*.
 - Preparación de tubos de agua destilada estéril y desinfectante.
 - Adición de neutralizante.
 - Adición y agitación de la dilución bacteriana.
 - Recuento en placa e incubación.
 - Nuevo recuento de las placas y obtención de valores medios.

- Ensayo del desinfectante
 - Fusión y sobrefusión de los tubos de *agar recuento*.
 - Preparación de tubos de neutralizante.
 - Preparación de tubos de desinfectante.
 - Adición y agitación de la *suspensión de ensayo*
 - Adición y agitación de neutralizante.
 - Recuento en placa e incubación.



DESARROLLO DE CONTENIDOS

UNIDAD 4

DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO DE LA UNIDAD

- ❖ Definir las propiedades de los diferentes compuestos como Ácidos, bases y sales, conocer como se forman las reacciones de los ácidos, reacciones de las bases y estudiar la formulación para la formación de sales.
- ❖ Interpretar el equilibrio químico y la velocidad de una reacción a partir de la identificación de las reacciones reversibles, la descripción del principio de Le Châtelier, los factores que afectan la velocidad de una reacción y su equilibrio, y la explicación de los procesos para el cálculo de constantes de equilibrio, constantes de Ionización y constante del producto iónico del agua.
- ❖ Analizar las características de las soluciones amortiguadoras (o buffer) a partir de la descripción del control del pH y de la reflexión de su importancia en el trabajo de laboratorio.

CONOCIMIENTOS BÁSICOS

4. ÁCIDOS, BASES Y SALES

4. Ácidos, bases y sales
 - 4.1. Ácidos y bases
 - 4.2. Reacciones de los ácidos
 - 4.3. Reacciones de las bases
 - 4.4. Sales
 - 4.5. Electrolitos y no electrolitos
 - 4.6. Disociación e ionización de electrolitos
 - 4.7. Electrolitos fuertes y débiles
 - 4.8. Ionización del agua
 - 4.9. Introducción al pH
 - 4.10. Neutralización



4. ÁCIDOS, BASES Y SALES

Los ácidos, las bases y las sales son compuestos indispensables tanto en la vida diaria de los individuos como en los experimentos del laboratorio y los procesos industriales.

Los compuestos químicos se clasifican como:

- *Binarios*. Los formados por dos elementos
- *Ternarios*. Los formados por tres elementos
- *Superiores o polielementales*. Los formados por más de tres elementos

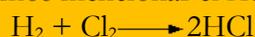
4.1. ÁCIDOS Y BASES

❖ Ácidos

El *ácido* es la sustancia capaz de ganar pares electrónicos, ceder protones cuando se disuelve en agua y su característica principal es la presencia del Ion hidrógeno en su molécula.

Ácidos son compuestos que resultan de la combinación del hidrógeno con otro elemento o grupos de elementos de mucha electronegatividad y que se caracterizan por tener sabor ácido, reaccionar con el papel tornasol azul y tornarse rosado, generalmente producen quemaduras en la piel si se entra en contacto directo con ellos.

Como ejemplo podemos mencionar el Ácido clorhídrico, HCl,

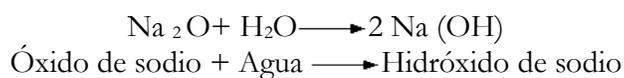


Cuando el estómago segrega en cierta cantidad de ácido provoca lo que conocemos como “acidez estomacal”, éste es un ácido binario; otro ejemplo es el ácido sulfúrico $\text{SO}_4 \text{H}_2$ es el ácido que se le agrega a las baterías de los carros.

❖ Bases

Bases o Hidróxidos: son compuestos ternarios que resultan de la combinación de algunos metales con agua o de un óxido básico con agua.

En el primer caso podemos mencionar el LiOH, Hidróxido de litio; en el segundo caso podemos señalar



Hidróxido de Sodio, NaOH, el cual se forma a partir de la reacción del Óxido de Sodio, NaO, con él H_2O .

Las bases o hidróxidos se caracterizan, entre otras cosas, por tener sabor amargo, ser jabonosos al tacto, cambiar el papel tornasol de rosado a azul, ser buenos conductores de la electricidad en soluciones acuosas y ser corrosivos.

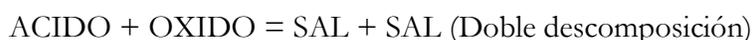
❖ SALES

Sales: son sustancias de estabilidad relativa; su actividad y solubilidad están condicionadas a los elementos que la integran. Se forman a partir de la reacción de un ácido y una base; ellas pueden reaccionar entre sí y dar origen a compuestos de mayor estabilidad.

Algunas sales se les llama sales ácidas o sales básicas, ello obedece a que pueden originarse de neutralizaciones parciales; por ejemplo, NaHCO_3 Carbonato ácido de sodio es una sal ácida, en tanto que Mg (OH) Cl , es una sal básica.

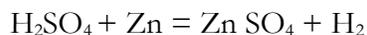
Entre otras características, como su nombre lo indica, estos compuestos tienen sabor salado y en disolución acuosa conducen la corriente eléctrica., generalmente son sustancias cristalinas y pueden cambiar de estado por acción del calor.

Las reacciones que dan origen a las sales pueden ser:



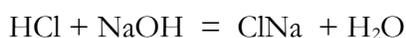
4.2. REACCIONES DE LOS ÁCIDOS

En el caso de las reacciones de Desplazamiento que originan sales, generalmente ocurren por la acción de los ácidos sobre los metales; en dichos casos, el metal desplaza al hidrógeno del ácido y ocupa su lugar; por ejemplo:



Cuando el ácido sulfúrico reacciona con el zinc, éste desplaza al hidrógeno y ocupa su lugar formando sulfato de zinc.

En el caso de las reacciones de Doble Descomposición que dan origen a sales, se trata de dos compuestos, en solución acuosa, que intercambian sus iones.



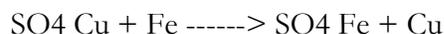
Se observa que ambos reaccionantes se descompusieron e intercambiaron sus iones. Otro caso es aquel en el cual reacciona un ácido con una base o hidróxido; también se descomponen y dan origen a una nueva sal más agua.

4.3. REACCIONES DE LAS BASES

❖ Reacción de sales con metales.

También en estos casos, hay metales que pueden desplazar a otros de sus compuestos. Si en una solución de sulfato cúprico se sumerge un clavo de hierro, se observa que el color de la solución cambia y que sobre el clavo se depositan pequeñas partículas rojizas.

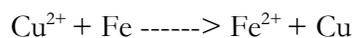
La reacción sería:



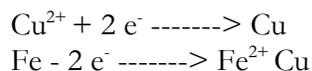
En forma iónica:



Ya que el ion sulfato permanece inalterado, la reacción iónica será :



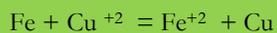
Desde el punto de vista electrónico podemos escribir:



Es decir, la reacción se produce porque el hierro cede electrones al ion cúprico.



El clavo de hierro desplaza al cobre de la solución de sulfato de cobre



En general diremos que un metal puede desplazar a otro de sus sales, siempre que pueda ceder electrones al ion correspondiente.

Diversos ejemplos.

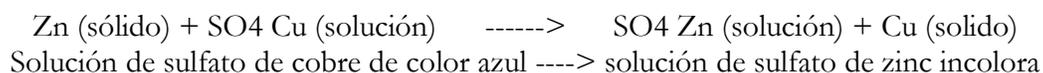
- 1.- Cuando una bobina de alambre de cobre se introduce en un a solución de nitrato de plata, los iones de plata son reducidos por el metal cobre y se depositan como plata metálica, formando cristales.



La solución de nitrato de plata no tiene color, los átomos de cobre que se dicen que se han oxidado al ion cobre II, le dan color celeste a la solución

- 2.- Un metal de zinc se introduce en un recipiente que contiene una solución de sulfato de cobre, observando el color de la solución a medida que transcurre el tiempo se ve que la misma es azul inicialmente y que la intensidad de este color se va atenuando con el tiempo, luego de unos días se observan un numero de perforaciones en el zinc.

El zinc es más reactivo que el cobre y desplaza al cobre del sulfato de cobre, es de hacer notar que esta reacción entrega calor, la reacción es exotérmica.



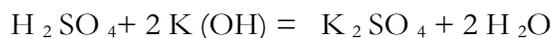
Las reacciones de desplazamiento exotérmicas tienen la propiedad que potencialmente pueden producir grandes cantidades de calor, como nos muestra el siguiente ejemplo, denominada reacción pirotécnica.

- 3.- Las reacciones de desplazamiento pueden ocurrir en solidos como el aluminio que es más reactivo que el hierro, si se combina aluminio con óxido de hierro y se le suministra energía, el aluminio desplaza al hierro del óxido por medio de una reacción térmica.



❖ Reacción total de sales: sales neutras

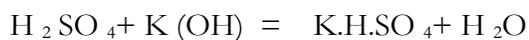
Neutras: todos los átomos de H del ácido son sustituidos por el átomo del metal.



Sulfato de potasio

- ❖ Reacción parcial de sales: sales ácidas.

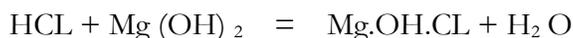
Ácidas: conserva los átomos de hidrógeno



Sulfato ácido de Potasio

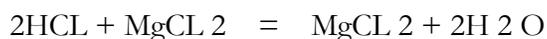
- ❖ Reacción parcial de sales: sales básicas

Básicas: neutralización incompleta de un ácido monoprótico con una base polihidróxica



Cloruro básico de magnesio

- ❖ Reacción total de sales: sales neutras



Cloruro neutro de magnesio

4.4. SALES

- ❖ SALES HALOIDEAS

Las sales haloideas se forman por reacción de un hidrácido con un hidróxido. Es una reacción de neutralización y se forma agua junto a la sal.

La reacción más común es la de formación de la sal de mesa (cloruro de sodio)



Estas sales también reciben el nombre de no oxigenadas.

Como todos los compuestos binarios puede obtenerse la fórmula cruzando los números de oxidación. Recordar que en los hidrácidos los no metales actúan con el menor número de oxidación por lo tanto ese es el que se debe utilizar para dar la fórmula de la sal.

Ejemplos

Cloruro de bario

$\text{Ba}^{\text{II}} \text{Cl}^{\text{I}}$: BaCl_2 al cruzar los números de oxidación.

Nomenclatura

Tradicional: asigna la terminación URO al no metal seguida del metal con las terminaciones oso e ico si fuera necesario.

Numerales de Stock: el no metal se nombra con la terminación URO y el metal va seguido del número de oxidación entre paréntesis.

CuCl : cloruro cuproso según la nomenclatura tradicional o cloruro de cobre (I)

CuCl_2 : cloruro cúprico o cloruro de cobre (II)

Sistemática: utiliza los prefijos monos, di, tri, etc. para indicar cuántos átomos se tienen.

Ejemplos

FeCl_3 tricloruro de hierro

MgF_2 di fluoruro de magnesio

❖ Sales Neutras

Son los derivados de sustituir todos los hidrógenos, o parte de ellos como en las sales ácidas, de los oxácidos por cationes metálicos como el Na^+ , o no metálicos como el NH_4^+ (amonio). Cuando se sustituyen todos los hidrógenos se forman las sales neutras y cuando sólo se sustituye alguno de los hidrógenos las sales ácidas.

Nomenclatura tradicional.

Para su formulación se siguen las mismas reglas que para los ácidos de los que provienen, pero cambiando las terminaciones y manteniendo los prefijos. Para los números de oxidación bajos la terminación -OSO cambia por la de -ITO, y para los números de oxidación altos la terminación -ICO cambia por la de -ATO. Ejs.

$\text{M} + \text{radical} = \text{Sal neutra}$

$\text{Ca}^{+2} + \text{BrO}^{-3} = \text{Ca}_3\text{BrO}_2$

Sal	Catión	Anión	Fórmula
Bromato de calcio	Ca ⁺²	BrO ₃ ⁻	Ca (BrO ₃) ₂
Hipoclorito de sodio	Na ⁺	ClO ⁻	NaClO
Sulfato de aluminio	Al ⁺³	SO ₄ ⁻²	Al ₂ (SO ₄) ₃
Fosfato de magnesio	Mg ⁺²	PO ₄ ⁻³	Mg ₃ (PO ₄) ₂
Nitrato de hierro (III)	Fe ⁺³	NO ₃ ⁻	Fe (NO ₃) ₃

Nomenclatura sistemática de la IUPAC

Nomenclatura de adición de los aniones: se basa en la estructura de los aniones, nombrando de diferente forma los oxígenos que están unidos a los hidrógenos ácidos (hidróxido), los oxígenos unidos únicamente al elemento central (óxido). Cada uno de estos nombres se acompaña de los prefijos pertinentes: di-, tri-, tetra-, etc. y se nombran por orden alfabético seguidos del nombre del átomo central terminado en -ato, y entre paréntesis la carga del anión (según el sistema de Ewens-Bassett).

Nomenclatura estequiométrica de los aniones: se basa en nombrar con un prefijo: di-, tri-, tetra-, etc. los átomos que participan en el anión seguido del elemento central terminado en "-ato", y entre paréntesis la carga del anión (según el sistema de Ewens-Bassett). Ej.

Anión	Nomenclatura de adición	Nomenclatura estequiométrica
CO ₃ ²⁻	Trioxocarbonato (2-)	Trioxocarbonato (2-)
NO ₂ ⁻	Dioxidonitrato (1-)	Dioxidonitrato (1-)
NO ₃ ⁻	Trioxonitrato (1-)	Trioxonitrato (1-)
PO ₄ ³⁻	Tetraoxidofosfato (3-)	Tetraoxidofosfato (3-)
SO ₃ ²⁻	Trióxidosulfato (2-)	Trióxidosulfato (2-)
SO ₄ ²⁻	Tetraóxidosulfato (2-)	Tetraóxidosulfato (2-)

Nomenclatura de adición de sales: Se escribe el nombre del anión seguido del nombre del catión, con la carga según el sistema de Ewens-Bassett en cationes que no tengan número de oxidación fijo.

Nomenclatura estequiométrica de sales: Se escribe el nombre del anión sin la carga, si es necesario con los prefijos bis, tris, tetrakis, pentakis, hexakis, etc. que nos indican la repetición del anión poliatómico.

Seguido del catión, con los prefijos di, tri, tetra, etc que nos indican la repetición del catión.

Sal	Nomenclatura de adición	Nomenclatura estequiométrica
Na_2CO_3	Trioxocarbonato (2-) de sodio	Trioxidocarbonato de disodio
KNO_2	Dioxidonitrato (1-) de potasio	Dioxidonitrato de potasio
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Trioxonitrato (1-) de calcio	Bis(trioxidonitrato) de calcio
AlPO_4	Tetraoxidofosfato (3-) de aluminio	Tetraoxidofosfato de aluminio
Na_2SO_3	Trioxidosulfato (2-) de sodio	Trioxidosulfato de disodio

Sales ácidas

Los oxácidos con más de un hidrógeno no los ceden todos con igual facilidad. Se forman iones que aún contienen átomos de H. Estos iones se pueden combinar con cationes dando lugar a las sales ácidas.

Nomenclatura

Se nombran igual que las sales neutras añadiendo los prefijos hidrógeno- o dihidrógeno- delante del nombre de la sal neutra correspondiente. Ej.

Sal	Catión	Anión	Nombre
NaHCO_3	Na^+	HCO_3^-	Hidrogenocarbonato de sodio
$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$	Fe^{+3}	HSO_4^-	Hidrogenosulfato de hierro(III)
$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$	Ca^{+2}	HSO_3^-	Hidrogenosulfito de calcio
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Ca^{+2}	H_2PO_4^-	Dihidrogenofosfato de calcio
K_2HPO_4	K^+	HPO_4^{2-}	Hidrogenofosfato de potasio

Nomenclatura sistemática de la IUPAC

Nomenclatura de adición de los aniones: se basa en la estructura de los aniones, nombrando de diferente forma los oxígenos que están unidos a los hidrógenos ácidos (hidroxido), los oxígenos unidos únicamente al elemento central (óxido). Cada uno de estos nombres se acompaña de los prefijos pertinentes: di-, tri-, tetra-, etc. y se nombran por orden alfabético seguidos del nombre del átomo central terminado en -ato, y entre paréntesis la carga del anión (según el sistema de Ewens-Bassett).

Nomenclatura de hidrógeno de los aniones: se basa en nombrar con un prefijo: di-, tri-, tetra-, etc. los hidrógenos y entre paréntesis los átomos que participan en el anión seguido del elemento central terminado en "-ato", entre paréntesis también la carga del anión (según el sistema de Ewens-Bassett). Ej.

Anión	Nomenclatura de adición	Nomenclatura de hidrógeno
HCO_3^-	Hidroxidodioxidocarbonato (1-)	Hidrogeno(trioxocarbonato) (1-)
H_2PO_4^-	Dihidroxidodioxidofosfato (1-)	Dihidrogeno(trioxidofosfato) (1-)
HPO_4^{2-}	Hidroxidotrioxidofosfato (2-)	Hidrogeno(tetraoxidofosfato) (2-)
HSO_3^-	Hidroxidodioxidosulfato (1-)	Hidrogeno(trioxidosulfato) (1-)
HSO_4^-	Hidroxido trioxidosulfato (1-)	Hidrogeno (tetraoxidosulfato) (1-)

Nomenclatura de adición de sales: Se escribe el nombre del anión seguido del nombre del catión, con la carga según el sistema de Ewens-Bassett en cantiones que no tengan número de oxidación fijo.

Nomenclatura de hidrógeno de sales: Se escribe el nombre del anión sin la carga, si es necesario con los prefijos bis, tris, tetrakis, pentakis, hexakis, etc. que nos indican la repetición del anión poliatómico. Seguido del catión, con los prefijos di, tri, tetra, etc que nos indican la repetición del catión.

4.5. ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

Se llama ELECTROLITOS aquellos solutos que producen soluciones conductoras, es decir que es una sustancia que tiene la capacidad de conducir corriente eléctrica a través de ellos cuando están en un medio acuoso o solución. De ellos también se podría decir que son sustancias que al disolverse en el agua sufren la disociación electrolítica, es decir, la fragmentación de sus moléculas en partículas dotadas de carga eléctrica (Cationes+ Aniones-).

Un electrolito se puede formar a partir de ácidos orgánicos es decir de electrolitos débiles, dicho anteriormente, un electrolito débil conduce con poca intensidad la corriente eléctrica. Existen otras sustancias que conducen la corriente eléctrica con mayor intensidad que forma los electrolitos fuertes, por ejemplo: el ácido sulfúrico, diluido en agua, ácido clorhídrico también diluido en agua, ácido nítrico.

Tipos de electrolitos:

- No electrolitos: se caracterizan porque sus disoluciones con conducen la electricidad. Se disuelven como moléculas neutras que no pueden moverse en presencia de un campo eléctrico. (metanol).
- Electrolitos: las disoluciones acuosas de estas sustancias conducen la electricidad. En disolución estos solutos se disocian en iones. (NaCl).

Los solutos no electrolitos son en general poco solubles, a excepción de los que pueden formar

puentes de hidrógeno (metanol, glucosa, FH, NH₃). Los electrolitos son muy solubles debido a las interacciones ión-dipolo. En la solubilidad influyen la presión y la temperatura. En general, la solubilidad de un sólido en un líquido aumenta con la temperatura. Esto se puede explicar recurriendo a factores entrópicos.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Un equilibrio dinámico tiende a oponerse a cualquier cambio en sus condiciones. Si el proceso de la disolución es endotérmico, en este caso, $\Delta H > 0$ entonces un aumento de la temperatura implicará un aumento de la solubilidad. La mayoría de las disoluciones de un sólido en un líquido son endotérmicas, porque es necesario romper la energía de red del sólido para que este se disuelva.

Si el proceso es exotérmico entonces, y $\Delta H < 0$ un aumento de la temperatura conllevará una disminución de la solubilidad. La mayoría de las disoluciones de gases en líquidos son exotérmicas. En general un aumento de la presión implica una mayor solubilidad de un gas en un líquido. La ley de Henry nos dice que la solubilidad es directamente proporcional a la presión parcial.

Los electrolitos se disocian de acuerdo a la Teoría de disociación de Arrhenius, aunque inicialmente tuvo poca aceptación, ha sido de gran utilidad en la química moderna al constituir la base teórica del comportamiento de los electrolitos en el desarrollo de la electroquímica la teoría de la disolución electrolítica se funda en los siguientes puntos

Los electrolitos, en disolución o fundidos, se disocian parcialmente, en iones cargados eléctricamente haciendo que la carga parcial de los positivos sea igual a la carga total de los negativos.

- o La carga de los iones, de un átomo que forman los radicales de los electrolitos, es igual a su valencia. Es negativa (aniones) para los no metales y positiva (cationes) para los metales.
- o Los iones actúan independientemente unos a otros, así como de las moléculas no disociadas y constituyen partículas distintas con propiedades químicas y físicas características.
- o La disociación de un electrolito es un proceso reversible ya que en los iones originados se unen a su vez para formar de nuevo las moléculas del correspondiente compuesto.



4.6. DISOCIACIÓN E IONIZACIÓN DE ELECTROLITOS

Teoría de ionización en la formación de electrolitos

Existen teorías que permiten explicar el comportamiento de las soluciones electrolíticas. Una de estas teorías es la de la Ionización de Arrhenius. Arrhenius propuso en 1887 la teoría de la disociación electrolítica, la cual está basada en la idea de que los electrolitos se disocian en iones al ponerse en contacto con el agua.

Postulados de la Teoría de Arrhenius:

- a) Los electrolitos al disolverse en el agua se disocian parcialmente en iones, los cuales son átomos o radicales con carga eléctrica.
- b) El número de cargas eléctricas transportadas por cada ión es igual a su valencia y el número total de cargas de los cationes es igual al total de cargas de los aniones, de allí que las soluciones electrolíticas sean eléctricamente neutras.
- c) La ionización es un proceso reversible y se establece un equilibrio, propio de cada electrolito, entre las moléculas no disociadas y los iones.
- d) Los iones deben ser considerados como especies químicas con sus propiedades características.
- e) Los poliacidos se ionizan en fases.

4.7. ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES

❖ Electrolitos fuertes

Son aquellos que forman soluciones buenas conductoras de la electricidad. Ya que al disolverse en el agua su disociación es completa, entonces no se realiza un equilibrio, pues la reacción solo procede en un solo sentido. Así cuando el NaOH se disuelve en agua, todas las moléculas se disocian en Na^+ y OH^- . De manera similar cómo se comportan los demás electrolitos fuertes.

Los compuestos iónicos pertenecen a esta categoría, lo mismo que algunos compuestos covalentes.

Estos electrolitos están disociados en un 100%. A mayor concentración de iones se obtendrá un electrolito fuerte.

❖ Electrolitos débiles:

Son los que forman soluciones malas conductoras ya que los iones formados tratan de reunirse nuevamente para formar la molécula inicial lo que se traduce finalmente en el establecimiento

de un equilibrio entre dichos iones y las moléculas no disociadas.
El agua es un electrolito sumamente débil.
Este se obtiene a menor concentración de iones.

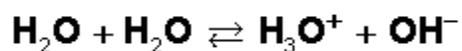
4.8. IONIZACIÓN DEL AGUA

❖ Equilibrio iónico del agua

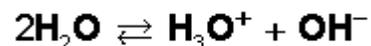
El agua pura es un electrolito débil que se disocia en muy baja proporción en sus iones hidronio o hidrógeno H_3O^+ (también escrito como H^+) e hidróxido o hidróxilo OH^- .

De todos modos, dos moléculas polares de agua pueden ionizarse debido a las fuerzas de atracción por puentes de hidrógeno que se establecen entre ellas.

Aunque lo haga en baja proporción, esta disociación del agua en iones, llamada ionización, se representa según la siguiente ecuación



La cual, resumiendo un poco queda como



O, más resumida aún, queda como



Al producto de la concentración de iones hidroxonio o hidronio (H_3O^+) por la concentración de iones hidróxido o hidroxilo (OH^-) se le denomina producto iónico del agua y se representa como K_w . Las concentraciones de los iones H^+ y OH^- se expresan en moles / litro (molaridad).

Este producto tiene un valor constante igual a 10^{-14} a 25°C , como se grafica en la siguiente ecuación

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

O, que es lo mismo:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Debido a que en el agua pura por cada ion hidronio (o ion hidrógeno) hay un ion hidróxido (o hidroxilo), la concentración es la misma, por lo que:

$$10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

De esta expresión se deduce que las concentraciones de hidronios (también llamada de protones) (H^+) y de hidroxilos (OH^-) son inversamente proporcionales; es decir, para que el valor de la constante de disociación se mantenga como tal, el aumento de una de las concentraciones implica la disminución de la otra.

❖ Ionización del agua y el Ph

El agua no es un líquido químicamente puro, ya que se trata de una solución iónica que siempre contiene algunos iones H_3O^+ y OH^-

(Ya vimos que se utiliza el símbolo H^+ , en lugar de H_3O^+).

También ya mostramos el producto $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, que se denomina producto iónico del agua. Pues bien, ese valor constituye la base para establecer la escala de pH, que mide la acidez o alcalinidad de una disolución acuosa; es decir, su concentración de iones $[H^+]$ o $[OH^-]$, respectivamente.

4.9. INTRODUCCIÓN AL PH

❖ Recapitulemos sobre el pH

Repitamos el concepto: el pH es una medida de la acidez o alcalinidad de una solución. Lo que el pH indica exactamente es la concentración de iones hidronio (o iones hidrógeno) — $[H_3O^+]$ o solo $[H^+]$ — presentes en determinadas sustancias.

La sigla pH significa "potencial de hidrógeno" (pondus Hydrogenii o potentia Hydrogenii; del latín pondus, = peso; potentia, = potencia; hydrogenium, = hidrógeno).

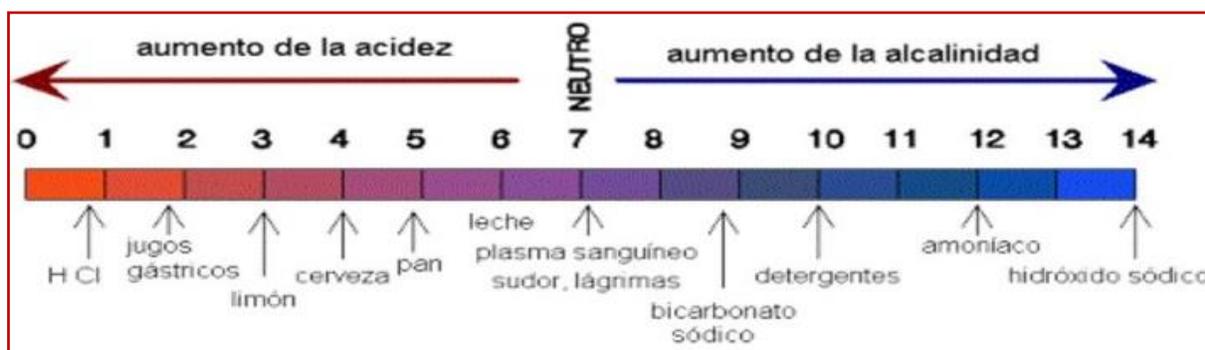
Este término fue acuñado por el químico danés Sorensen, quien lo definió como el logaritmo negativo de base 10 de la actividad de los iones hidrógeno.

Desde entonces, el término "pH" se ha utilizado universalmente por lo práctico que resulta para evitar el manejo de cifras largas y complejas. En disoluciones diluidas, en lugar de utilizar la actividad del ion hidrógeno, se le puede aproximar empleando la concentración molar del ion hidrógeno.

Por ejemplo, una concentración de $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} M$ (0,0000001) es simplemente un pH de 7 ya que: $pH = -\log [10^{-7}] = 7$.

El pH típicamente va de 0 a 14 en disolución acuosa, siendo ácidas las disoluciones con pH menores a 7 (el valor del exponente de la concentración es mayor, porque hay más protones en la disolución), y alcalinas las que tienen pH mayores a 7. El $pH = 7$ indica la neutralidad de la disolución (donde el disolvente es agua).

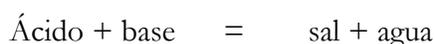
En la figura de abajo se señala el pH de algunas soluciones. En general hay que decir que la vida se desarrolla a valores de pH próximos a la neutralidad.



Los organismos vivos no soportan variaciones del pH mayor de unas décimas de unidad y por eso han desarrollado a lo largo de la evolución mecanismos que mantienen el pH constante.

4.10. NEUTRALIZACIÓN

La neutralización es la reacción de un ácido con una base para dar sal más agua



En un matraz ponemos una disolución de ácido clorhídrico y añadimos unas gotas del indicador fenolftaleína.

La fenolftaleína es un indicador que en medio ácido es incoloro, mientras que en medio básico adquiere un color rosa. En principio la disolución es ácida e incolora.

Ahora colocamos en una bureta una disolución de hidróxido sódico y la abrimos un poco. A medida que cae hidróxido sódico, éste va reaccionando con el ácido clorhídrico para formar cloruro sódico y agua, con lo que la concentración del ácido disminuye y el pH aumenta. Cuando se ha consumido todo el ácido, la siguiente gota de base que se añade vuelve a la disolución básica, y el indicador cambia al color rosa. En ese momento sabemos que todo el

ácido ha sido neutralizado.

Podemos utilizar otros indicadores. Por ejemplo, el azul de tornasol, que tiene color rojo en medio ácido y color azul el medio básico. En este caso, cuando se ha consumido todo el ácido, la siguiente gota vuelve a la disolución básica, y en ese momento el indicador cambia a color azul.

En las dos simulaciones que tienes en esta página (arriba valoración con fenolftaleína y abajo con azul de tornasol) intenta neutralizar exactamente el ácido del vaso de precipitado, sin pasarte. Para ello puedes ayudarte tanto del valor que marca el pHmetro como de la gráfica que representa el valor del pH frente a los mililitros de base añadidos

ACTIVIDADES:

1. Al valorar el ácido fuerte HCl con una base fuerte como el NaOH usando como indicador la fenolftaleína. ¿Cómo podemos saber cuándo hemos llegado al punto de equivalencia? ¿Qué cambio de color se producirá? Compruébalo mediante el applet y comenta tus observaciones.
2. Describe e interpreta la curva de valoración obtenida en la neutralización anterior y determina el pH obtenido en el punto de equivalencia, utilizando el applet. ¿A qué valor de pH se produce el cambio de color de la fenolftaleína? ¿Qué volumen de base se ha consumido en la neutralización del ácido? Si el ácido es 0,1M y la base 0,2 M ¿Cuál sería el volumen del ácido empleado?
3. En la valoración del ácido fuerte HCl con la base fuerte NaOH usando como indicador el tornasol ¿Qué cambios de color se producen? ¿Cómo saber con el mismo el punto de equivalencia? ¿A qué valor de pH se produce el cambio de color del tornasol? Compruébalo mediante el applet añadiendo gota a gota en las proximidades del punto de equivalencia y comenta tus observaciones.
4. De acuerdo con la utilización del applet ¿Qué indicador es más adecuado para valorar una disolución de ácido fuerte como el HCl con una base fuerte NaOH: la fenolftaleína o el tornasol? ¿Conoces otro indicador más adecuado?
5. Para neutralizar 20 ml de HCl de concentración desconocida se consumen 40 ml de NaOH 0,1 M. Calcular la molaridad del ácido clorhídrico y el pH en el punto de equivalencia.

DESARROLLO DE CONTENIDOS UNIDAD 5

DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO

- ❖ Interpretar el equilibrio químico y la velocidad de una reacción a partir de la identificación de las reacciones reversibles, la descripción del principio de Le Châtelier, los factores que afectan la velocidad de una reacción y su equilibrio, y la explicación de los procesos para el cálculo de constantes de equilibrio, constantes de Ionización y constante del producto iónico del agua.
- ❖ Analizar las características de las soluciones amortiguadoras (o buffer) a partir de la descripción del control del pH y de la reflexión de su importancia en el trabajo de laboratorio.

CONOCIMIENTOS BÁSICOS

5. EQUILIBRIO QUÍMICO Y VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN

- 5. Equilibrio químico y velocidad de reacción
 - 5.1. Reacciones reversibles
 - 5.2. Velocidades de reacción
 - 5.3. Equilibrio químico
 - 5.4. Principio de Le Châtelier
 - 5.5. Factores que afectan la velocidad de reacción y el equilibrio
 - 5.6. Constantes de equilibrio
 - 5.7. Constantes de ionización
 - 5.8. Constante del producto iónico del agua
 - 5.9. Constante del producto de solubilidad
 - 5.10. Hidrólisis
 - 5.11. Soluciones amortiguadoras y control del pH



5. Equilibrio químico y velocidad de reacción

Cuando estudiamos los cambios en la materia aprendimos que todo cambio químico involucra una reacción entre diferentes sustancias produciendo la formación de sustancias nuevas.

Podemos decir, entonces, que una reacción química es un proceso en que una o más sustancias se transforman en otra u otras sustancias de diferente naturaleza.

Las sustancias originales (las que se transformarán) se



denominan reactantes o reactivas y las finales se llaman productos.

Todos los procesos químicos evolucionan desde los reactantes hasta la formación de productos a una determinada velocidad hasta que la reacción se completa. En ese momento, la velocidad de formación de los productos es igual a la velocidad de descomposición de éstos para formar nuevamente los reactantes de los que proceden.

Desde ese mismo momento las concentraciones de todas las especies reaccionantes (reactantes y productos) permanecen constantes. Ese estado se conoce con el nombre de equilibrio químico.

➤ El equilibrio químico

Es un estado en el que no se observan cambios visibles en el sistema. Sin embargo, a nivel molecular existe una gran actividad debido a que las moléculas de reactantes siguen produciendo moléculas de productos, y estas a su vez siguen formando moléculas de productos.

Como ya dijimos, cuando se alcanza el equilibrio químico las velocidades de la reacción directa (\Rightarrow) e inversa (\Leftarrow) son iguales y las concentraciones de los reactantes y de los productos permanecen constantes.

Para que esto ocurra, la reacción debe suceder a una temperatura y presión constantes en un recipiente cerrado en el que ninguna sustancia pueda entrar o salir.



Los cambios en la coloración grafican el avance hacia el equilibrio químico cuando reaccionan estas dos sustancias.

Es importante diferenciar entre el equilibrio en términos de velocidad, en el que ambas velocidades son iguales, del equilibrio en términos de concentraciones, donde éstas pueden ser, y normalmente son, distintas.

➤ Factores que modifican el equilibrio

Existen diversos factores capaces de modificar el estado de equilibrio en un proceso químico, como son: la temperatura, la presión (afectando al volumen) y las concentraciones. La influencia de estos tres factores se puede predecir, de una manera cualitativa por el Principio de Le Chatelier, que dice lo siguiente:

“Si en una reacción química en equilibrio se modifican la presión, la temperatura o la concentración de alguna de las especies reaccionantes, la reacción evolucionará en uno u otro sentido hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio.”

Este principio es equivalente al principio de la conservación de la energía.

- Efecto de la temperatura

Es la única variable que, además de influir en el equilibrio, modifica el valor de su constante. Si una vez alcanzado el equilibrio se aumenta la temperatura, el sistema se opone a ese aumento de energía calorífica desplazándose en el sentido que absorba calor; es decir, hacia el sentido que marca la reacción endotérmica.



Más temperatura rompe el equilibrio de una reacción

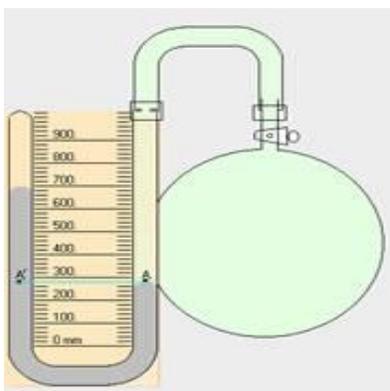
Aquí debemos recordar que en las reacciones químicas existen dos tipos de variación con la temperatura:

- 1.- Exotérmica: aquella que libera o desprende calor.
- 2.- Endotérmica: aquella que absorbe el calor.

Es importante hacer notar que, a bajas temperaturas, la reacción requiere más tiempo, debido a que bajas temperaturas reducen la movilidad de las partículas involucradas. Para contrarrestar este efecto se utiliza un catalizador para acelerar la reacción.

Respecto a los catalizadores, se ha determinado que estos no tienen ningún efecto sobre la concentración de los reaccionantes y de los productos en equilibrio. Esto se debe a que si un catalizador acelera la reacción directa también hace lo mismo con la reacción inversa, de modo que, si ambas reacciones se aceleran en la misma proporción, no se produce ninguna alteración del equilibrio.

- Efecto de la presión



Si aumenta la presión la reacción se desplazará hacia donde exista menor número de moles gaseosos, para así contrarrestar el efecto de disminución de volumen, y viceversa.

Lógicamente, en el caso de que las cantidades de moles gaseosos sean iguales para cada lado de la ecuación, no se producirán cambios, es decir que el equilibrio no se desplazará. También se puede aumentar la presión del sistema sin afectar el equilibrio agregando un gas noble.

Aumentar o disminuir la presión también rompe el equilibrio químico

Es una reacción que nunca llega a completarse, pues se produce simultáneamente en ambos sentidos (los reactivos forman productos, y a su vez, éstos forman de nuevo reactivos). Es decir, se trata de un EQUILIBRIO DINÁMICO. Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactivos o productos) se estabiliza, es decir, se gastan a la misma velocidad que se forman, se llega al EQUILIBRIO QUÍMICO.

5.1. Reacciones reversibles

Una reacción reversible es aquella en que los productos de la reacción interactúan entre sí y forman nuevamente los reaccionantes.

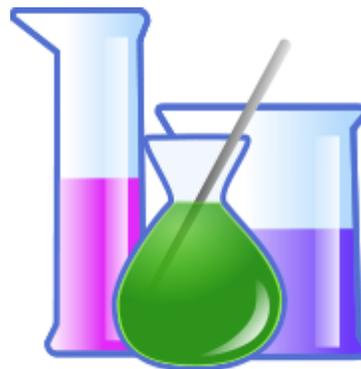
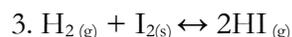
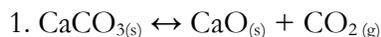
En la siguiente representación de una reacción reversible



Los reaccionantes A y B se transforman en los productos C y D, y estos a su vez reaccionan entre sí y forman nuevamente A y B.

La primera de las reacciones se considera como la reacción directa o a la derecha y la segunda es la reacción inversa o a la izquierda. Las letras minúsculas a, b, c, d, son los coeficientes de la reacción balanceada.

Ejemplos:



5.2. Velocidad de reacción



La rapidez con la que se produce una transformación química es un aspecto muy importante. Tanto desde el punto de vista del conocimiento del proceso como de su utilidad industrial, interesa conocer la velocidad de la reacción y los factores que pueden modificarla.

Se define la velocidad de una reacción química como la cantidad de sustancia formada (si tomamos como referencia un producto) o transformada (si tomamos como referencia un reactivo) por unidad de tiempo.

La velocidad de reacción no es constante. Al principio, cuando la concentración de reactivos es mayor, también es mayor la probabilidad de que se den choques entre las moléculas de reactivo, y la velocidad es mayor a medida que la reacción avanza, al ir disminuyendo la concentración de los reactivos, disminuye la probabilidad de choques y con ella la velocidad de la reacción.

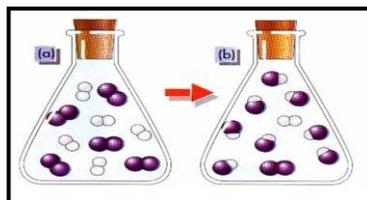
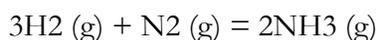
La medida de la velocidad de reacción implica la medida de la concentración de uno de los reactivos o productos a lo largo del tiempo, esto es, para medir la velocidad de una reacción necesitamos medir, bien la cantidad de reactivo que desaparece por unidad de tiempo, bien la cantidad de producto que aparece por unidad de tiempo. La velocidad de reacción se mide en unidades de concentración/tiempo, esto es, en moles/s.

5.3. Equilibrio químico

El equilibrio se refiere a aquel estado de un sistema en el cual no se produce ningún cambio neto adicional. Cuando a y B reaccionan para formar C y D a la misma velocidad en que C y D reaccionan para formar A y B, el sistema se encuentra en equilibrio.

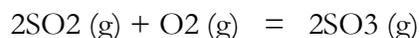
Ejemplo de equilibrio:

La reacción entre H₂ y N₂ para formar NH₃



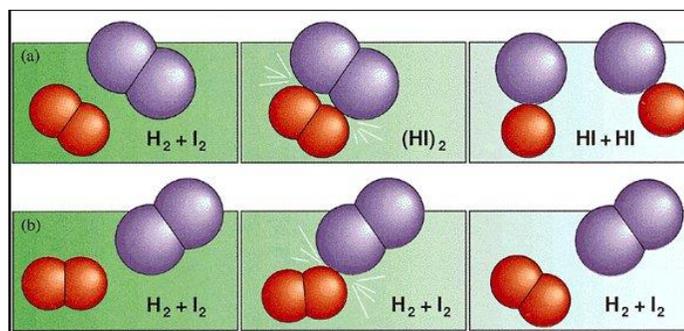
Este es uno de los equilibrios más importantes que se conocen debido a que se utiliza para capturar nitrógeno de la atmósfera en una forma que se pueda utilizar para fabricar fertilizantes y muchos otros productos químicos.

La reacción entre SO₂ y O₂ para formar SO₃



➤ Diferencia entre equilibrio físico y equilibrio químico.

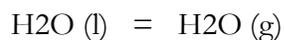
La diferencia que existe es que el equilibrio físico se da entre dos fases de la misma sustancia, debido a que los cambios que ocurren son procesos físicos; mientras que el equilibrio químico se alcanza cuando las velocidades de las reacciones directas e inversas se igualan y las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes.



Ejemplos de Equilibrios Físicos:

La evaporación del agua en un recipiente cerrado a una temperatura determinada.

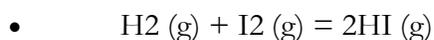
En este caso, el número de moléculas de H₂O se dejan en la fase líquida y regresan a ella es el mismo:



Ejemplos de Equilibrio Químico



$$K_e = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}$$



$$K_e = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

➤ Equilibrio homogéneo y el equilibrio heterogéneo

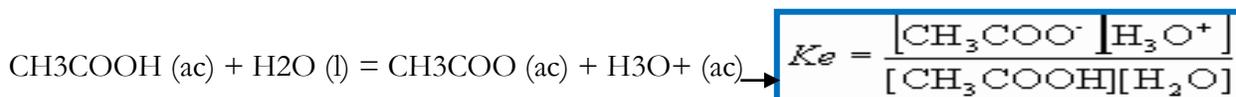
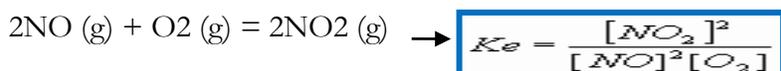
Equilibrio Homogéneo:

Se aplica a las reacciones en las que todas las especies reaccionantes se encuentran en la misma fase.

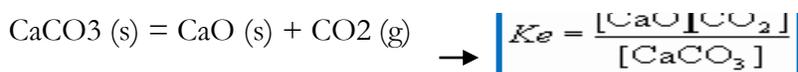
Equilibrio Heterogéneo:

Se da en una reacción reversible en la que intervienen reactivos y productos en distintas fases.

Ejemplos de equilibrio Homogéneo:



Ejemplos de equilibrio Heterogéneo:



Los dos sólidos y el gas constituyen tres fases distintas



5.4. Principio de Le Châtelier

“Cuando un sistema en equilibrio químico es perturbado por un cambio de temperatura, presión o concentración, el sistema modificará la composición en equilibrio en alguna forma que tienda a contrarrestar este cambio de la variable”

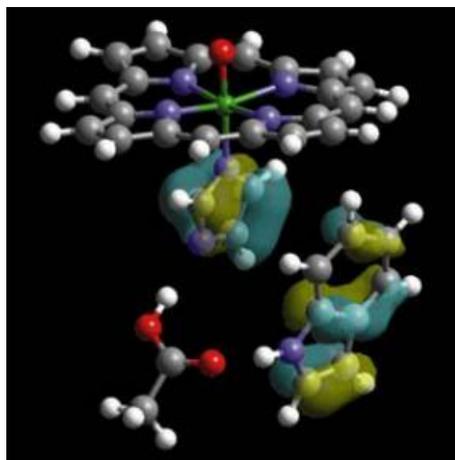
Factores que puedan reemplazar la posición de equilibrio.

- Variación en la temperatura.
- Variación en la presión.
- Variación del volumen

La variación de temperatura es el factor que pueda hacer variar el valor de la constante de equilibrio.

5.5. Factores que afectan la velocidad de reacción y el equilibrio

- **Naturaleza de la reacción:** Algunas reacciones son, por su propia naturaleza, más rápidas que otras. El número de especies reaccionantes, su estado físico las partículas que forman sólidos se mueven más lentamente que las de gases o de las que están en solución, la complejidad de la reacción, y otros factores pueden influir enormemente en la velocidad de una reacción.
- **Concentración:** La velocidad de reacción aumenta con la concentración, como está descrito por la ley de velocidad y explicada por la teoría de colisiones. Al incrementarse la concentración de los reactantes, la frecuencia de colisión también se incrementa.
- **Presión:** La velocidad de las reacciones gaseosas se incrementa muy significativamente con la presión, que es, en efecto, equivalente a incrementar la concentración del gas. Para las reacciones en fase condensada, la dependencia en la presión es débil, y sólo se hace importante cuando la presión es muy alta.
- **Orden:** El orden de la reacción controla cómo afecta la concentración (o presión) a la velocidad de reacción.
- **Temperatura:** Generalmente, al llevar a cabo una reacción a una temperatura más alta provee más energía al sistema, por lo que se incrementa la velocidad de reacción al ocasionar que haya más colisiones entre partículas, como lo explica la teoría de colisiones.
- **Los Catalizadores:** Un catalizador es un factor importante que influye en la velocidad de una reacción química; asimismo, es la sustancia que presente en un proceso químico interviene en él sin transformarse, siendo capaz de provocar aceleración o retardo en la velocidad de la reacción química.



Muchas de las reacciones industriales para obtener productos de consumo son catalizadas (como la gasolina). Con frecuencia se habla de que cada día más automóviles cuentan con un convertidor catalítico para disminuir sus emisiones contaminantes.

Las vitaminas, fermentos, levaduras, hormonas y enzimas son catalizadores biológicos. Su presencia en los seres vivos hace posible efectuar reacciones químicas que desarrolladas en el laboratorio resultarían extremadamente lentas.

5.6. Constante de equilibrio

En cualquier reacción química que alcance un estado de equilibrio químico, el cociente entre el producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos y el producto de las concentraciones en el equilibrio de los reactivos elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos, es igual a una constante llamada: “Constante de equilibrio de la reacción”

Para comprender el origen de la constante de equilibrio se necesita recordar el concepto de velocidad de reacción la cual es el valor que indica la velocidad en que los reactivos se convierten en productos

La constante de equilibrio se relaciona con uno de los factores que influyen en la velocidad de una reacción química:

La Concentración.

Para la reacción:



En fase gaseosa y en equilibrio. Se tendría que: [A], [B], [C] y [D], son las concentraciones molares de las especies en el equilibrio.

La velocidad de la reacción directa (hacia la derecha) vendrá dada por:

$$V_1 = K_1 [A]^a [B]^b$$

Mientras que la velocidad de la reacción inversa (hacia la izquierda) será:

$$V_2 = K_2 [C]^c [D]^d$$

Donde K_1 y K_2 son las constantes cinéticas de velocidad que dependen de la temperatura y el tipo de catalizador utilizado. Cuando la reacción ha alcanzado el equilibrio químico, las velocidades de reacción se igualan, es decir: $V_1 = V_2$. En consecuencia, se cumple que

<http://cienciasbachilleratoquimica4.blogspot.com/2012/05/constante-de-equilibrio.html>

$$K_1 [A]^a [B]^b = K_2 [C]^c [D]^d$$

De donde se deriva la siguiente expresión:

$$K_1 [A]^a [B]^b$$

$$K_2 [C]^c [D]^d$$

Para cada temperatura el cociente K_1 / K_2 es constante, y define una nueva magnitud llamada Constante de equilibrio K_c de la reacción, quedando finalmente la expresión:

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

Esta expresión es conocida como ley de acción de las masas o Ley del equilibrio químico, y dice que: En cualquier reacción química que alcance un estado de equilibrio químico, el cociente entre el producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos y el producto de las concentraciones en el equilibrio de los reactivos elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos, es igual a una constante llamada: “Constante de equilibrio de la reacción”

5.7. Constante de ionización

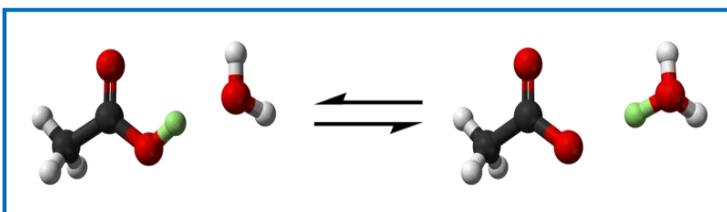
La constante de ionización es la constante de equilibrio de una disociación iónica, definida inmediatamente por la ecuación de la constante de equilibrio en función de las concentraciones molares correspondientes. Por tanto, la constante de ionización es igual al producto de las concentraciones iónicas dividido por la concentración de la sustancia sin disociar. Todas las sustancias se expresan en la forma convencional de moles por litro, pero las unidades de concentración no se ponen normalmente en forma implícita.

Las constantes de ionización varían apreciablemente con la temperatura. A menos que se diga otra cosa se sobrentenderá que la temperatura es de 25°C. También se sobrentenderá que el disolvente es el agua a menos que se establezca otra cosa.

La constante de ionización de un ácido débil se representa normalmente por K_a . El equilibrio para el ácido acético puede escribirse de la siguiente forma:



El ácido acético, un ácido débil puede perder un protón (destacado en verde) y donarlo a una molécula



de agua, H₂O, dando lugar a un anión acetato CH₃COO⁻ y creando un catión hidronio H₃O⁺. Esta es una reacción de equilibrio, por lo que el proceso inverso también tiene lugar. Rojo: oxígeno, negro: carbono, blanco: hidrógeno

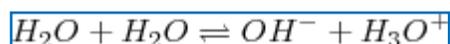
Debido a los muchos órdenes de magnitud que pueden abarcar los valores de K_a en la práctica se suele expresar la constante de acidez mediante una medida logarítmica de la constante de acidez, el pK_a que es igual al $-\log_{10}$, y que también suele ser denominada constante de disociación ácida:

$$pK_a = -\log_{10} K_a$$

5.8. Constante del producto iónico del agua

➤ Ionización del agua

Una de las propiedades más importantes del agua es su capacidad para actuar como un ácido o como una base, de funcionar como una molécula anfiprótica. Solo las moléculas o iones anfipróticos pueden sufrir autoprotolisis. En presencia de un ácido el agua actúa como base, mientras que en presencia de una base el agua actúa como un ácido. No es sorprendente por lo tanto que en agua pura una molécula pueda donar un protón a otra en una reacción en la cual el agua actúa tanto como ácido como base al mismo tiempo. Así, el agua pura se encuentra *autoionizada* (autoprotolisis) en una pequeñísima proporción según el proceso reversible:



En una *reacción de transferencia* de un protón desde una molécula de agua otra; el ión H_3O^+ oxonio, cuando está solvatado (en disolución acuosa, hidratado) se llama ión hidronio $H_3O^+(aq)$. La reacción se puede escribir de forma sencilla utilizando la concentración de iones hidrógeno H^+ .



La constante de equilibrio para este equilibrio químico a una determinada temperatura es:

$$K_c = \frac{[OH^-][H^+]}{[H_2O]}$$

$$K_w = [H^+][OH^-] = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7}) = 1.0^{-14}$$

Producto iónico del agua

5.9. Constante del producto de solubilidad

El producto de solubilidad (K_{ps}) de un compuesto iónico es el producto de las concentraciones molares de equilibrio) de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia del coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

En general, para una reacción química del tipo:



La constante del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} (A_aB_b) = [A^+]^a [B^-]^b$$

La constante del producto de solubilidad de un compuesto depende de la temperatura. El valor de K_{ps} indica la solubilidad de un compuesto iónico, es decir, cuanto menor sea su valor menos soluble será el compuesto.

Tabla de productos de solubilidad				
Compuesto	Fórmula	Temperatura	K_{ps}	Fuente (leyenda más abajo)
Hidróxido de aluminio anhidro	Al (OH) ₃	20 °C	1.9×10^{-33}	L
Hidróxido de aluminio anhidro	Al (OH) ₃	25 °C	3×10^{-34}	w ₁
Hidróxido de aluminio trihidrato	Al (OH) ₃ .3H ₂ O	20 °C	4×10^{-13}	C
Hidróxido de aluminio trihidrato	Al (OH) ₃ .3H ₂ O	25 °C	3.7×10^{-13}	C
Fosfato de aluminio	AlPO ₄	25 °C	9.84×10^{-21}	w ₁
Bromato de bario	Ba (BrO ₃) ₂	25 °C	2.43×10^{-4}	w ₁
Carbonato de bario	BaCO ₃	16 °C	7×10^{-9}	C, L
Carbonato de bario	BaCO ₃	25 °C	8.1×10^{-9}	C, L
Cromato de bario	BaCrO ₄	28 °C	2.4×10^{-10}	C, L
Fluoruro de bario	BaF ₂	25.8 °C	1.73×10^{-6}	C, L
Iodato de bario dihidrato	Ba (IO ₃) ₂ .2H ₂ O	25 °C	6.5×10^{-10}	C, L
Oxalato de bario dihidrato	BaC ₂ O ₄ .2H ₂ O	18 °C	1.2×10^{-7}	C, L
Sulfato de bario	BaSO ₄	18 °C	0.87×10^{-10}	C, L

Sulfato de bario	BaSO ₄	25 °C	1.08×10 ⁻¹⁰	C, L
Sulfato de bario	BaSO ₄	50 °C	1.98×10 ⁻¹⁰	C, L
Hidróxido de berilio	Be (OH) ₂	25 °C	6.92×10 ⁻²²	w ₁
Carbonato de cadmio	CdCO ₃	25 °C	1.0×10 ⁻¹²	w ₁
Hidróxido de cadmio	Cd (OH) ₂	25 °C	7.2×10 ⁻¹⁵	w ₁
Oxalato de cadmio trihidrato	C d. C ₂ O ₄ .3H ₂ O	18 °C	1.53×10 ⁻⁸	C, L
Fosfato de cadmio	Cd ₃ (PO ₄) ₂	25 °C	2.53×10 ⁻³³	w ₁
Sulfuro de cadmio	CdS	18 °C	3.6×10 ⁻²⁹	C, L
Carbonato de calcio calcita	CaCO ₃	15 °C	0.99×10 ⁻⁸	C, L
Carbonato de calcio calcita	CaCO ₃	25 °C	0.87×10 ⁻⁸	C, L
Carbonato de calcio calcita	CaCO ₃	18-25 °C	4.8×10 ⁻⁹	P
Cromato de calcio	CaCrO ₄	18 °C	2.3×10 ⁻²	L
Fluoruro de calcio	CaF ₂	18 °C	3.4×10 ⁻¹¹	C, L
Fluoruro de calcio	CaF ₂	25 °C	3.95×10 ⁻¹¹	C, L
Hidróxido de calcio	Ca (OH) ₂	18 °C-25 °C	8×10 ⁻⁶	P
Hidróxido de calcio	Ca (OH) ₂	25 °C	5.02×10 ⁻⁶	w ₁
Iodato de calcio hexahidrato	Ca (IO ₃) ₂ .6H ₂ O	18 °C	6.44×10 ⁻⁷	L
Oxalato de calcio monohidrato	CaC ₂ O ₄	18 °C	1.78×10 ⁻⁹	C, L
Oxalato de calcio monohidrato	CaC ₂ O ₄	25 °C	2.57×10 ⁻⁹	C, L
Fosfato de calcio	Ca ₃ (PO ₄) ₂	25 °C	2.07×10 ⁻³³	w ₁
Sulfato de calcio	CaSO ₄	10 °C	6.1×10 ⁻⁵	C, L
Sulfato de calcio	CaSO ₄	25 °C	4.93×10 ⁻⁵	w ₁
Tartrato de calcio dihidrato	CaC ₄ H ₄ O ₆ .2H ₂ O	18 °C	7.7×10 ⁻⁷	C, L
Hidróxido de cromo (II)	Cr (OH) ₂	25 °C	2×10 ⁻¹⁶	w ₂
Hidróxido de cromo (III)	Cr (OH) ₃	25 °C	6.3×10 ⁻³¹	w ₂
Hidróxido de cobalto (II)	Co (OH) ₂	25 °C	1.6×10 ⁻¹⁵	w ₂
Sulfuro de cobalto (en la forma menos soluble)	CoS	18 °C	3×10 ⁻²⁶	C, L
Sulfuro de cobalto (en la forma más soluble)	CoS	18 °C-25 °C	10 ⁻²¹	P
Carbonato de cobre	CuCO ₃	25 °C	1×10 ⁻¹⁰	P
Hidróxido de cobre (II)	Cu (OH) ₂	18 °C-25 °C	6×10 ⁻²⁰	P
Hidróxido de cobre (II)	Cu (OH) ₂	25 °C	4.8×10 ⁻²⁰	w ₁
Iodato de cobre (II)	Cu (IO ₃) ₂	25 °C	1.4×10 ⁻⁷	C, L
Oxalato de cobre (II)	CuC ₂ O ₄	25 °C	2.87×10 ⁻⁸	C, L
Sulfuro de cobre (II)	CuS	18 °C	8.5×10 ⁻⁴⁵	C, L
Bromuro de cobre (I)	CuBr	18 °C-20 °C	4.15×10 ⁻⁸	C
Cloruro de cobre (I)	CuCl	18 °C-20 °C	1.02×10 ⁻⁶	C

Hidróxido de cobre (I) (en equilib. con $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$)	$\text{Cu}(\text{OH})$	25 °C	2×10^{-15}	w_1
Ioduro de cobre (I)	CuI	18 °C-20 °C	5.06×10^{-12}	C
Sulfuro de cobre (I)	Cu_2S	16 °C-18 °C	2×10^{-47}	C, L
Tiocianato de cobre (I)	CuSCN	18 °C	1.64×10^{-11}	C, L
Hidróxido de hierro (III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	18 °C	1.1×10^{-36}	C, L
Carbonato de hierro (II)	FeCO_3	18 °C-25 °C	2×10^{-11}	P
Hidróxido de hierro (II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	18 °C	1.64×10^{-14}	C, L
Hidróxido de hierro (II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	25 °C	$1 \times 10^{-15};$ 8.0×10^{-16}	P; w_2
Oxalato de hierro (II)	FeC_2O_4	25 °C	2.1×10^{-7}	C, L
Sulfuro de hierro (II)	FeS	18 °C	3.7×10^{-19}	C, L
Bromuro de plomo (II)	PbBr_2	25 °C	$6.3 \times 10^{-6};$ 6.60×10^{-6}	P; w_1
Carbonato de plomo (II)	PbCO_3	18 °C	3.3×10^{-14}	C, L
Cromato de plomo (II)	PbCrO_4	18 °C	1.77×10^{-14}	C, L
Cloruro de plomo (II)	PbCl_2	25.2 °C	1.0×10^{-4}	L
Cloruro de plomo (II)	PbCl_2	18 °C-25 °C	1.7×10^{-5}	P
Fluoruro de plomo (II)	PbF_2	18 °C	3.2×10^{-8}	C, L
Fluoruro de plomo (II)	PbF_2	26.6 °C	3.7×10^{-8}	C, L
Hidróxido de plomo (II)	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	25 °C	$1 \times 10^{-16};$ 1.43×10^{-20}	P; w_1
Iodato de plomo (II)	$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	18 °C	1.2×10^{-13}	C, L
Iodato de plomo (II)	$\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$	25.8 °C	2.6×10^{-13}	C, L
Ioduro de plomo (II)	PbI_2	15 °C	7.47×10^{-9}	C
Ioduro de plomo (II)	PbI_2	25 °C	1.39×10^{-8}	C
Oxalato de plomo (II)	PbC_2O_4	18 °C	2.74×10^{-11}	C, L
Sulfato de plomo (II)	PbSO_4	18 °C	1.6×10^{-8}	C, L
Sulfuro de plomo (II)	PbS	18 °C	3.4×10^{-28}	C, L
Carbonato de litio	Li_2CO_3	25 °C	1.7×10^{-3}	C, L
Fluoruro de litio	LiF	25 °C	1.84×10^{-3}	w_1
Fosfato de litio	Li_3PO_4	25°	2.37×10^{-4}	w_1
Fosfato de amonio y magnesio	MgNH_4PO_4	25 °C	2.5×10^{-13}	C, L
Carbonato de magnesio	MgCO_3	12 °C	2.6×10^{-5}	C, L
Fluoruro de magnesio	MgF_2	18 °C	7.1×10^{-9}	C, L
Fluoruro de magnesio	MgF_2	25 °C	6.4×10^{-9}	C, L
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	18 °C	1.2×10^{-11}	C, L
Oxalato de magnesio	MgC_2O_4	18 °C	8.57×10^{-5}	C, L
Carbonato de manganeso (II)	MnCO_3	18 °C-25 °C	9×10^{-11}	P

Hidróxido de manganeso (II)	Mn (OH) ₂	18 °C	4×10 ⁻¹⁴	C, L
Sulfuro de manganeso (rosa)	MnS	18 °C	1.4×10 ⁻¹⁵	C, L
Sulfuro de manganeso (verde)	MnS	25 °C	10 ⁻²²	P
Bromuro de mercurio (II)	HgBr ₂	25 °C	8×10 ⁻²⁰	L
Cloruro de mercurio (II)	HgCl ₂	25 °C	2.6×10 ⁻¹⁵	L
Hidróxido de mercurio (II) (en equilib. con HgO + H ₂ O)	Hg (OH) ₂	25 °C	3.6×10 ⁻²⁶	w ₁
Ioduro de mercurio (II)	HgI ₂	25 °C	3.2×10 ⁻²⁹	L
Sulfuro de mercurio (II)	HgS	18 °C	4×10 ⁻⁵³ to 2×10 ⁻⁴⁹	C, L
Bromuro de mercurio (I)	HgBr	25 °C	1.3×10 ⁻²¹	C, L
Cloruro de mercurio (I)	Hg ₂ Cl ₂	25 °C	2×10 ⁻¹⁸	C, L
Ioduro de mercurio (I)	HgI	25 °C	1.2×10 ⁻²⁸	C, L
Sulfato de mercurio (I)	Hg ₂ SO ₄	25 °C	6×10 ⁻⁷ ; 6.5×10 ⁻⁷	P; w ₁
Hidróxido de níquel (II)	Ni (OH) ₂	25 °C	5.48×10 ⁻¹⁶	w ₁
Sulfuro de níquel (II)	NiS	18 °C	1.4×10 ⁻²⁴	C, L
Sulfuro de níquel (II) (en la forma menos soluble)	NiS	18 °C-25 °C	10 ⁻²⁷	P
Sulfuro de níquel (II) (en la forma más soluble)	NiS	18 °C-25 °C	10 ⁻²¹	P
tartrato ácido de potasio	KHC ₄ H ₄ O ₆	18 °C	3.8×10 ⁻⁴	C, L
Perclorato de potasio	KClO ₄	25 °C	1.05×10 ⁻²	w ₁
Peryodato de potasio	KIO ₄	25°	3.71×10 ⁻⁴	w ₁
Acetato de plata	AgC ₂ H ₃ O ₂	16 °C	1.82×10 ⁻³	L
Bromato de plata	AgBrO ₃	20 °C	3.97×10 ⁻⁵	C, L
Bromato de plata	AgBrO ₃	25 °C	5.77×10 ⁻⁵	C, L
Bromuro de plata	AgBr	18 °C	4.1×10 ⁻¹³	C, L
Bromuro de plata	AgBr	25 °C	7.7×10 ⁻¹³	C, L
Carbonato de plata	Ag ₂ CO ₃	25 °C	6.15×10 ⁻¹²	C, L
Cloruro de plata	AgCl	4.7 °C	0.21×10 ⁻¹⁰	C, L
Cloruro de plata	AgCl	9.7 °C	0.37×10 ⁻¹⁰	L
Cloruro de plata	AgCl	25 °C	1.56×10 ⁻¹⁰	C, L
Cloruro de plata	AgCl	50 °C	13.2×10 ⁻¹⁰	C, L
Cloruro de plata	AgCl	100 °C	21.5×10 ⁻¹⁰	C, L
Cromato de plata	Ag ₂ CrO ₄	14.8 °C	1.2×10 ⁻¹²	C, L
Cromato de plata	Ag ₂ CrO ₄	25 °C	9×10 ⁻¹²	C, L
Cianuro de plata	Ag ₂ (CN) ₂	20 °C	2.2×10 ⁻¹²	C, L

Dicromato de plata	$\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	25 °C	2×10^{-7}	L
Hidróxido de plata	AgOH	20 °C	1.52×10^{-8}	C, L
Iodato de plata	AgIO_3	9.4 °C	0.92×10^{-8}	C, L
Ioduro de plata	AgI	13 °C	0.32×10^{-16}	C, L
Ioduro de plata	AgI	25 °C	1.5×10^{-16}	C, L
Nitrito de plata	AgNO_2	25 °C	5.86×10^{-4}	L
Oxalato de plata	$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$	25 °C	1.3×10^{-11}	L
Sulfato de plata	Ag_2SO_4	18 °C-25 °C	1.2×10^{-5}	P
Sulfuro de plata	Ag_2S	18 °C	1.6×10^{-49}	C, L
Tiocianato de plata	AgSCN	18 °C	0.49×10^{-12}	C, L
Tiocianato de plata	AgSCN	25 °C	1.16×10^{-12}	C, L
Carbonato de estroncio	SrCO_3	25 °C	1.6×10^{-9}	C, L
Cromato de estroncio	SrCrO_4	18 °C-25 °C	3.6×10^{-5}	P
Fluoruro de estroncio	SrF_2	18 °C	2.8×10^{-9}	C, L
Oxalato de estroncio	SrC_2O_4	18 °C	5.61×10^{-8}	C, L
Sulfato de estroncio	SrSO_4	2.9 °C	2.77×10^{-7}	C, L
Sulfato de estroncio	SrSO_4	17.4 °C	2.81×10^{-7}	C, L
Bromuro de talio (I)	TlBr	25 °C	4×10^{-6}	L
Cloruro de talio (I)	TlCl	25 °C	2.65×10^{-4}	L
Sulfato de talio (I)	Tl_2SO_4	25 °C	3.6×10^{-4}	L
Tiocianato de talio (I)	TlSCN	25 °C;	2.25×10^{-4}	L
Hidróxido de estaño (II)	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	18 °C-25 °C	1×10^{-26}	P
Hidróxido de estaño (II)	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	25 °C	5.45×10^{-27} ; 1.4×10^{-28}	w ₁ ; w ₂
Sulfuro de estaño (II)	SnS	25 °C	10^{-28}	P
Hidróxido de cinc	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	18 °C-20 °C	1.8×10^{-14}	C, L
Oxalato de cinc dihidrato	$\text{ZnC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	18 °C	1.35×10^{-9}	C, L
Sulfuro de cinc	ZnS	18 °C	1.2×10^{-23}	C, L

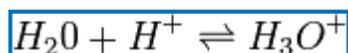
Fuente legenda: L=Lange's 10th ed.; C=CRC 44th ed.; P=General Chemistry by Pauling, 1970 ed.; w₁=Web source 1; w₂=Web source 2

5.10. Hidrólisis

Hidrólisis es una reacción química entre una molécula de agua y otra molécula, en la cual la molécula de agua se divide y sus átomos pasan a formar parte de otra especie química. Esta reacción es importante por el gran número de contextos en los que el agua actúa como disolvente.

➤ Hidrólisis Ácido Base

En la hidrólisis ácido-base el agua se divide en el ion hidroxilo OH^- y un protón H^+ (el cual es



inmediatamente hidratado para formar el ion hidronio H_3O^+). Esta reacción sucede espontáneamente en agua pura, y en el equilibrio la concentración de iones hidronio en agua es $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$. Esta es también la concentración de iones hidroxilo puesto que cada molécula de agua que se divide genera un hidroxilo y un hidronio. Dicho equilibrio se denomina autoprotólisis:

La adición de algunas sustancias al agua, por ejemplo una sal, modifica el equilibrio.¹ Al ser disueltos en agua, los iones constituyentes de una sal se combinan con los iones hidronio, hidroxilo, o ambos, procedentes de la disociación del agua. Al consumirse estos iones se modifican su concentración y, como consecuencia, se modifica el valor del pH.



5.11. Soluciones amortiguadoras y control del pH

Solución amortiguadora:

Es aquella que pone una resistencia al cambio en la concentración de iones hidrógenos, o al cambio de pH, aun cuando se agrega un ácido a una base fuerte a la solución.

➤ Capacidad Amortiguadora:

Es la cantidad de ácido o base que admite un amortiguador sufriendo un cambio de pH en una unidad, es la máxima en su pKa y es tanto mayor cuanto más concentrado es el sistema. La solución buffer o solución amortiguadora está formada por:

1. Sistema ácido-sal:

Constituido por un ácido débil y su sal conjugada (una sal de ese ácido y una base fuerte) (Ejm. CH_3COOH Y CH_3COONa)

2. Sistema base-sal:

Constituido por una base débil y su sal conjugada (Ejm. NH_4OH Y NH_4Cl)

3. Sistema salino:

Constituido por dos sales siendo un mono sustituida (NaH_2PO_4) siendo ésta más ácido que la otra que es di sustituida (Na_2HPO_4)

SOLUCIONES REGULADORAS	pKa	INTERVALO DE PH
------------------------	-----	-----------------

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$	4,76	3,7 a 5,8
$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$	7,21	5,8 a 8,0
$\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaBO}_3$	9,24	8,2 a 10,2

DESARROLLO DE CONTENIDOS UNIDAD 6

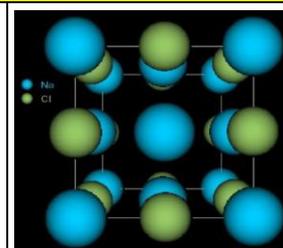
DESTREZAS CON CRITERIO DE DESEMPEÑO DE LA UNIDAD

- ❖ Reconocer los procesos de oxidación y reducción con la explicación de la importancia de los números o índices de oxidación de los elementos químicos.
- ❖ Igualar ecuaciones por el método ión-electrón y por el de oxidación-reducción.
- ❖ Jerarquizar los metales de acuerdo a sus actividades con la descripción de aquellos que resultan mejores agentes oxidantes y mejores agentes reductores, y de acuerdo a la observación de estas propiedades en trabajos experimentales.
- ❖ Analizar el fundamento, las estructuras y el funcionamiento de las celdas electroquímicas (electrolíticas y voltaicas), a partir de la explicación de su utilidad en el mundo contemporáneo y de la observación científica en trabajos experimentales.

CONOCIMIENTOS BÁSICOS

6. PROCESOS DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

- 6. Oxidación y reducción
- 6.1. Número o índice de oxidación, procesos
- 6.2. Igualación de ecuaciones por los métodos: iónicos y oxidación-reducción
- 6.3. Serie de actividad de los metales
- 6.4. Celdas electroquímicas: electrolíticas y voltaicas



6. Oxidación y reducción

➤ Definición

Una reacción de óxido-reducción se caracteriza porque hay una transferencia de electrones, en donde una sustancia gana electrones y otra sustancia pierde electrones:

- La sustancia que gana electrones disminuye su número de oxidación. Este proceso se llama Reducción.

- La sustancia que pierde electrones aumenta su número de oxidación. Este proceso se llama Oxidación.

Por lo tanto, la Reducción es ganancia de electrones y la Oxidación es una pérdida de electrones.

6.1. Número o índice de oxidación

➤ Número de oxidación

Corresponde a la carga del elemento químico; es decir, corresponde a un valor arbitrario que se le ha asignado a cada elemento químico, el cual indica la cantidad de electrones que podría ganar, perder o compartir cuando se forma un compuesto.

Para calcular el número de oxidación se deben tener en cuenta las siguientes reglas:

Regla N° 1: El número de oxidación de cualquier átomo en estado libre o fundamental; es decir, no combinado, es cero.

Ejemplos: Pt, Cu, Au, Fe

Regla N° 2: El número de oxidación del hidrógeno es +1, excepto en el caso de los hidruros que es -1.

+1: cuando el hidrógeno se combina con un no-metal (ácido).

Ejemplos: HCl; ácido clorhídrico

Número de oxidación del hidrógeno: +1

Número de oxidación del cloro: -1

HI; ácido yodhídrico

Número de oxidación del hidrógeno: +1

Número de oxidación del cloro: -1

-1: cuando el hidrógeno se combina con un metal (hidruros)

Ejemplos: NaH; hidruro de sodio

Número de oxidación del hidrógeno: -1

Número de oxidación del sodio: +1

LiH; hidruro de litio

Número de oxidación del hidrógeno: -1

Número de oxidación del litio: $+1$

Regla N° 3: El número de oxidación del oxígeno es -2 , excepto en los peróxidos donde es -1 .

Ejemplos: CaO ; óxido de calcio

Número de oxidación del oxígeno: -2

Número de oxidación del calcio: $+2$

H_2O_2 ; peróxido de hidrógeno o agua oxigenada

Número de oxidación del oxígeno: -1

Número de oxidación del hidrógeno: $+1$

Regla N° 4: Los metales tienen un número de oxidación $+$ (positivo) e igual a su valencia.

Ejemplos: Ca (calcio): valencia = 2

Número de oxidación: $+2$

Li (litio): valencia = 1

Número de oxidación: $+1$

Regla N° 5: Los no-metales tienen número de oxidación $-$ (negativo) e igual a su valencia.

Ejemplos: Cl (cloro): valencia = 1

Número de oxidación: -1

I (yodo): valencia = 1

Número de oxidación: -1

Regla N° 6: En compuestos, el número de oxidación del Flúor (F) es siempre -1 .

Ejemplo. NaF : fluoruro de sodio

Número de oxidación del flúor: -1

Número de oxidación del sodio: $+1$

Regla N° 7: En las moléculas neutras, la suma de los números de oxidación de cada uno de los átomos que la forman es igual a 0 .

Ejemplos: Cu_2O : óxido cuproso

Número de oxidación del cobre: $+1$; como hay dos átomos de cobre, se multiplica el número de oxidación por el número de átomos de la molécula: $2 \cdot +1 = +2$.

Número de oxidación del oxígeno: -2

$$+2 + -2 = 0$$

H₂SO₄: ácido sulfúrico

Número de oxidación del hidrógeno: +1; hay 2 átomos = 2 · +1 = +2

Número de oxidación del azufre: +6; hay 1 átomo = 1 · +6 = +6

Número de oxidación del oxígeno: -2, hay 4 átomos = 4 · -2 = -8

$$+2 + +6 + -8 = 0$$

Regla N° 8: En un ión la suma de los números de oxidación de sus átomos debe ser igual a la carga del ión.

Ejemplo: PO₄⁻³: fosfato

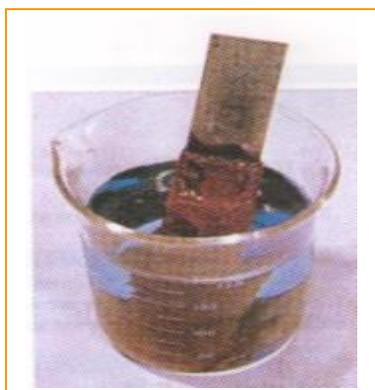
Número de oxidación del fósforo: +5; hay 1 átomo = 1 · +5 = +5

Número de oxidación del oxígeno: -2; hay 4 átomos = 4 · -2 = -8

La molécula tiene una carga de -3, por lo tanto, al sumar los números de oxidación del fósforo y del oxígeno, el resultado debe ser igual a -3.

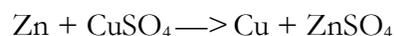
$$+5 + -8 = -3 \quad ; \quad -3 = -3$$

➤ Concepto de oxidación- reducción:

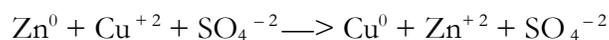


Cuando se introduce una lámina de zinc (Zn) en una disolución concentrada de cobre II (Cu; valencia = 2), transcurridos unos segundos, se observa que la lámina se recubre de una capa de cobre metálico.

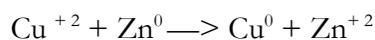
La ecuación química que representa este proceso es:



El sulfato de cobre (II), CuSO₄, y el sulfato de zinc, ZnSO₄, son compuestos que, fundidos o disueltos en agua, se disocian en iones, según la siguiente ecuación iónica:



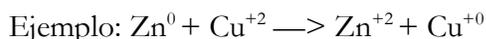
En esta ecuación puede apreciarse que el ión sulfato (SO₄⁻²) aparece en ambos lados de la ecuación, por lo tanto, la ecuación puede escribirse de manera más sencilla:



La ecuación química nos indica que durante el proceso el átomo de zinc, que era eléctricamente neutro, se ha transformado en el ión Zn⁺². Para esto, tuvo que ceder 2 electrones; en cambio, el ión Cu⁺² aceptó los 2 electrones del zinc, que lo convirtieron en un átomo de cobre, eléctricamente neutro.

De acuerdo a este hecho experimental, se puede concluir que:

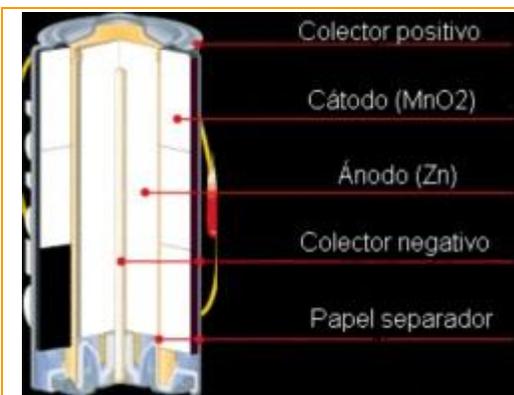
- La sustancia que pierde electrones hace que la otra sustancia gane electrones; es decir, la sustancia que se oxida hace que la otra sustancia se reduzca. Por esto se dice que la sustancia que se oxida es el Agente Reductor, y la sustancia que se reduce es el Agente Oxidante.
- Como los electrones son cargas negativas, cuando una sustancia gana electrones; es decir, se reduce, se vuelve más negativa, por lo que disminuye su número de oxidación. Por el contrario, cuando una sustancia pierde electrones, se vuelve más positiva, por lo que aumenta su número de oxidación.



Esta es una reacción de óxido-reducción porque hay una transferencia de electrones, pues los números de oxidación del Zn y Cu, al comienzo de la reacción, no son los mismos al final de la reacción.

El Zn cambia su número de oxidación de 0 a +2; esto significa un aumento del número de oxidación, por lo tanto, hay una pérdida de electrones (2 electrones); el Zn es agente reductor.

El Cu cambia su número de oxidación de +2 a 0; esto significa una disminución del número de oxidación, por lo tanto, hay una ganancia de electrones (2 electrones); el Cu es agente oxidante.



Esquema de una pila alcalina.

Esta reacción química entre el zinc y el sulfato de cobre se utiliza para obtener corriente eléctrica. Para ello es necesario diseñar un dispositivo que permita que la reacción se desarrolle en dos partes físicamente separadas: una parte donde se generan los electrones (por la oxidación del Zn), y otra, en la que se reciben (por la reducción del Cu^{+2}). Si conectamos ambas partes con un alambre, el movimiento de los electrones a través de él generará una corriente eléctrica.

Semi-reacciones de óxido-reducción:

De acuerdo a lo anterior, puede decirse que la reacción química descrita anteriormente involucra dos procesos, los cuales pueden representarse mediante semi-reacciones, una semi-reacción de oxidación y una semi-reacción de reducción. Como estos dos procesos ocurren simultáneamente, la suma de ambas semi-reacciones, da la reacción total.

Las ecuaciones que describen estos procesos son:



Por lo tanto, en el proceso de oxidación un átomo o ión cede uno o más electrones; mientras que en el de reducción, el átomo o ión capta uno o más electrones. Ambos procesos son complementarios y ocurren simultáneamente. De ahí el nombre de reacciones redox.

En los procesos de óxido-reducción, la transferencia de electrones siempre ocurre desde un agente reductor a un agente oxidante.

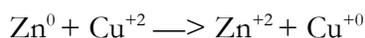
Átomo o ión que se:	
Oxida	Reduce
Cede electrones	Acepta electrones
Aumenta su número de oxidación	Disminuye su número de oxidación
Es un agente reductor	Es un agente oxidante

Para escribir las semi-reacciones siempre se debe considerar lo siguiente:

1. se debe igualar cada semi-reacción en cuanto a átomos (balance de masa) y en cuanto a carga (balance de cargas)
2. al escribir las semi-reacciones y equilibrar las cargas, se deben agregar electrones a la derecha en la oxidación (hay pérdida de electrones) y a la izquierda en la reducción (hay ganancia de electrones).
3. como en la ecuación total no aparecen electrones, se debe multiplicar cada semi-reacción, si fuese necesario, por un número que permita igualar los electrones de la derecha con los electrones de la izquierda, a fin de que se simplifiquen.
4. Sumar las semi-reacciones y comprobar que los átomos y las cargas estén equilibradas a ambos lados de la ecuación.

Volviendo al ejemplo anterior: $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{+2} + \text{SO}_4^{-2} \longrightarrow \text{Cu}^0 + \text{Zn}^{+2} + \text{SO}_4^{-2}$

Como los átomos que participan en la reacción son sólo el Zn y el Cu, se anota la ecuación química en forma más simple:

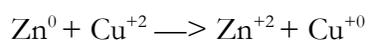
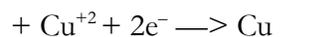


Se plantean las semi-reacciones:

Semi-reacción de oxidación: $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{+2} + 2\text{e}^-$

Semi-reacción de reducción: $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$

Sumando ambas semi-reacciones se tiene:



➤ Aplicaciones de la oxidación-reducción

Las reacciones de oxidación-reducción son muy frecuentes en la industria ya que constituyen el principio de funcionamiento de las pilas eléctricas, tales como las pilas alcalinas y se emplean para refinar electroquímicamente determinados metales, tales como el cobre en nuestro país. También se utilizan para la protección de los metales contra la corrosión. En la naturaleza, intervienen en la respiración celular y en la fotosíntesis.

6.2. Igualación de ecuaciones por los métodos: Iónicos y oxidación-reducción

Balanceo de ecuaciones químicas

Cuando la reacción química se expresa como ecuación, además de escribir correctamente todas las especies participantes (nomenclatura), se debe ajustar el número de átomos de reactivos y productos, colocando un coeficiente a la izquierda de los reactivos o de los productos.

El balanceo de ecuaciones busca igualar el de átomos en ambos lados de la ecuación, para mantener la Ley de Lavoisier.

Por ejemplo, en la siguiente reacción (síntesis de agua), el número de átomos de oxígenos de reactivos, es mayor al de productos.



Para igualar los átomos en ambos lados es necesario colocar coeficientes y de esta forma queda una ecuación balanceada.



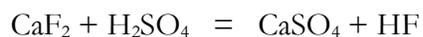
Nota: Para calcular el número de átomos, el coeficiente multiplica a los subíndices y cuando el cuando el coeficiente es igual a 1 "se omite" por lo que el número de átomos es igual al subíndice.

Los métodos más comunes para balancear una ecuación son: Tanteo, Algebraico y Redox.

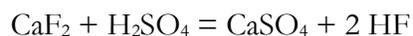
❖ Tanteo

Consiste en dar coeficientes al azar hasta igualar todas las especies.

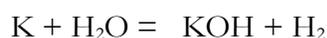
Ejemplo:



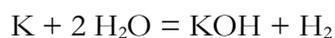
El número de F y de H esta desbalanceado, por lo que se asignará (al azar) un coeficiente en la especie del flúor de la derecha.



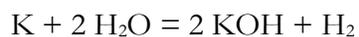
Ejemplo:



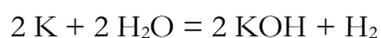
El número de H esta desbalanceado, por lo que se asignará (al azar) un coeficiente en la especie del hidrógeno de la izquierda.



Quedarían 4 H en reactivos y 3 en productos, además la cantidad de oxígenos quedó desbalanceada, por lo que ahora se ajustará el hidrógeno y el oxígeno.



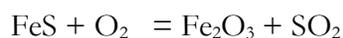
El número de K es de 1 en reactivos y 2 en productos, por lo que el balanceo se termina ajustando el número de potasios.



❖ Algebraico

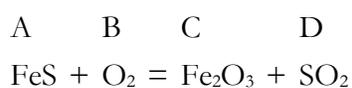
Este método es un proceso matemático que consistente en asignar literales a cada una de las especies, crear ecuaciones en función de los átomos y al resolver las ecuaciones, determinar el valor de los coeficientes.

Ecuación a balancear:



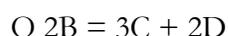
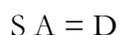
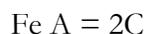
Los pasos a seguir son los siguientes:

1. Escribir una letra, empezando por A, sobre las especies de la ecuación:

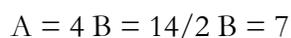
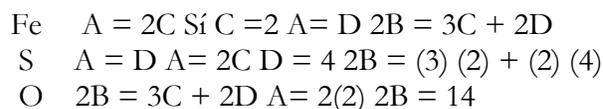
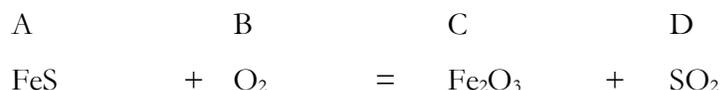


2. Escribir los elementos y para cada uno de ellos establecer cuántos hay en reactivos y en productos, con respecto a la variable. Por ejemplo, hay un Fe en reactivos y dos en productos, pero en función de las literales donde se localizan las especies (A y C) se establece la ecuación $A = 2C$.

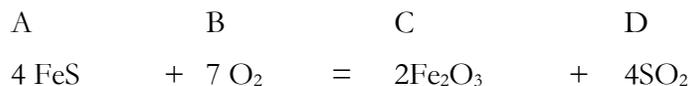
El símbolo produce (\Rightarrow) equivale a igual.



3. Utilizando esas ecuaciones, dar un valor a cualquier letra que nos permita resolver una ecuación (obtener el valor de una literal o variable) y obtener después el valor de las demás variables. Es decir se asigna un valor al azar (generalmente se le asigna el 2) a alguna variable en una ecuación, en este caso $C = 2$, de tal forma que al sustituir el valor en la primera ecuación se encontrará el valor de A. Sustituyendo el valor de A en la segunda ecuación se encuentra el valor de D y finalmente en la tercera ecuación se sustituyen los valores de C y D para encontrar el valor de B.



4. Asignar a cada una de las especies el valor encontrado para cada una de las variables:

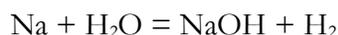


❖ Redox

Se conoce como estado elemental la forma en que se encuentra un elemento en estado puro (sin combinarse con otro elemento), puede ser atómico como el metal (Al) , diatómico como los gases o halógenos (O₂) y poliatómicos (S₆) .

Como los elementos puros no están combinados se dicen que no tienen valencia, por lo que se creó el concepto "número de oxidación", que para los átomos de los elementos tiene el valor de cero (0).

Es decir, cuando se trata de una reacción de Redox, el número de oxidación de los átomos de los compuestos equivale a su valencia, mientras que los átomos de los elementos tienen número de oxidación cero, por ejemplo:



❖ Reacción Redox

Se conoce como reacción REDOX aquella donde los números de oxidación de algunos átomos cambian al pasar de reactivos a productos. Redox proviene de las palabras REDucción y OXidación. Esta reacción se caracteriza porque siempre hay una especie que se oxida y otra que se reduce.

Oxidación. Es la pérdida de electrones que hace que los números de oxidación se incrementen.
Reducción. Ganancia de electrones que da lugar a que los números de oxidación se disminuyan.

Para la reacción anterior: Na⁰ → Na⁺¹ Oxidación

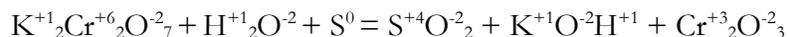
H⁺¹₂ → H⁰₂ Reducción

Balanceo redox

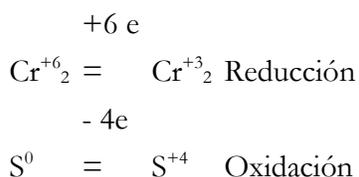
Las reglas para el balanceo redox (para aplicar este método, usaremos como ejemplo la siguiente reacción) son:



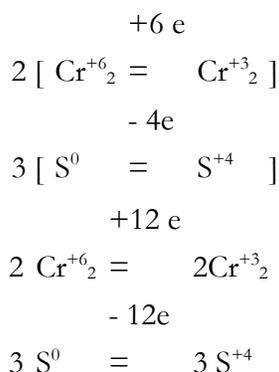
1. Escribir los números de oxidación de todas las especies y observar cuáles son las que cambian.



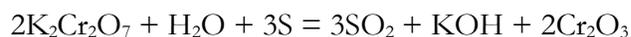
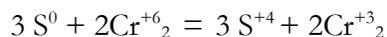
2. Escribir las hemirreacciones de oxidación y de reducción, cuando una de las especies cambiantes tiene subíndices se escribe con él en la hemirreacción (por ejemplo el Cr₂ en ambos lados de la reacción) y si es necesario, balancear los átomos (en este caso hay dos átomos de cromo y uno de azufre en ambos lados "se encuentran ajustados", en caso de no ser así se colocan coeficientes para balancear las hemirreacciones) y finalmente indicar el número de electrones ganados o perdidos (el cromo de +6 a +3 gana 3 electrones y al ser dos cromos ganan 6 electrones y el azufre que pasa de 0 a +4 pierde 4 electrones).



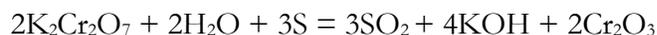
3. Igualar el número de electrones ganados al número de electrones perdidos. Para lograrlo se necesita multiplicar cada una de las hemirreacciones por el número de electrones ganados o perdidos de la hemirreacción contraria (o por su mínimo común denominador).



4. Hacer una sumatoria de las hemirreacciones para obtener los coeficientes, y posteriormente, colocarlos en las especies correspondientes.



5. Terminar de balancear por tanteo.



❖ El método ión-electrón

El método ión-electrón es útil para balancear ecuaciones correspondientes a reacciones redox (reacciones de óxido-reducción) que ocurren en medio acuoso ácido o alcalino; pero sólo es aplicable a reacciones que ocurren bajo éstas condiciones.

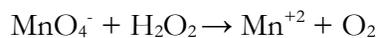
En este capítulo se van a describir los pasos a seguir para balancear una ecuación química por este método.

Pasos a seguir:

- I) Asignación del número de oxidación a todos los átomos de los compuestos que intervienen en la reacción.
- II) Ubicar cuáles son los elementos que se oxidan y cuáles son los que se reducen.
- III) Disociar todas aquellas especies químicas que son disociables y/o ionizables.
- IV) Escribir las hemirreacciones de oxidación y de reducción.

Ejemplo

Dada la reacción del permanganato de potasio con agua oxigenada en medio ácido.



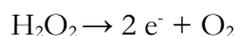
El permanganato pasa a Mn^{+2} y el agua oxigenada a O_2

Variación de los números de oxidación



El manganeso en el permanganato tiene número de oxidación +7 ($x + (-2).4 = -1$) y en el producto +2, es decir que ha disminuido en 5 su número de oxidación lo que implica la ganancia de 5 electrones. Esta es la reacción de reducción.

El oxígeno del agua oxigenada ha pasado de -1 (número de oxidación del oxígeno en los peróxidos a 0 correspondiente al oxígeno elemental). Es decir que ha perdido un electrón por átomo de oxígeno. Esta es la reacción de oxidación.



Para balancear las cargas se utiliza H^+ porque el medio es ácido.

En la reacción de reducción se observa que la carga del lado de los reactivos es -6 y del lado de los productos es +2. Como se debe balancear con carga positiva se colocan los H^+ del lado de los reactivos. En este caso 8 para que la carga total sea +2-



En la reacción de oxidación se tiene 0 del lado de los reactivos y -2 en los productos por lo que se balancea de ese lado con 2 H⁺-



Una vez realizado el balance de carga se realiza el de masa con agua.



Para igualar la cantidad de electrones es necesario multiplicar la primera semi-reacción por 2 y la segunda por 5-



Si se realiza la suma de las dos semi-reacciones:



Simplificando se tiene:



6.3. Serie de actividad de los metales

En la naturaleza la mayoría de los metales se encuentran combinados ya que al contacto con el oxígeno y la humedad del aire, además del agua del suelo dan lugar a sus correspondientes óxidos, hidróxidos y carbonatos. Solo los metales menos reactivos, llamados metales nobles, como el oro, platino y la plata pueden encontrarse libre en estado natural, de acuerdo a estos los metales se han clasificado según su capacidad de reacción, es decir, su reactividad frente a diferentes sustancias como lo son el oxígeno, agua, ácidos y bases, y se ha establecido una tabla comparativa, llamada

➤ Serie de actividad

Donde se comparan, aquí los metales que encabezan la serie son los más reactivos, como el potasio y el Sodio y los que ocupan los últimos lugares son los menos reactivos, como el oro, platino y plata, es decir, se han clasificado en orden de reactividad de creciente.

Potasio, sodio, calcio, magnesio, aluminio, zinc, fierro, plomo, mercurio, cobre, plata, platino y oro. Muchas propiedades de los elementos están determinadas principalmente por el número y organización de los electrones en sus átomos.

La característica de los metales es que sus átomos tienden a perder sus electrones de valencia, entonces los metales que se oxidan con más facilidad que otros son más reactivos, es decir, seden electrones sin dificultad, por lo tanto la serie de actividad resume las tendencias relativas de los metales a liberar electrones en contacto con el agua.

➤ De la energía química a la eléctrica:

Una batería es un generador químico de energía eléctrica, el cual utiliza la energía de una reacción redox para producir una corriente eléctrica. Es posible aprovechar las distintas tendencias de los metales para perder electrones para obtener energía eléctrica, esto se hace construyendo una celda electroquímica o Pila, en la que los electrones fluyen espontáneamente a través de un alambre que conecta a dos metales diferentes.

Las celdas electroquímicas son diseñadas de manera tal que al producirse la reacción espontánea los electrones que son transferidos desde un agente reductor hacia el agente oxidante lo hacen por un circuito o externo, así se genera una corriente eléctrica.

Para mantener en contacto las disoluciones donde se encuentran los metales y completar el circuito se emplea un puente salino, que es un tubo de vidrio doblado en forma de U y que contiene un electrolito fuerte que no reacciona ni con disoluciones ni tampoco con los metales, así que los electrones van a fluir a través de un alambre y los iones de ambas disoluciones acuosas fluyen de un compartimiento a otro para mantener la carga neta igual a cero.

La celda electroquímica consta también de un circuito eléctrico exterior con un voltímetro que mide el potencial eléctrico. A la superficie donde ocurren las reacciones de oxidación y reducción se les denomina electrodos; donde ocurre la oxidación se le denomina Ánodo y donde ocurre la reducción es el Cátodo

Cálculos de Entalpía de reacción a partir de la entalpía de Formación:

La variación de entalpía corresponde en una reacción a:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_{\text{productos}} - \sum \Delta H_{\text{reactivos}}$$

Las entalpías de formación corresponden a la formación de 1 mol de sustancia por la cual al ser la entalpía una magnitud extensiva cuando en la ecuación estequiométrica los coeficientes que intervienen en la reacción sean distintos a 1, es necesario multiplicar las entalpías de formación por dichos coeficientes de manera que la entalpía de reacción se exprese:

$$\Delta H_r = \sum n_p \Delta H_p - \sum n_r \Delta H_r$$

Calcular calor-reacción de los siguientes procesos:



$$\sum \Delta H_p: -393.3 + 2 \cdot (-258.8) + 4 \cdot 0 = -964.73$$

$$\sum \Delta H_r: -74.9 + 4 \cdot (-155) = -694.9$$

$$\Delta H_r: -964.73 - (-694.9) = -269.83 \text{ [kJ/mol]} \quad \text{R. Exotérmica}$$

Entalpía de Enlace:

A veces no se conoce las entalpías de formación de determinados compuestos o especies y en otros casos aparecen valores negativos muy grandes. Debido a esto se utiliza la energía de enlace o entalpía de enlace que se define como el flujo de calor que tiene lugar cuando se rompe un mol de enlace en estado gaseoso a presión constante. Este concepto de energía de enlace ayuda a entender porque algunas reacciones son exotérmicas y otras endotérmicas, ya que los enlaces de las moléculas de los productos son más fuertes que los enlaces de las moléculas reaccionantes, la reacción será exotérmica. En forma general la variación de entalpía es:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum \text{enlaces rotos} - \sum \text{enlaces formados}$$

- *Calcular la entalpía: ΔH_r*



$$\sum \text{enlaces rotos: H-H} + \text{Cl-Cl} = 436 + 244 = 680$$

Σ enlaces formados: $2 * \text{H-Cl} = 860$

ΔH_r : $680 - 860 - 180$ [kJ/mol]

R. Exotérmica

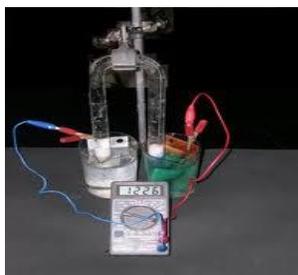
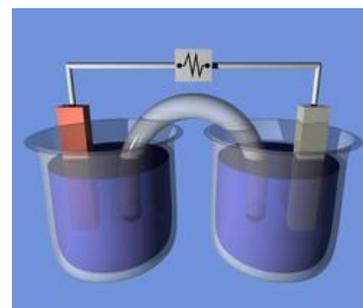
Esta ley está referida a la actividad de las entalpías de reacción, corresponde a la suma algebraica de reacciones químicas que permiten predecir de manera indirecta una reacción: El carbono elemental existe en dos formas distintas, como diamante y grafito. A condiciones normales el grafito es más estable por lo cual el diamante se transforma en grafito. ¿Cuál es la ΔH de la siguiente reacción?

$\text{¿C diamante} \rightarrow \text{C grafito} \Delta H = ?$	LEY DE HESS
1.- C diamante $+ \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) \quad \Delta H = -395.4$ [kJ/mol]	$\text{C diamante} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 \quad \Delta H = -395.4$
2.- C grafito $+ \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) \quad \Delta H = -393.5$ [kJ/mol]	$+ \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C grafito} + \text{O}_2 \quad \Delta H = 393.5$

6.4. Celdas electroquímicas: electrolíticas y voltáicas

Una celda electroquímica es un dispositivo capaz de obtener energía eléctrica a partir de reacciones químicas, o bien, de producir reacciones química a través de la introducción de energía eléctrica.

Un ejemplo común de celda electroquímica es la "pila" estándar de 1,5 voltios. En realidad, una "pila" es una celda galvánica simple, mientras una batería consta de varias celdas conectadas en serie.



Una celda electroquímica consta de dos conductores llamadas electrodos, cada uno de los cuales está sumergido en una solución electrolítica. En la mayoría de las celdas que interesarán, las soluciones que rodean los dos electrodos son diferentes y deben estar separadas para evitar la reacción directa entre los reactivos. La forma más común de evitar que se mezclen es insertar un puente salino entre las soluciones.

Los electrodos en algunas celdas comparten un electrolito común; éstas se conocen como celdas sin contacto líquido.

➤ Constituyentes de la celda

- Cátodo

Cátodo, sin importar el tipo de celda, (electrolítica o voltaica) se define como el electrodo en el cual se produce la reducción porque algunas especies ganan electrones. Este posee carga negativa y a él migran los iones o cargas positivas.

Ejemplos de reacciones catódicas:



- Ánodo

Ánodo, sin importar el tipo de celda, (electrolítica o voltaica) se define como el electrodo en el cual se produce la oxidación porque algunas especies pierden electrones. Este posee carga positiva y a él migran los iones o cargas negativas.

Ejemplos de reacciones anódicas:



- Tipos de celdas electroquímicas

Las celdas electroquímicas pueden ser galvánicas o electrolíticas. También se pueden clasificar como reversibles e irreversibles. Las celdas galvánicas o voltaicas, almacenan energía eléctrica. Las baterías generalmente están hechas de varias celdas de ese tipo, conectadas en serie para producir voltajes más altos que lo que puede producir una sola celda. Las reacciones en los dos electrodos de tales celdas tienden a ocurrir espontáneamente y producen un flujo de electrones que va del ánodo al cátodo por un conductor externo.

- Las celdas galvánicas funcionan espontáneamente y la reacción neta durante la descarga se conoce como reacción de celda espontánea.

- Una celda electrolítica, en contraste con una celda voltaica, requiere una fuente externa de energía eléctrica para funcionar. La celda de este tipo puede operar eléctricamente conectando el terminal positivo de una fuente de voltaje externa con un potencial mayor de 0.412 V con el electrodo de plata y el terminal negativo de la fuente con el electrodo de cobre.

Tanto para las celdas galvánicas como para las electrolíticas ya que la reducción siempre se lleva a cabo en el cátodo y la oxidación siempre ocurre en el ánodo. Sin embargo, el cátodo en una celda galvánica se convierte en el ánodo cuando la celda funciona electrolíticamente.

- En una celda reversible, al invertir la corriente se invierte la reacción de la celda.
- En una celda irreversible, al invertir la corriente se provoca que ocurra una semirreacción diferente en uno o en ambos electrodos.

- Pila voltaica

Una pila Voltaica aprovecha la electricidad de una reacción química espontánea para encender una bombilla. Las tiras de cinc y cobre, dentro de disoluciones de ácido sulfúrico diluido y sulfato de cobre respectivamente, actúan como electrodos.



- Celda de Volta

Semireacción de oxidación	Semireacción de reducción	Reacción global:
$\text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$	$\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu(s)}$	$\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{Zn(s)} \rightleftharpoons \text{Cu(s)} + \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$

BIBLIOGRAFIA

- Alonso, M. y Rojo, O. (2002). *Física mecánica y termodinámica*. México D. F.: Fondo Educativo Interamericano.
- Burns, R. (1996). *Fundamentos de Química* (segunda edición). México D. F.: pHH, Prentice Hall.
- Brown, C., Bursten, B., LeMay, E. y Murphy, C. (2008). *Chemistry* (primera edición). UK: England and Wales, Heinemann International, Pearson Education Limited.
- Dalmau, J. F. et al. (2004). *Física y Química 1* (primera edición). Barcelona: Grupo ANAYA S. A.
- Giancoli, D. (2006). *Física: principios con aplicaciones*. México D. F.: Pearson.
- Green, J. (2008). *Chemistry* (primera edición). Australia: IBID Press.
- Halliday, D., Resnick, R. y Walker, J. (2002). *Fundamentos de Física*. México D. F.: Compañía Editorial Continental S. A.
- Hein, M. (2000). *Química* (primera edición). México D. F.: Grupo Editorial Iberoamérica.
- Hewitt, P. (2009). *Física conceptual*. México D. F.: Pearson.
- Timberlake, K. (2008). *Química*. México D. F.: Pearson Educación (edición en español).
- Tippens, P. (2001). *Física conceptos y aplicaciones*. México D. F.: McGraw-Hill.
- Valero, M. (2000). *Física fundamental*. Santafé de Bogotá: Editorial Norma

REFERENCIAS WEB

- <http://www.profesorenlinea.cl/fisica/ElectricidadPotenciaResist.htm>
- <http://www.google.com.ec/search?hl=es-419&q=Energia+y+potencia+electrica.+ejercicios+resueltos&btnG=Buscar>
- http://www.asifunciona.com/electrotecnia/ke_resistencia/ke_resistencia_4.htm
- http://enciclopedia.us.es/index.php/Resistencia_el%C3%A9ctrica
- <http://www.profesorenlinea.cl/fisica/ElectricidadPotenciaResist.htm>
- <http://www.angelfire.com/me2/ciberquimia/electrolisis.htm>
- http://www.fisicanet.com.ar/fisica/f3_electrodinamica.php
- <http://www.google.com.ec/search?hl=es-419&site=&source=hp&q=generador+y+motor+electrico&btnK=Buscar+con+Google>
- http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_ccnn_2/tema3/index.htm
- <http://espanol.answers.yahoo.com/question/index?qid=20080418151622AAvXcIG>
- <http://lucassotelo.es.tl/Dilataci%C3%93n-de-s%C3%93lidos.htm>
- <http://lucassotelo.es.tl/Dilataci%C3%93n-de-s%C3%93lidos.htm>
- <http://www.google.com.ec/search?hl=es-419>
- <http://www.google.com.ec/webhp?hl=es-419&tab=ww#hl=es-419>

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/gases.htm

<http://www.emagister.com/curso-iniciacion-fisica/presion-gases>

<http://html.rincondelvago.com/leyes-de-los-gases.html>

<http://www.higieneambiental.com/productos-biocidas-y-equipos/metodo-de-dilucion-neutralizacion-para-la-valoracion-de-desinfectantes>

<http://www.higieneambiental.com/productos-biocidas-y-equipos/metodo-de-dilucion-neutralizacion-para-la-valoracion-de-desinfectantes>

Nota importante consulte este enlace:

<http://www.educarchile.cl/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=133138>

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/applets/Neutralizacion/teoria-neutralizacion.htm>

http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Disoluciones_quimicas.html

<http://www.rena.edu.ve/TerceraEtapa/Quimica/PropOxido.html>

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/applets/Neutralizacion/neutralizacion.htm>

http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Agua_Ionizacion.html

<http://electrolitos.freeservers.com/>

<http://electrolitos.freeservers.com/>

http://www.alonsoformula.com/inorganica/oxisales_acidas.htm

http://www.alonsoformula.com/inorganica/oxisales_acidas.htm

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

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.

