

CIENCIAS NATURALES

APRENDIZAJES COMPLEMENTARIOS

EDUCACIÓN SECUNDARIA DE PERSONAS JÓVENES Y ADULTAS



GUÍA DE TRABAJO

VICEMINISTERIO DE EDUCACIÓN ALTERNATIVA Y ESPECIAL
DIRECCIÓN GENERAL DE EDUCACIÓN ALTERNATIVA





ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

MINISTERIO DE EDUCACIÓN
GUÍA DE TRABAJO APRENDIZAJES COMPLEMENTARIOS - CIENCIAS NATURALES
EDUCACIÓN DE PERSONAS JÓVENES Y ADULTAS

Edgar Pary Chambi
MINISTRO DE EDUCACIÓN

Viviana Mamani Laura
VICEMINISTRA DE EDUCACIÓN ALTERNATIVA Y ESPECIAL

Ximena Aguirre Calamani
DIRECTORA GENERAL DE EDUCACIÓN ALTERNATIVA

EDICIÓN, DISEÑO E ILUSTRACIÓN:
Viceministerio de Educación Alternativa y Especial
Dirección General de Educación Alternativa

Cómo citar este documento:
Ministerio de Educación. "Ciencias Naturales - Guía de trabajo, Aprendizajes complementarios".
La Paz, Bolivia.

Depósito legal:
4 - 1 - 353 - 2023 P.O.

Impresión:
EDITORIAL DEL ESTADO PLURINACIONAL DE BOLIVIA 

LA VENTA DE ESTE DOCUMENTO ESTÁ PROHIBIDA

Av. Arce, Nro. 2147
www.minedu.gob.bo

Índice

Presentación	1
Orientaciones para uso de la guía de trabajo	2
Módulo 1: Reacciones químicas del cuerpo humano en movimiento	3
Objetivo holístico del módulo	3
Unidad temática N.º 1: Tabla Periódica De Los Elementos	3
Proceso histórico de la tabla periódica de elementos	4
Configuración electrónica y periodicidad	4
Estructura y organización de la tabla periódica de elementos.	5
Impacto ambiental y en la salud por el uso de elementos químicos	6
Unidad temática N.º 2: Enlaces químicos, estructura y propiedades	8
La regla del octeto de Lewis y su relación con los enlaces químicos	10
Unidad temática N.º 3: Notación y nomenclatura química inorgánica	12
Notación y nomenclatura química	12
Nombres y fórmulas químicas	12
Números de oxidación	14
Función óxidos metálicos	15
Función hidróxidos o bases	18
Función ácidos (oxácidos e hidrácidos)	20
Función sales (haloideas y oxisales)	21
Radicales u oxaniones provenientes de los oxácidos	24
Unidad temática N.º 4: Reacciones químicas	29
Clases de reacciones químicas	32
Estequiometría en la vida cotidiana	32
Unidad temática N.º 5: El mundo de la mecánica del movimiento	37
Principios para describir el movimiento	38

Tipos de movimiento	38
Movimiento uniforme rectilíneo (MRU)	39
Velocidad, distancia y tiempo	39
Movimiento uniforme variado (MUV)	43
Movimiento circular	48
Unidad temática N.º 6: Leyes del movimiento de Newton	51
Fuerza e interacciones	52
Leyes de Newton del movimiento	52
Unidad temática N.º 7: Anatomía, fisiología e higiene	60
Aparato digestivo	60
Aparato circulatorio	61
Aparato respiratorio	62
Aparato excretor	62
Unidad temática N.º 8: Funciones de locomoción	64
Aparato locomotor	65
Sistema óseo	65
Sistema articular	67
Sistema nervioso	68
Sistema circulatorio	68
Sistema excretor	69
Sistema glandular y hormonal	69
Unidad temática N.º 9: Ecosistema	70
Biodiversidad en Bolivia	74
Pisos ecológicos	74
Flora y fauna en Bolivia	74
Áreas protegidas	75
Amenazas sobre la Madre Tierra	76
Bibliografía	78

Presentación

Con el objetivo de garantizar una educación de calidad en los procesos de aprendizaje, el Ministerio de Educación del Estado Plurinacional de Bolivia, a través del Viceministerio de Educación Alternativa y Especial y la Dirección General de Educación de Alternativa, proporciona valiosos recursos educativos destinados a la formación de Personas Jóvenes y Adultas en el presente periodo.

Es fundamental tener en cuenta que las Personas Jóvenes y Adultas desempeñan un papel activo en los cambios sociales. Por este motivo, la Educación Alternativa les brinda oportunidades de formación y capacitación que les permiten acceder al conocimiento en diversos campos de saberes. Esto implica una formación permanente, continua y equitativa, enmarcada en el concepto filosófico del Vivir Bien.

Los materiales educativos que se presentan en este contexto tienen un enfoque inclusivo y están diseñados para atender la diversidad de características de los estudiantes/participantes. Han sido elaborados siguiendo las orientaciones del currículo, con el propósito de lograr una formación integral que abarque las dimensiones del ser, saber, hacer y decidir. Además, se consideran los objetivos holísticos, los momentos metodológicos y la evaluación, teniendo en cuenta los diferentes contextos y modalidades de atención del Sistema Educativo Plurinacional. Todo esto se encuentra en línea con el Modelo Educativo Sociocomunitario Productivo establecido en la Ley de Educación N° 070 “Avelino Siñani – Elizardo Pérez”.

Es importante resaltar que esta guía de trabajo no sigue el formato tradicional de un texto de aprendizaje, sino que tiene un enfoque orientador. Su propósito es promover el autoaprendizaje y la autonomía de los participantes. Asimismo, plantea procesos educativos flexibles que se adaptan a la diversidad cultural y a las múltiples ocupaciones de los participantes. Utiliza una variedad de recursos educativos como videos, textos de apoyo, entre otros, con el fin de fortalecer el aprendizaje de los participantes.

Estimados estudiantes/participantes y comunidad en general, los invitamos a formar parte de la Educación Alternativa y a continuar con una formación integral, tanto humanística como técnica. Esto nos permitirá avanzar juntos por una educación de calidad rumbo al Bicentenario.

Edgar Pary Chambi
Ministro de Educación

Orientaciones para uso de la guía de trabajo

Para aprovechar al máximo esta guía y lograr el desarrollo de las actividades propuestas, utilizamos la siguiente iconografía que indica el inicio de los momentos metodológicos y las actividades correspondientes.



Objetivo holístico: orienta el proceso formativo articulado a las dimensiones Ser, Saber, Hacer y Decidir.



Práctica: indagamos conocimientos previos a partir de nuestra experiencia y realidad antes de abordar los contenidos.



Teoría: manejamos y comprendemos conceptos y categorías, que posibiliten profundizar el debate que te propone cada Unidad Temática.



Valoración: nos apropiamos de criterios que nos permitan profundizar en nuestra reflexión y análisis de la realidad a partir de los contenidos.



Producción: promovemos la aplicación creativa del conocimiento, donde los participantes compartirán los resultados de su proceso formativo.



Actividades: desarrollamos actividades que incluyan consignas concretas y precisas que faciliten la internalización de los conocimientos adquiridos.



Escanear código QR: nos invita a explorar temáticas complementarias a los contenidos desarrollados. Al escanearlo, podremos acceder a una variedad de recursos audiovisuales.

Módulo 1:

Reacciones químicas del cuerpo humano en movimiento



Objetivo holístico del módulo

Reconocemos la relevancia de investigar los procesos químicos y físicos en nuestro planeta, basándonos en la comprensión de los enlaces y reacciones químicas, así como en los principios de la mecánica. Esta perspectiva nos impulsa a desarrollar iniciativas emprendedoras que contribuyan al progreso de las industrias arraigadas en nuestra comunidad y región.



Unidad temática N.º 1:

Tabla periódica de los elementos



Aportando con nuestros conocimientos previos

En nuestro cuaderno de apuntes respondemos a las siguientes preguntas y compartimos las respuestas con nuestros compañeros.

1. ¿Por qué es importante ordenar las cosas? Menciones algunas razones:
2. ¿Qué significado tiene el término periodicidad? Menciones algunas situaciones que se repiten periódicamente.
3. ¿Qué se registran y ordenan en una tabla periódica de los elementos? ¿En qué tiempo consideras que se registró esa información?



Ampliamos nuestros conocimientos

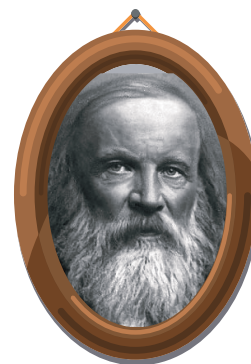
La Tabla Periódica de Elementos es una joya conceptual que revela la esencia misma de la materia que constituye nuestro universo. Este mapa organizado de elementos químicos no solo es una herramienta indispensable para los científicos, sino que también encierra un fascinante relato sobre la estructura fundamental de la realidad.

Proceso histórico de la tabla periódica de elementos

La Tabla Periódica de Elementos, esa estructura organizada que define y clasifica la esencia de la materia, ha sido el resultado de un fascinante proceso histórico que abarca siglos de descubrimientos, debates y avances científicos. Este ensayo busca explorar ese viaje a través del tiempo, desde los primeros albores de la alquimia hasta la complejidad de la química moderna.

La historia de la Tabla Periódica comienza con los alquimistas, quienes, en su búsqueda de la piedra filosofal y la transmutación de los metales, sentaron las bases de la química. Sin embargo, no fue hasta el siglo XIX que los científicos empezaron a comprender la verdadera naturaleza de los elementos y sus relaciones.

Dmitri Mendeléyev, un químico ruso, es a menudo considerado el padre de la Tabla Periódica. En 1869, propuso una disposición sistemática de los elementos basada en sus propiedades químicas y sus masas atómicas. Aunque no conocía todos los elementos de su época, Mendeléyev dejó huecos en su tabla para elementos aún no descubiertos, demostrando una asombrosa intuición sobre las propiedades que deberían tener.



Dmitri Mendeléyev
1834 - 1907

La aceptación de la Tabla Periódica de Mendeléyev fue gradual, ya que algunos elementos parecían no encajar perfectamente en sus predicciones. Sin embargo, a medida que se descubrieron nuevos elementos y se desarrollaron técnicas más precisas para medir las propiedades atómicas, la tabla fue ganando reconocimiento y respeto.

Hoy en día, la Tabla Periódica es una herramienta indispensable en la química moderna. No solo proporciona una disposición ordenada de los elementos, sino que también revela patrones y tendencias que son esenciales para comprender el comportamiento de la materia. Se ha convertido en una obra maestra científica que ha resistido la prueba del tiempo y sigue siendo el fundamento de la química.

Configuración electrónica y periodicidad

La configuración electrónica y la periodicidad son conceptos fundamentales en la química, que nos permiten entender cómo los electrones, esos diminutos bailarines subatómicos, se distribuyen en los átomos y cómo esta distribución sigue un patrón predecible a lo largo de la Tabla Periódica.

Comencemos por explorar la configuración electrónica, el mapa que guía a los electrones en su danza alrededor del núcleo atómico. La configuración electrónica describe la distribución de electrones en los distintos niveles de energía y subniveles de un átomo. Este concepto, derivado de los principios de la mecánica cuántica, nos brinda una visión detallada de cómo los electrones ocupan los orbitales atómicos.

La periodicidad, por otro lado, es la melodía que une esta danza electrónica en todos los átomos. La Tabla Periódica, con sus filas y columnas, revela patrones y tendencias en las propiedades de los elementos. La periodicidad se basa en la variación de la configuración electrónica a medida que avanzamos a través de la tabla.

Estructura y organización de la tabla periódica de elementos



La disposición de la tabla periódica se compone de siete hileras horizontales conocidas como períodos, y 18 columnas verticales llamadas grupos o familias. Los elementos químicos se organizan en un orden creciente según sus números atómicos; estos números aumentan de izquierda a derecha en el período y de arriba hacia abajo en el grupo.

Los **grupos de la tabla periódica** representan las columnas de elementos que la conforman, agrupando familias de elementos químicos con características atómicas compartidas. Consta de 18 grupos, numerados del 1 al 18 por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC). Cada grupo alberga elementos con el mismo número de electrones en su última capa atómica, determinando propiedades químicas similares, ya que estas están estrechamente vinculadas a los electrones en la capa exterior.

IUPAC: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18.

Descripción de los grupos:

GRUPO 1. Metales alcalinos: Litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs), francio (Fr), y ocasionalmente, el hidrógeno (H). Reactivos y de baja densidad.

GRUPO 2. Metales alcalinotérreos: Berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba), y radio (Ra). Metales blandos y buenos conductores.

GRUPO 3. Familia del escandio: Escandio (Sc), itrio (Y), lantano (La), actinio (Ac), y en algunas interpretaciones, lutecio (Lu) y laurencio (Lr). Sólidos, reactivos y propensos a la oxidación.

GRUPO 4. Familia del titanio: Titanio (Ti), circonio (Zr), hafnio (Hf), y rutherfordio (Rf). Metales de transición, algunos refractarios y reactivos.

GRUPO 5. Familia del vanadio: Vanadio (V), niobio (Nb), tantalio (Ta), y dubnio (Db). Metales con 5 electrones en la capa exterior, reactivos con ciertas variaciones.

GRUPO 6. Familia del cromo: Cromo (Cr), molibdeno (Mo), wolframio (W), y seaborgio (Sg).

Metales de transición con comportamientos químicos diversos.

GRUPO 7. Familia del manganeso: Manganeso [Mn], tecnecio [Tc], renio [Re], y bohrio [Bh]. Elementos sólidos y brillantes, algunos raros y radioactivos.

GRUPO 8. Familia del hierro: Hierro [Fe], rutenio [Ru], osmio [Os], y hassio [Hs]. Metales de transición con 8 electrones en la capa exterior.

GRUPO 9. Familia del cobalto: Cobalto [Co], rodio [Rh], iridio [Ir], y meitnerio [Mr]. Metales sólidos, reactivos y algunos utilizados en aplicaciones industriales.

GRUPO 10. Familia del níquel: Níquel [Ni], paladio [Pd], platino [Pt], y darmstadtio [Ds]. Metales de transición, presentes en la naturaleza y con aplicaciones diversas.

GRUPO 11. Familia del cobre: Cobre [Cu], plata [Ag], oro [Au], y roentgenio [Rg]. Utilizados en monedas y joyería, con el roentgenio siendo un elemento sintético.

GRUPO 12. Familia del zinc: Zinc [Zn], cadmio [Cd], mercurio [Hg], y posiblemente copernicio [Cn]. Presentes en la naturaleza, con el mercurio siendo el único líquido a temperatura ambiente.

GRUPO 13. Familia del boro: Boro [B], aluminio [Al], galio [Ga], indio [In], talio [Tl], y nihonio [Nh]. Elementos abundantes en la corteza terrestre, algunos llamados “térreos”.

GRUPO 14. Carbonoideos: Carbono [C], silicio [Si], germanio [Ge], estaño [Sn], plomo [Pb], y flerovio [Fl]. Elementos conocidos y abundantes, destacando el carbono en la química orgánica.

GRUPO 15. Nitrogenoideos: Nitrógeno [N], fósforo [P], arsénico [As], antimonio [Sb], bismuto [Bi], y moscovio [Mc]. Abundantes y reactivos, con propiedades metálicas en el extremo del grupo.

GRUPO 16. Calcógenos o anfígenos: Oxígeno [O], azufre [S], selenio [Se], telurio [Te], polonio [Po], y livermorio [Lv]. Comunes y utilizados en la industria, con ciertos elementos formando compuestos ácidos o básicos.

GRUPO 17. Halógenos: Flúor [F], cloro [Cl], bromo [Br], yodo [I], astato [At], y teneso [Ts]. Presentes como moléculas diatómicas, con alta reactividad en bioquímica.

GRUPO 18. Gases nobles: Helio [He], neón [Ne], argón [Ar], kriptón [Kr], xenón [Xe], radón [Rn], y oganesón [Og]. En estado gaseoso en la naturaleza y baja reactividad.

Impacto ambiental y en la salud por el uso de elementos químicos

Los elementos químicos, liberados en las actividades industriales, a menudo contaminan fuentes de agua y aire. Sustancias como el mercurio, plomo y compuestos orgánicos persistentes (COP) se infiltran en cuerpos de agua, afectando la fauna acuática y, eventualmente, llegando a las cadenas alimentarias. Del mismo modo, emisiones atmosféricas de compuestos como los óxidos de nitrógeno y azufre contribuyen a la contaminación del aire, afectando la calidad del mismo.

- **Impacto en la flora y fauna:** el uso desmedido de pesticidas y fertilizantes, que contienen elementos químicos como fósforo y nitrógeno, puede resultar en la pérdida de biodiversidad y en la degradación del suelo. La acumulación de metales pesados en los ecosistemas acuáticos también puede tener efectos devastadores en la vida acuática.

- **Salud humana:** la exposición a elementos químicos tóxicos ha demostrado tener efectos adversos en la salud humana. Por ejemplo, la inhalación de partículas finas de plomo puede afectar el sistema nervioso, especialmente en niños, mientras que la exposición a productos químicos industriales como el mercurio puede contribuir a enfermedades respiratorias y cánceres.



Reflexionemos sobre lo aprendido

1. ¿Por qué la creación de la Tabla Periódica de los Elementos se considera uno de los hitos más destacados en la ciencia y un concepto científico unificador? ¿Cómo nos beneficia este avance científico?
2. ¿En qué campos profesionales se emplea la tabla periódica como una herramienta esencial?
3. ¿Cuántos elementos químicos de la tabla periódica podrían agotarse debido a una explotación excesiva?



Aplicamos nuestros conocimientos

Siguiendo la orientación del facilitador y utilizando fuentes como libros o sitios web, llevemos a cabo la siguiente actividad para comprender las propiedades de los elementos presentes en la Tabla Periódica.

Materiales:

1. Copias impresas de la Tabla Periódica.
2. Tarjetas de información sobre diversos elementos químicos.
3. Papel, lápices y colores.

Pasos:

- Organizados en equipos de trabajo, seleccionamos los grupos de la tabla periódica de elementos y creamos un póster visual que destaque la información clave sobre su elemento, incluyendo número atómico, masa atómica, propiedades físicas y usos comunes.
- Cada grupo presenta su póster al resto de la clase, compartiendo las propiedades únicas de su elemento y destacando cualquier patrón o tendencia observada en relación con su posición en la Tabla Periódica.



Unidad temática N.º 2:

Enlaces químicos, estructura y propiedades



Aportando con nuestros conocimientos previos.

En nuestro cuaderno de apuntes respondemos a las siguientes preguntas y compartimos nuestras respuestas.

1. ¿Por qué es importante las uniones entre las personas o grupos e instituciones?
2. ¿Qué fuerzas crees que intervienen para que los átomos formen moléculas o compuestos fuertemente estables?



Revisemos la teoría

Los enlaces químicos son las fuerzas de atracción que mantienen unidos entre sí a los átomos en compuestos de relativa estabilidad, que van desde moléculas discretas que se presentan al estado gaseoso en condiciones normales, tales como O_2 , Cl_2 , CO_2 , hasta cristales como la sal común o el hierro y otros metales.

En el momento de generarse un enlace químico, la estructura y características de los átomos no cambian, solo comparten electrones. Por ejemplo, al formarse el enlace químico del agua (H_2O) sus elementos (oxígeno e hidrógeno) mantienen sus características.

Cada átomo se compone de un núcleo que contiene protones con carga positiva y neutrones sin carga, y está envuelto por una capa externa conocida como nube de electrones, los cuales tienen carga negativa. Existe una atracción mutua entre las cargas opuestas, tanto dentro del mismo átomo como entre átomos diferentes, lo que da lugar a la formación de enlaces químicos entre elementos distintos.

Los átomos buscan completar sus cargas eléctricas mediante el intercambio de electrones, ya sea cediéndolos, aceptándolos o compartiéndolos, con el objetivo de alcanzar una configuración electrónica estable que requiera menos energía. Se ha observado que algunos átomos tienden a ganar electrones, denominados muy electronegativos, mientras que otros tienden a perderlos, llamados poco electronegativos o electropositivos.

Se ha establecido la categorización de metales para aquellos elementos que forman iones positivos con facilidad o que son poco electronegativos, y la de no metales para aquellos con tendencia a formar iones negativos. Los elementos que exhiben características tanto metálicas como no metálicas se denominan semimetales o anfóteros.

Los gases nobles, por su parte, constituyen un grupo especializado en esta clasificación.

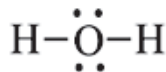
a) Tipos de enlaces químicos. Según las características y mecanismos inherentes a los tipos de átomos involucrados, un enlace químico puede clasificarse de la siguiente manera: a) Enlace Iónico o Electrovalente: Este tipo de enlace se produce cuando hay una unión entre átomos metálicos y no metálicos, resultando en la transferencia de carga de electrones entre ellos. Como consecuencia, se generan iones con cargas opuestas, negativas (aniones) y positivas (cationes), y se establece una atracción entre estas cargas contrarias. Esta conexión se manifiesta predominantemente entre átomos metálicos y no metálicos.

La fuerza de este vínculo atómico es notablemente intensa, dando origen a estructuras cristalinas sólidas y robustas con puntos de fusión y ebullición elevados. La mayoría de las sales resultantes son solubles en agua, y en estado sólido, estas sustancias no conducen bien la electricidad; no obstante, en estado disuelto, actúan como buenos electrolitos.

Un ejemplo concreto de enlace iónico es el cloruro de sodio [NaCl], compuesto por un átomo de sodio y uno de cloro. En este caso, el átomo de sodio, que posee un electrón, cede dicho electrón al cloro, que tiene siete electrones. Esta transferencia satisface la ley del octeto y da como resultado la formación del enlace iónico.

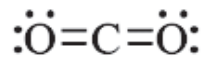


b) Covalente. Se presenta cuando átomos no metálicos comparten electrones entre sí. En este tipo de enlace, los electrones se desplazan entre los átomos, dando lugar a enlaces covalentes que pueden ser polares, cuando la compartición de electrones no es equitativa, o apolares, cuando la distribución de electrones es equitativa.



Ejemplo. El agua (H₂O) está compuesta por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, y su enlace se establece mediante la compartición de un átomo de oxígeno con cada átomo de hidrógeno. En este caso, el enlace es de tipo simple.

Ejemplo. La molécula de dióxido de carbono [CO₂], está formada por un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno. El enlace es doble.



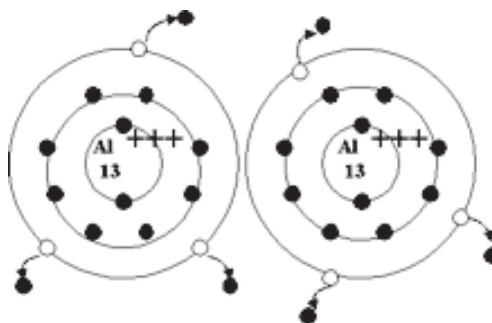
Ejemplo. La molécula de ácido cianhídrico [HCN] se forma con un átomo de hidrógeno, un átomo de carbono y uno de nitrógeno, estableciendo un enlace triple. En este caso, el carbono comparte tres electrones, uno con cada átomo de hidrógeno y uno con el átomo de nitrógeno.



c) Metálico. Son enlaces que se establecen entre átomos de elementos metálicos, donde los núcleos atómicos se agrupan y se encuentran rodeados por una nube de electrones. Este tipo de enlace, caracterizado por su fortaleza, se distribuye formando una red tridimensional. Las propiedades de los enlaces metálicos explican las características distintivas de los metales, como su solidez, dureza, maleabilidad, ductilidad, capacidad de conducción de calor y electricidad, así como su brillo metálico.

Las partículas atómicas unidas por estos enlaces tienden a organizarse tridimensionalmente en diversas estructuras, como hexagonales, cúbicas, u otras formas geométricas. Un ejemplo peculiar es el mercurio, que permanece en estado líquido a temperatura ambiente. En este caso, la unión atómica se lleva a cabo mediante mecanismos distintos, permitiendo la formación de gotas esféricas perfectas de este metal.

Todos los elementos metálicos puros, como oro, plata, aluminio, hierro, entre otros, están compuestos por enlaces metálicos.



La regla del octeto de Lewis y su relación con los enlaces químicos

El físico químico estadounidense Gilbert Lewis propuso en 1916 la regla del octeto, una teoría que explica cómo los átomos de diversos elementos químicos se combinan para formar enlaces. Según esta teoría, los iones de los elementos en la tabla periódica buscan completar sus últimos niveles de energía con ocho electrones. Esta configuración les otorga a las moléculas una estabilidad estructural a nivel electrónico.

En consecuencia, los elementos con altas cargas electronegativas tienden a ganar electrones hasta alcanzar el octeto, mientras que aquellos con baja electronegatividad suelen perder electrones para lograr la misma meta.

La forma de expresar la distribución electrónica de un átomo puede simplificarse mediante los símbolos de Lewis. En estos símbolos, el símbolo químico del átomo se rodea de puntos que indican la ubicación de los electrones en el último nivel de energía o capa de valencia del átomo. Como ejemplo, consideremos el cloro (Cl) con un número atómico (Z) de 17, cuya distribución electrónica detallada es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Símbolo electrónico del cloro.



Ejemplo, el Al tiene $Z = 13$; su distribución electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Símbolo electrónico del aluminio.





Actividades

En nuestro cuaderno de apuntes, respondamos a las interrogantes:

1. ¿Qué se entiende por enlace químico?
2. ¿Qué ocurre con los átomos en el proceso del enlace químico?
3. ¿Cómo está compuesto un átomo?
4. ¿Cómo se los denomina a los átomos que tienden a ganar electrones y de otros a perderlos?
5. ¿Cómo se los denominan a los elementos que forman iones positivos y a los que forman iones negativos?
6. ¿En qué consiste la teoría de la regla del octeto?
7. Mencione los tres tipos de enlaces químicos.



Reflexionemos sobre lo aprendido

Compartimos nuestras reflexiones

1. ¿Cuál es la importancia de los enlaces químicos y en qué productos los podemos encontrar cotidianamente?
2. ¿Qué relación tienen los enlaces químicos con los seres vivos?



Aplicamos nuestros conocimientos

1. Dibujar esquemáticamente la forma en como comparten electrones los átomos de los compuestos dados y agrupar de acuerdo a si tienen enlace covalentes simples, dobles o triples.

a) H_2 b) Cl_2 c) O_2 d) N_2 e) CO_2 f) HNO_2 g) HCl

b) Construye modelos de moléculas, con esferas de plastofom, de las siguientes sustancias:

a) El metano (gas natural)

- b) El eteno o etileno
- c) El etino o acetileno



Unidad temática N.º 3:

Nomenclatura de la química inorgánica



Compartamos nuestros conocimientos previos

En nuestro cuaderno de apuntes respondemos a las siguientes preguntas y compartimos nuestras respuestas.

1. ¿Conocemos los nombres de algunos medicamentos? ¿Cómo se nombran y escriben generalmente los nombres de los medicamentos?
2. ¿Qué sustancias de uso común conocemos? Mencionamos sus beneficios y peligros.



Ampliamos nuestros conocimientos

Notación y nomenclatura química

La notación química, a menudo expresada a través de fórmulas, es una representación visual y simbólica de las moléculas y compuestos químicos. Las fórmulas químicas, ya sean moleculares, empíricas o estructurales, nos permiten entender la cantidad y disposición de átomos en una sustancia. Por ejemplo, la fórmula molecular del agua (H_2O) nos dice que una molécula de agua está compuesta por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Nombres y fórmulas químicas

La nomenclatura química, o el arte de asignar nombres a los diferentes compuestos, es esencial para garantizar una comunicación precisa y universal en la comunidad científica. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) establece las reglas y convenciones que gobiernan la nomenclatura química, proporcionando un estándar internacional que elimina ambigüedades y garantiza que un compuesto tenga un único nombre reconocido a nivel mundial.

Notación química. Es la representación escrita y abreviada de las sustancias químicas.

a) Notación de los elementos. Los elementos se identifican mediante símbolos químicos,

que son abreviaturas de sus nombres y poseen un valor universal. Para representarlos, se sigue un conjunto de reglas estandarizadas:

1. En numerosos casos, se utiliza solo la primera letra mayúscula de su nombre como símbolo. Por ejemplo, Carbono se representa como C, Oxígeno como O, Hidrógeno como H, Nitrógeno como N y Flúor como F.
2. Cuando dos o más elementos comparten la misma letra inicial en sus nombres, se distinguen sus símbolos añadiendo una segunda letra minúscula a la inicial mayúscula. Es importante destacar que ningún símbolo puede contener más de dos letras. A modo de ejemplo, Carbono se abrevia como C, mientras que Cobalto se representa como Co, Calcio como Ca, Cromo como Cr, Cadmio como Cd y Cloro como Cl.
3. Los símbolos de muchos elementos tienen su origen en sus nombres latinos o griegos. Esto se ilustra con ejemplos de algunos de ellos.

Elemento	Símbolo	Origen del nombre	Elemento	Símbolo	Origen del nombre
Sodio	Na	Latín, natrium	Azufre	S	Sánscrito, sulvere
Potasio	K	Latín, kalium	Hierro	Fe	Latín, ferrum
Plata	Ag	Latín, argentum	Antimonio	Sb	Latín, stibium
Oro	Au	Latín, aurum	Mercurio	Hg	Griego, hydrargyrum
Cobre	Cu	Latín, cuprum	Plomo	Pb	Latín, plumbum
Estaño	Sn	Latín, stannum	Fósforo	P	Griego, phosphorus

b) Notación de los compuestos. Se expresan mediante fórmulas químicas, que constituyen la representación escrita de una única molécula de una sustancia. En estas fórmulas, se utilizan símbolos, subíndices y paréntesis para proporcionar información detallada.

- **Símbolos.** Estos indican los elementos que forman parte de la sustancia, y se colocan de manera consecutiva. Ejemplos.

HCl Fórmula del ácido clorhídrico

H₂SO₄ Fórmula del ácido sulfúrico

- **Subíndices.** Son cifras diminutas que se colocan después de un símbolo químico, en la esquina inferior derecha, con el propósito de señalar la cantidad de veces que se repite el átomo en la molécula. En caso de que el subíndice sea 1, no se expresa de forma escrita, pero se da por entendido. Ejemplos.

HCl Fórmula del ácido clorhídrico: indica que tiene 1 átomos de hidrógeno y 1 de cloro.

H₂SO₄ Fórmula del ácido sulfúrico: indica que tiene 2 átomos de hidrógeno, 1 de azufre y 4 átomos de oxígeno.

- **Paréntesis.** Los paréntesis se utilizan junto con un subíndice para señalar la cantidad de repeticiones en la molécula del conjunto de átomos que engloban. Ejemplos.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ Fórmula del hidróxido de calcio: Los paréntesis indican que el grupo OH, llamado radical oxhidrilo, se repite dos veces en la molécula.

Nota. Las moléculas de sustancias de sustancias simples, también se representan por fórmulas. Ejemplos.

H_2 Fórmula del hidrógeno molecular.

O_2 Fórmula del oxígeno molecular.

O_3 Fórmula del ozono.

F_2 Fórmula del flúor molecular.

N_2 Fórmula del nitrógeno molecular.

Cl_2 Fórmula del cloro molecular.

Br_2 Fórmula del bromo molecular.

I_2 Fórmula del yodo molecular.

- **Coefficientes.** Son números que se colocan delante de una fórmula para indicar cuántas veces se repite toda la molécula. El coeficiente puede tener distintos valores según el caso, sin que por ello se altere el significado de la fórmula.

$3\text{H}_2\text{O}$ tres moléculas de agua.

$12\text{H}_2\text{O}$ doce moléculas de agua.

Los coeficientes solo se emplean para igualar las ecuaciones químicas.

Números de oxidación

El número de oxidación de un átomo es la carga eléctrica que tendría si todos sus electrones fueran transferidos por completo a los átomos más electronegativos en una unión. Este concepto ofrece una manera sistemática de analizar las contribuciones de los átomos a una molécula o ión, permitiendo la predicción de su comportamiento químico.

Los números de oxidación son especialmente evidentes en las reacciones de oxidación-reducción, también conocidas como reacciones redox. En estas transformaciones, algunos átomos experimentan un aumento en su número de oxidación [oxidación], mientras que otros experimentan una disminución [reducción]. Un ejemplo clásico es la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua, donde el hidrógeno se oxida y el oxígeno se reduce.

La asignación de números de oxidación sigue reglas específicas. Los elementos en su estado puro tienen un número de oxidación de cero, mientras que los elementos en compuestos pueden tener números de oxidación diferentes según la electronegatividad y las reglas establecidas. Por ejemplo, en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), el oxígeno tiene un número de oxidación de -1, mientras que en el agua (H_2O), el oxígeno tiene un número de oxidación de -2.



Actividades

En tu cuaderno de apuntas, responde a las interrogantes.

1. ¿Cuál es la definición de notación química?
2. ¿De qué manera se lleva a cabo la representación de los elementos?
3. ¿Cómo se realiza la representación de los compuestos?
4. Identificamos cinco elementos cuyos símbolos fueron tomados de sus nombres en latín.
5. Compartimos los nombres y símbolos de cinco elementos cuyos símbolos consisten en una sola letra.

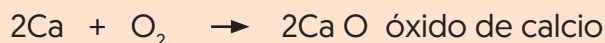
Función óxidos metálicos

La función principal de los óxidos metálicos radica en su capacidad para representar las reacciones químicas de los metales con el oxígeno. Estos compuestos son el resultado de la pérdida de electrones por parte del metal y la ganancia de electrones por parte del oxígeno, llevando a la formación de una estructura iónica característica. La fórmula general de un óxido metálico es MO , donde M representa el metal.

Resultan de la combinación de un metal con el oxígeno.



Ejemplo.



Notación. Primero se escriben los símbolos del metal, seguido del símbolo del oxígeno; con sus valencias debidamente igualadas. El metal funciona con sus valencias positivas y el oxígeno, con su valencia única negativa -2 .

Nomenclatura tradicional para los óxidos. El nombre genérico es la palabra ÓXIDO, el nombre específico se lo toma del nombre del metal, obedeciendo las siguientes indicaciones:

a) Si el metal forma un solo óxido, se interpone la preposición *(de)* entre el nombre genérico y específico, es decir es el caso de los metales que tiene una sola valencia. Ejemplos.



b) Si el metal tiene dos valencias forma dos óxidos, el nombre específico termina en **OSO** si funciona con su valencia menor, y en **ICO** si lo hace con la valencia mayor.

Ejemplos.

Sn O óxido estannoso [valencia del Sn +2, menor]

Sn O₂ óxido estánnico [Valencia del Sn +4, mayor]

c) En la nomenclatura tradicional los elementos polivalentes forman óxidos metálicos sólo con sus dos primeras valencias menores, con las otras valencias no forma óxidos metálicos sino se comportan como no metales y forman anhídridos u óxidos ácidos.

Ejemplos.

Mn O óxido manganoso [valencia del Mn +2 menor]

Mn₂ O₃ óxido mangánico [valencia del Mn +3 mayor]

**Actividades**

Para el cuaderno. Responda a las preguntas en forma breve y clara.

- ¿Qué son los óxidos y como se forman?
- ¿Cómo se denominan a las combinaciones del oxígeno con los metales y los no metales?
- ¿Cómo es la notación de los óxidos metálicos?
- ¿En la nomenclatura, cuáles son los nombres genéricos y específicos de los óxidos?
- Formular directamente los siguientes óxidos metálicos.
 - óxido de potasio
 - óxido plumboso
 - óxido mercuríco
 - óxido de zinc
- Nombrar los siguientes óxidos metálicos, en la nomenclatura tradicional.
 - Rb₂ O
 - Sr O
 - Al₂ O₃
 - Co₂ O₃

En el siguiente cuadro formular directamente los óxidos metálicos y nombrarlos según la nomenclatura tradicional, con los metales cuyos estados de oxidación o (valencias) son:

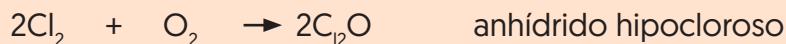
METAL	FÓRMULA DEL ÓXIDO $M^{+} O^{-2}$	NOMBRE DEL ÓXIDO
Sn (+2)	$Sn^{+2} O^{-2}$	Óxido estannoso
Li		
Ba		
Ni (+3)		
Mn (+2)		
Hg (+1)		
Cr (+3)		
Bi (+3)		
NH_4		
Pb (+4)		
Al		

Función óxidos no metálicos

Los anhídridos, de acuerdo con la nomenclatura tradicional, son compuestos binarios formados por la combinación de oxígeno con elementos no metálicos.



Ejemplo.



Notación. En la formulación directa de los anhídridos, se colocan los símbolos del no metal en primer lugar, seguidos del oxígeno, cuyas valencias se equilibran adecuadamente. Dado que el oxígeno siempre tiene una carga negativa (-2), el no metal participa con valencias positivas.

Nomenclatura tradicional para los óxidos no metálicos

El nombre genérico es la palabra ANHÍDRIDO, el nombre específico se toma del nombre del no metal, obedeciendo las siguientes indicaciones.

Primero. Si el no metal forma un sólo anhídrido, el nombre específico termina en ico. Es el caso de los no metales que tienen una sola valencia positiva. Ejemplo.



Segundo. Si el no metal forma dos anhídridos, el nombre específico termina en OSO, si actúa con su valencia menor, y en ICO si lo hace con la valencia mayor. Es el caso de los metales que tienen dos valencias diferentes. Ejemplos.



Tercero. Si el no metal forma cuatro anhídridos, el nombre específico, cuando funciona con la mínima valencia, lleva el prefijo HIPO y la terminación OSO. Si funciona con la máxima valencia, lleva el prefijo PER y la terminación ICO. Los dos anhídridos con las valencias intermedias se nombran como el caso anterior.

[+ 1] prefijo **HIPO** terminación **OSO**

[+ 3] terminación **OSO**

[+ 5] terminación **ICO**

[+ 7] prefijo **PER** terminación **ICO**

Ejemplos.

$\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ anhídrido **hipocloroso**

$\text{Cl}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ anhídrido **cloroso**

$\text{Cl}_2^{+5}\text{O}_5^{-2}$ anhídrido **clórico**

$\text{Cl}_2^{+7}\text{O}_7^{-2}$ anhídrido **perclórico**

Casos especiales. Los elementos anfóteros o polivalentes, funcionan como metales con sus valencias más pequeñas [+2, +3], pero se comportan como no metales con sus valencias más altas, formando anhídridos [Nomenclatura tradicional]. Ejemplos.

MnO_2 Anhídrido manganoso [valencia +4]

MnO_3 Anhídrido mangánico [valencia +6]

Mn_2O_7 Anhídrido permangánico [valencia +7]

El anhídrido manganoso MnO_2 es más conocido con el nombre de dióxido de manganeso.

Función hidróxidos o bases

Una base es una sustancia que, al separarse en el agua, genera iones $[\text{OH}]^{-1}$, conocidos como oxhidrilos, hidroxilos o hidróxidos.

Los hidróxidos o bases son compuestos ternarios que resultan de combinar los óxidos metálicos con el agua.

ÓXIDO + AGUA → HIDRÓXIDO

Ejemplos.

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}[\text{OH}]_2$
Óxido de calcio agua hidróxido de calcio

Todo hidróxido o base lleva el radical oxhidrilo o hidroxilo $[\text{OH}]^{-1}$ en su molécula [radical monovalente negativo]

Notación. Para representar las fórmulas de los hidróxidos de manera directa, se comienza escribiendo el símbolo del metal seguido del radical oxhidrilo, asegurándose de igualar correctamente las valencias mediante un intercambio. El metal siempre presenta una valencia positiva, mientras que el radical oxhidrilo tiene una valencia negativa [-1]. En situaciones en las que se requiere escribir dos o más radicales oxhidrilos, es necesario encerrarlos entre paréntesis, con el respectivo subíndice fuera.

a) Nomenclatura tradicional para los hidróxidos. El nombre genérico es la palabra HIDRÓXIDO, el nombre específico se toma del nombre del metal, de acuerdo a con las siguientes indicaciones.

Primero. Si el metal forma un solo hidróxido, se nombra el metal anteponiendo la preposición de. Es el caso de los metales que tiene una sola valencia. Ejemplos.

1) Na OH hidróxido de sodio 2) Ba (OH)₂ hidróxido de bario

Segundo. Si el metal forma dos hidróxidos, el nombre específico termina en oso si funciona con su menor valencia, y en ico si lo hace con la valencia mayor. Es el caso de los metales que tienen dos valencias diferentes. Ejemplos.

Fe (OH)₂ hidróxido ferroso [valencia +2, menor]

Fe (OH)₃ hidróxido férrico [valencia +3, mayor]

Por lo general, los metales no forman más de dos hidróxidos.

Los hidróxidos o bases también suelen denominarse álcalis.

b) Nomenclatura stock para los hidróxidos. Según la nomenclatura Stock, se asigna la palabra hidróxido y luego el nombre del metal seguido del número de oxidación respectivo en número romano y entre paréntesis. Se puede omitir el número romano si el elemento metálico presenta un solo estado de oxidación (valencia). Ejemplos.

1) Ba (OH)₂ hidróxido de bario 2) Fe (OH)₂ hidróxido de hierro (II)

c) Nomenclatura sistemática para los hidróxidos. En la nomenclatura sistemática, procede como en los óxidos. Ejemplos.

1) Na OH hidróxido de sodio 2) Ba (OH)₂ dihidróxido de bario



Actividades

Del siguiente grupo eliminar con una X las fórmulas incorrectas de los hidróxidos.

BaOH

AuOH

Sn(OH)₄

Bi(OH)₃

NH₃OH

Mn(OH)₇

Mo(OH)₄

Mn(OH)₃

U(OH)₆

Li₂OH

V(OH)₂

Sr(OH)₂

Total, incorrectas:

Total, correctas:

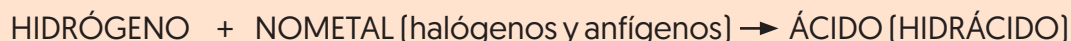
Nombrar los hidróxidos en los dos tipos de nomenclatura.

FÓRMULA	NOMENCLATURA STOCK	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA
Li OH		
Ca (OH) ₂		
Mn (OH) ₃		
Ni (OH) ₂		
Hg (OH) ₂		
Al (OH) ₃		
Cr (OH) ₂		
Cr (OH) ₂		
Pb (OH) ₄		
Bi (OH) ₃		

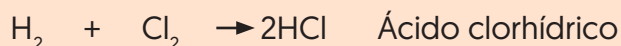
Función ácidos (oxácidos e hidrácidos)

Los ácidos son sustancias que contienen uno o más átomos de hidrógeno en su estructura molecular. Al disolverse en agua, liberan iones H⁺, también conocidos como ion hidrógeno, protón o hidrogenión. Estos compuestos exhiben propiedades contrastantes con las bases: cambian el color del papel tornasol a rojo, decoloran la solución de fenolftaleína, neutralizan las bases u hidróxidos, tienen un sabor agrio y tienen la capacidad de corroer metales. En términos de composición, los ácidos inorgánicos se dividen en dos categorías: los hidrácidos, que consisten en hidrógeno y un no metal, y los oxácidos, que incluyen hidrógeno, no metal y oxígeno.

Ácidos hidrácidos. Los ácidos hidrácidos son compuestos binarios clasificados dentro de la función ÁCIDO, y se originan de la unión del hidrógeno con no metales, específicamente halógenos y anfígenos. Se hace una excepción con el oxígeno, ya que su combinación no da lugar a un ácido, sino a una sustancia neutra conocida como agua (H₂O).



Ejemplo.



Notación. En cuanto a la notación, al formular directamente los hidrácidos, se colocan los símbolos del hidrógeno y del no metal, asegurando que sus valencias estén equilibradas. El hidrógeno actúa con una valencia positiva de +1, mientras que el no metal opera con su valencia negativa predominante.

Nomenclatura. El nombre genérico es la palabra ÁCIDO. El nombre específico es el del no metal terminado en HÍDRICO.

Ejemplo.

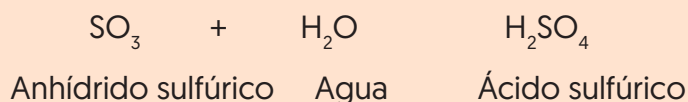


La terminación **-hídrico-** indica que el no metal funciona con valencia negativa y que no toma parte el oxígeno.

Son compuestos ternarios que pertenecen a la función **ÁCIDO** y que resultan de combinar los anhídridos con el agua.



Ejemplos.



Notación. En el contexto de la notación, se anotan los símbolos del hidrógeno, el no metal y el oxígeno, incorporando los subíndices correspondientes y asegurándose de que las valencias estén equilibradas. Es importante destacar que el hidrógeno presenta valencias positivas de +1, el no metal exhibe valencias positivas variables, mientras que el oxígeno siempre tiene una valencia negativa de -2.

Nomenclatura tradicional para los oxácidos. El nombre genérico es la palabra **ÁCIDO**. El específico se toma del nombre del anhídrido del cual proviene.

Valencias positivas y negativas en los oxácidos. En los oxácidos se cumple el principio que dice: “el número total de valencias positivas siempre es igual al número total de valencias negativas”. $\text{H}^{+1} \text{NM}^{+} \text{O}^{-2}$

Así, por ejemplo, en el ácido sulfúrico hay 8 valencias positivas [2 de los dos hidrógenos y 6 del azufre] y 8 valencias negativas, [de los cuatro oxígenos]



En el ácido nítrico hay 6 valencias positivas [1 del hidrógeno y 5 del nitrógeno] y 6 valencias negativas [de los 3 hidrógenos].

Función sales (haloideas y oxisales)

El término “sales” se refiere a compuestos químicos formados a través de un enlace iónico entre partículas químicas cargadas positivamente (cationes) y otras cargadas negativamente (aniones). Estas sustancias se originan de la reacción química entre un ácido y una base, comúnmente conocida como reacción de neutralización. Para su análisis, podemos clasificarlas en dos categorías: sales haloideas o haluros, y sales oxisales.

Sales haloideas o haluros. Los haluros pertenecen a la función **SAL**, y resultan de la sustitución parcial o total de los hidrógenos de los hidrácidos por metales. Ejemplo.

	KCl	cloruro de potasio
	SnCl ₄	cloruro estánnico
HC	BaCl ₂	cloruro de bario
Ácido clorhídrico	AlCl ₃	cloruro de aluminio
	NH ₄ Cl	cloruro de amonio

Del ácido clorhídrico derivan los cloruros. Del mismo modo, del ácido sulfhídrico derivan los sulfuros, del bromhídrico los bromuros, etc.

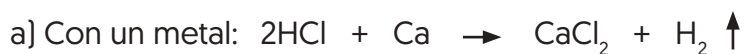
Radical halogénico de hidrácidos. Es una molécula incompleta que queda cuando se quita el hidrógeno a un hidrácido.

HIDRÁCIDO		RADICAL HALOGENICO	
Nombre	Fórmula	Fórmula	Nombre
Ácido fluorhídrico	HF	F ⁻¹	fluoruro
Ácido clorhídrico	HCl	Cl ⁻¹	cloruro
Ácido bromhídrico	HBr	Br ⁻¹	bromuro
Ácido sulfhídrico	H ₂ S	S ⁻²	sulfuro
Ácido selenhídrico	H ₂ Se	Se ⁻²	seleniuro
Ácido telurhídrico	H ₂ Te	Te ⁻²	telururo

Podemos observar que, el radical halogénico de un hidrácido, no es más que el no metal con su valencia negativa.

Se nombra haciéndolos terminar en URO, que significa “con valencia negativa y sin oxígeno.

Los haluros o sales haloideas se forman cuando reaccionan los hidrácidos con los metales, con los óxidos y con los hidróxidos o bases.



En los ejemplos el ácido clorhídrico reacciona con el metal calcio, con el óxido de calcio y con el hidróxido de calcio. En los tres casos se forman la misma sal haloidea: El cloruro de calcio.

Las sales haloideas se clasifican en 4, que son:

- Sales neutras
- Sales ácidas
- Sales básicas
- Sales dobles

a) Sales haloideas neutras o normales (M⁺R⁻). Son las que están constituidas sólo por un metal (M) y el radical halogénico.

Notación. En la formulación directa de las sales haloideas neutras, se escribe el símbolo del metal seguido del radical halogénico [que en este caso no es más que el no metal con su valencia negativa principal], luego se iguala las valencias debidamente.



Nomenclatura tradicional. Lleva como nombre genérico el nombre del radical halogénico o sea del no metal terminado en URO. El nombre específico se toma del metal, con las terminaciones OSO e ICO, según actúe con su menor o mayor valencia respectivamente. Ejemplo.

Na⁺¹ Br⁻¹ Bromuro de sodio

Ca⁺² S⁻² Sulfuro de calcio

Fe⁺³ Cl₃⁻¹ Cloruro férrico

b) Sales haloideas ácidas (M+H+1R⁻). Son las que aparte del metal (M) y del radical halogénico (R), lleva restos de hidrógeno (H). Estas sales se forman a partir de los ácidos hidrácidos de la familia de anfígenos por la sustitución parcial de los hidrógenos por un catión.

Cuando una sal contiene algún átomo de hidrógeno, conserva el carácter ácido que se indica, para nombrarla se interpone la palabra **ácido**, entre el nombre genérico y el nombre específico de la sal.

Para que la fórmula esté debidamente igualada, la suma de la valencia del metal y el hidrógeno debe igualar a la valencia negativa del radical halogénico. Ejemplo

Sulfuro ácido de potasio Na⁺¹ H⁺¹ S⁻² [+2] [- 2], están equilibradas.

Seleniuro ácido de aluminio Al⁺³ [H⁺¹Se⁻²]₃ [+6] [- 6], está equilibrada.

Nota. Si la carga neta del anión es menor que la del catión, se equilibra colocando cuantos aniones faltan para equilibrar a los cationes. Ejemplo.

Fluoruro ácido de potasio K⁺¹ H⁺¹ [F⁻¹]₂ [+2] [- 2], está equilibrada.

Para equilibrarla colocamos un 2 como subíndice al flúor, de esta manera equilibramos las cargas.

c) Sales haloideas básicas (M+ OH - 1 R⁻). Al neutralizar una base con un ácido quedan en la molécula de la sal formada uno o más grupos hidroxilo [OH - 1] para sustituir o neutralizar, estos comunican a la sal un determinado carácter básico y por eso se denominan “sal básica”.

Para nombrarlas, se intercala la palabra **básico** entre el nombre genérico y el específico.

Al escribir estas sales, no se debe olvidar que el número de valencias positivas del

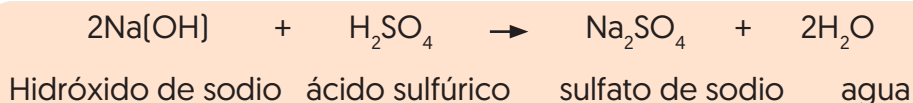
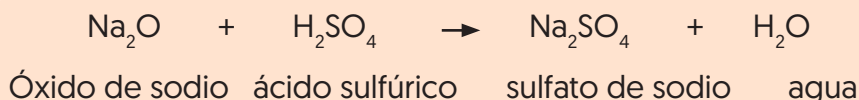
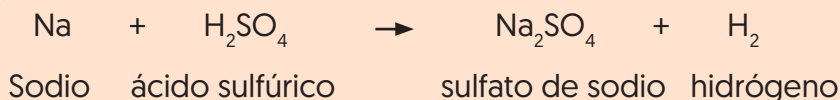
metal debe igualar a la suma de valencias negativas del radical oxhidrilo y del radical halogénico. Ejemplos.

Cloruro básico de zinc $Zn^{+2}OH^{-1}Cl^{-1}$ $[+2](-2)$, está equilibrada.

Seleniuro básico de potasio $[K^{+1}]_3OH^{-1}Se^{-2}$ $[+3](-3)$, está equilibrada.

Para equilibrarla se coloca un subíndice 3 en potasio, de esa manera igualamos las cargas.

Sales oxisales. Las sales oxisales resultan de la combinación de un metal, un óxido o una base con un oxácido.



Radicales u oxaniones provenientes de los oxácidos

Teóricamente los oxaniones [R] provienen de la supresión de los hidrógenos de los oxácidos, y se nombran cambiando las terminaciones de los oxácidos, de la siguiente manera:

Hipo-oso	a	hipo-ito
oso	a	ito
ico	a	ato
per-ico	a	per-ato

La valencia que adquiere el oxanión es igual al número de hidrógenos que se le quita al ácido. Ejemplos.

HClO	ácido hipocloroso	a	ClO^{-1}	hipoclorito
H_2SO_4	ácido sulfúrico	a	SO^{-2}	sulfato
HBO_2	ácido metabórico	a	BO_2^{-1}	metaborato
$H_4P_2O_7$	ácido pirofosfórico	a	$P_2O_7^{-4}$	pirofosfato
H_3AsO_3	ácido ortoarsenioso	a	AsO_3^{-3}	ortoarsenito

Las sales oxisales se clasifican en: Neutras, ácidas, básicas y dobles.

a) Sales oxisales neutras ($M^+ R^-$) Las sales neutras se originan cuando los hidrógenos de los oxácidos son completamente reemplazados por metales. Al representar directamente las fórmulas de estas sales neutras, se posiciona primero el símbolo del metal, seguido del radical (oxanión), asegurando que las valencias estén equilibradas.

Nomenclatura. Para su nomenclatura se emplea el nombre específico del ácido del cual proviene, cambiando las terminaciones de los oxácidos a la de las sales, de la siguiente manera:

Hipo-oso	a	hipo-ito
oso	a	ito
ico	a	ato
per-ico	a	per-ato

Luego se menciona el nombre del catión con las terminaciones oso e ico; según el metal actúe con su valencia menor o mayor, respectivamente.

De la misma manera se mantienen los prefijos para las sales que provienen de los ácidos polihidratados. Meta, piro y orto.

Ejemplos.

- | | | |
|-----------------------------|---------------------------|-----------------------------|
| 1) Hipoclorito de calcio | $Ca^{+2} [ClO^{-1}]_2$ | [+2](-2), esta equilibrada. |
| 2) sulfato de magnesio | $Mg^{+2}SO_4^{-2}$ | [+2](-2), está equilibrada. |
| 3) cromato de aluminio | $Al_2^{+3}[CrO_4^{-2}]_3$ | está igualada. |
| 4) piroantimoniato de sodio | $Na_4^{+1}Sb_2O_7^{-4}$ | |
| 5) permanganato de potasio | $K^{+1}MnO_4^{-1}$ | |



Actividades

Formulemos directamente las siguientes sales oxisales neutras.

- | | |
|---------------------------|-------|
| a) clorito de litio | |
| b) sulfito níqueloso | |
| c) permanganato de calcio | |
| d) nitrito estánnico | |
| e) carbonato de calci | |
| f) sulfato cúprico | |

b) Oxisales ácidas [M⁺ (HR⁻)] Las sales ácidas resultan de la sustitución parcial de los hidrógenos de los oxácidos por metales, de modo que aún conservan carácter ácido.

Nomenclatura. Para su nomenclatura se utiliza el nombre específico del ácido proveniente cambiando la terminación **oso** e **ico** por **ito** y **ato**, respectivamente, seguido por la palabra **ácido**, y si hubiese más de un hidrógeno se emplearán los vocablos griegos **bi**, **tri**, etc.; finalmente irá como nombre específico el del metal con las terminaciones **oso** e **ico**, según actúe con la menor o mayor valencia.

Los oxaniones ácidos pueden formularse a partir de los oxaniones normales; como queda uno o más hidrógenos las valencias disminuyen según el número de hidrógenos que se le suprime.

SO_4^{-2}	sulfato [- 2]	a	HSO_4^{-1}	sulfato ácido o bisulfato [- 1]
CO_3^{-2}	carbonato [- 2]	a	HCO_3^{-1}	carbonato ácido o bicarbonato [- 1]
SiO_4^{-4}	ortosilicato [- 4]	a	$\text{H}_3\text{SiO}_4^{-1}$	ortosilicato triácido [- 1]
SiO_4^{-4}	ortosilicato [- 4]	a	$\text{H}_2\text{SiO}_4^{-2}$	ortosilicato biácido [- 2]
$\text{P}_2\text{O}_7^{-4}$	pirofosfato [- 4]	a	$\text{HP}_2\text{O}_7^{-3}$	pirofosfato ácido

Ejemplos.

1) sulfato ácido de calcio	$\text{Ca}^{+2}[\text{HSO}_4^{-1}]_2$	[+2](-2),	está equilibrada.
2) pirofosfato ácido plúmbico	$\text{Pb}^{+4}\text{HP}_2\text{O}_7^{-4}$	[+4](-4),	está equilibrada.
3) carbonato ácido de sodio	$\text{Na}^{+1}\text{HCO}_3^{-1}$	[+2](-2),	está equilibrada.
4) seleniato ácido férrico	$\text{Fe}^{+3}[\text{HSeO}_4^{-1}]_3$		
5) telurito ácido estañoso	$\text{Sn}[\text{HTeO}_3]_2$		



Actividades

Formular directamente las siguientes sales ácidas.

- carbonato ácido níqueloso
- sulfato ácido de magnesio
- ortoborato ácido estánnico
- telurato ácido manganeso
- selenito ácido de bismuto
- manganato ácido de cesio

c) Oxisales básicas [M⁺ (OH⁻¹ R⁻)]. Resultan de la sustitución parcial de los grupos hidroxilo de una base por aniones ácidos provenientes de un oxácido. En este caso se han visto que las sales formadas son estables, cuando los hidroxilo de las bases son mayores en número de los hidrógenos del ácido.

Nomenclatura. Para su nomenclatura se intercala a la palabra **básico** entre el nombre genérico y el nombre específico. Si existen más de un radical hidroxilo en la estructura se utiliza los prefijos **di** y **tri**, respectivamente.

Ejemplos. Formular directamente las siguientes sales básicas.

- | | | |
|---------------------------------------|---------------------------------|---|
| 1) sulfato di básico de calcio | $Ca^{+2}(OH^{-1})_2SO_4^{-2}$ | [+2][-3], no equilibran, para conseguirlo colocamos un 2, como subíndice en el calcio y el radical oxhidrilo. |
| | $Ca_2^{+2}(OH^{-1})_2SO_4^{-2}$ | [+4][-4], está equilibrada. |
| 2) nitrito básico ferroso | $Fe^{+2}(OH^{-1})NO_2^{-1}$ | [+2][-2], está equilibrada. |
| 3) hipoclorito básico de sodio | $Na_2^{+1}OH^{-1}ClO^{-1}$ | [+2][-2], está equilibrada. |
| 4) piroborato dibásico mangánico | $Mn_2(OH)_2B_2O_5$ | |
| 5) permanganato dibásico de aluminio | $Al(OH)_2MnO_4$ | |



Actividades

Formular las siguientes sales básicas.

- a) manganato básico de bismuto
- b) perclorato básico cúprico
- c) nitrato básico de zinc
- d) ortofosfato básico plúmbico
- e) metasilicato básico de potasio

d) Oxisales dobles o compuestas [M⁺M⁺R⁻]. Resultan de la sustitución de los hidrógenos de un oxácido por metales diferentes.

Nomenclatura. Para su nomenclatura, usualmente se intercala la palabra doble entre el nombre genérico y el nombre específico.

Para su formulación, se emplean dos métodos, los cuales explicamos a continuación.

a) Intercambio de valencias:

- 1) clorato férrico cálcico $Fe^{+3}Ca^{+2}(ClO_3^{-1})_5$ [+5][-5], equilibran.

2) sulfato cúprico amónico

$\text{Cu}^{+2}(\text{NH}_4^{+1})_2(\text{SO}_4^{-2})_2$ (+4)(-4), equilibran.

3) ortofosfato potásico cromoso

$\text{K}^{+1}\text{Cr}^{+2}\text{PO}_4^{-3}$ (+3)(-3)

b) Suma de sales neutras de cada catión:

1) $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$ clorato férrico

2) CuSO_4 sulfato cúprico

+

+

$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$ clorato de calcio

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ sulfato de amonio

$\text{FeCa}(\text{ClO}_3)_5$ clorato férrico cálcico

$\text{Cu}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ sulfato cúprico amónico



Reflexionemos sobre lo aprendido

Compartimos nuestras reflexiones en relación a la siguiente pregunta:

El salar de Uyuni es una de las reservas de minerales más importantes de nuestro país
¿Cómo debemos desarrollar una industria a partir de esos recursos no renovables?



Aplicamos nuestros conocimientos

1. Nombremos las siguientes sales haloideas, identificando si son neutras, ácidas, básicas o dobles.

	SAL HALOIDEA	NOMBRE DE LA SAL HALOIDEA
1	NH_4Cl	
2	$\text{Pb}(\text{OH})_2\text{Se}$	
3	LiBiBr_4	
4	CsHS	
5	$\text{Bi}(\text{HTe})_3$	
6	$\text{Hg}_2(\text{OH})\text{F}$	
7	AgBr	
8	CaSnS_2	

2. Nombremos las siguientes oxisales, identificando si son neutras, ácidas, básicas o dobles.

	OXISAL	NOMBRE DE LA OXISAL [NOMENCLATURA TRADICIONAL]
1	BaMnO ₄	
2	Bi(HTeO ₃) ₃	
3	MnPt(PO ₃) ₇	
4	Fe ₂ (HPO ₄) ₃	
5	[NH ₄]Sn(IO ₄) ₃	
6	Fe ₄ (As ₂ O ₇) ₃	
7	HgCo ₂ (SO ₂) ₄	
8	AgNO ₃	
9	Ag ₂ (OH)BiO ₃	
10	Zn(ClO ₄) ₂	
11	CrAl(ClO ₄) ₅	
12	Al(OH)ClO ₃	
13	Bi ₂ (SO ₄) ₃	
14	PbHPO ₄	
15	Pb(OH)NO ₃	
16	LiHCO ₃	
17	Pt(OH)PO ₄	
18	AlHP ₂ O ₇	
19	KMgPO ₄	
20	PbB ₂ O ₅	

 **Unidad temática N.º 4:**

Reacciones químicas

 **Compartamos nuestros conocimientos previos**

En nuestro cuaderno de apuntes respondemos a las siguientes preguntas y compartimos nuestras respuestas.

1. ¿Qué ocurre cuando se inflaman los combustibles?

2. ¿Qué tipo de reacciones ocurren en nuestro organismo?

3. ¿Por qué algunas reacciones químicas son lentas y algunas muy violentas? Menciones algunas.



Ampliamos nuestros conocimientos

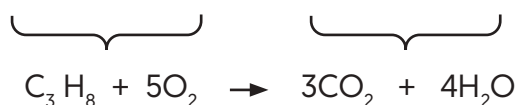
En nuestro entorno continuamente están sucediendo cambios en las sustancias; la combustión de la gasolina, la fotosíntesis, la oxidación de los metales, la transformación de los alimentos en sustancias que pueden asimilar nuestro cuerpo, etc. Reacción química es el proceso mediante el cual se producen estos cambios químicos fundamentales, transformándose en otras diferentes, ya sea por la acción de otro o por la aplicación de una energía apropiada. [QUÍMICA Y AMBIENTE 1]

óxido de calcio + agua \rightarrow hidróxido de calcio

Ecuaciones químicas. Las ecuaciones químicas se utilizan para expresar, mediante símbolos lo que ocurre durante la reacción. [FUNDAMENTOS DE QUÍMICA]

En una ecuación química, las sustancias presentes al inicio, se llaman reactivos y las sustancias que produce la reacción se llaman productos.

Cuando intervienen varias sustancias en los reactivos o aparecen varias sustancias en los productos, estos se separan por el signo más [+]. Por ejemplo, representamos mediante una ecuación la combustión del gas propano.



estos reactivos forman estos productos

Balanceo de una ecuación. En una ecuación química balanceada, el número de átomos de cada elemento representado como reactivo y como producto, deben ser iguales. Para balancear o igualar una ecuación química por tanteo o simple inspección, se debe seguir los siguientes pasos:

1. Escribir en el primer miembro las fórmulas correctas de la sustancia reaccionantes.
2. Interpretar la reacción y escribirla en el segundo miembro las fórmulas correctas de las sustancias que resultan.
3. Igualar el número de átomos de ambos miembros, por medio de coeficientes. Una vez dado este paso, se tiene la ecuación ajustada.

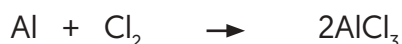
Ejemplo. Balancee por simple inspección la siguiente ecuación química:



Átomos de los reactivos	Átomos de los productos
1 átomo de Al	1 átomo de Al
2 átomos de Cl	3 átomos de Cl

Hay un átomo adicional de cloro en los productos. Esto indica que hubo reacción de más de una molécula de cloro.

Si se antepone un 2 a la molécula de AlCl_3



En los productos aparecen 6 átomos de cloro, que igualamos colocando un 3 a la molécula de cloro en los reactivos.

Al antepone el 2 a la molécula de AlCl_3 , aparece dos átomos de aluminio como producto, los cuales balanceamos colocando un 2 al aluminio como reactivo:



Átomos de los reactivos	Átomos de los productos
2 átomo de Al	2 átomo de Al
6 átomos de Cl	6 átomos de Cl



Actividades

Balancee las siguientes ecuaciones.

- a) $\text{CO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- c) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$
- d) $\text{HCl} + \text{FeS} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- e) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- f) $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$
- g) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- h) $\text{Na} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Al}$
- i) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- j) $\text{MnO} + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

Clases de reacciones químicas

Generalmente las reacciones químicas, por su mecanismo, se clasifican en:

a) Reacciones de combinación. Llamadas también de síntesis o adición, los reactivos son dos o más sustancias y el producto es otra más compleja. Ejemplo.



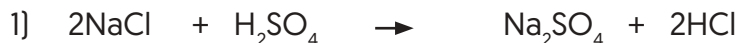
b) Reacciones de descomposición. Son aquellas en que una sola sustancia reacciona y se descompone en dos o más productos. Ejemplo.



c) Reacciones de simple desplazamiento. Son aquellas en que algún elemento de una sustancia es sustituido por otro. Ejemplo.



d) Reacciones de doble desplazamiento. Se producen cuando dos sustancias compuestas intercambian mutuamente sus átomos, como si se tratara de un cambio de parejas. Ejemplos.



Condiciones para que se efectue una reacción. Para que las sustancias reaccionen entre sí, son necesarias varias condiciones entre las más importantes citaremos: La afinidad, el contacto, el calor, la luz, la electricidad, la presión, los catalizadores, etc.

Estequiometría en la vida cotidiana

La estequiometría es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química; de estas relaciones podemos establecer que la cantidad de sustancias producidas, depende de la cantidad de los insumos o reactantes que intervienen.

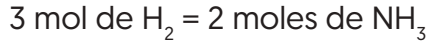
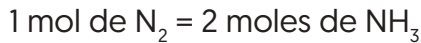
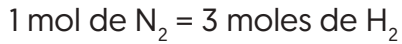
La base para poder realizar cálculos y resolver ejercicios numéricos, es que las ecuaciones químicas deben estar debidamente balanceadas o igualadas. Cada símbolo y fórmula en una ecuación significa una cantidad específica de elementos y de compuestos.

a) Relaciones entre moles. El método del mol que utilizaremos, significa que los coeficientes en una ecuación química, se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia. Por ejemplo, la reacción entre el nitrógeno y el oxígeno para producir amoníaco.



Para cálculos estequiométricos esta ecuación balanceada se puede leer como: "1 mol de nitrógeno se combina con 3 moles de hidrógeno para formar 2 moles de amoníaco".

Se puede escribir con relaciones de igualdad los moles de los reactivos entre sí, los moles de los reactivos con los productos y los moles de los productos entre sí.



Utilizando el factor unitario, las igualdades, podemos escribir en forma de razones.

$$\frac{1 \text{ mol de N}_2}{3 \text{ moles de H}_2}; \frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ moles de NH}_3}; \frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ moles de NH}_3}; \text{ y sus correspondientes recíprocos.}$$

Ejemplos de relaciones entre moles.

1) En la ecuación balanceada del HCl por el Al, hallar el número de moles de hidrógeno que se producen con 2 moles de ácido clorhídrico.



Establecemos la razón molar entre ácido clorhídrico y el hidrógeno, la directa y su recíproco.

$$\frac{6 \text{ mol de HCl}}{3 \text{ moles de H}_2}; \frac{3 \text{ mol de H}_2}{6 \text{ moles de HCl}}$$

Cantidad dada x factor de conversión = cantidad obtenida.

$$2 \text{ mol de HCl} \times \frac{3 \text{ mol de H}_2}{6 \text{ moles de HCl}} = 1 \text{ mol de H}_2$$

b) Relaciones entre moles y gramos

Ejemplo. En la ecuación planteada y balanceada. Resolver.

a) Utilizando 0,5 moles de HCl ¿Cuántos gramos de AlCl₃ obtenemos?



Calculando su peso molecular del 2AlCl₃

$$2\text{Al} = 2 \times 27,0 \text{ g} = 54,0 \text{ g}$$

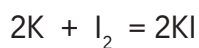
$$6\text{Cl} = 6 \times 35,5 \text{ g} = 213,0 \text{ g}$$

$$267,0 \text{ g PM}$$

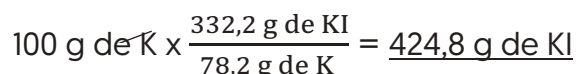
$$0,5 \text{ mol de HCl} \times \frac{267,0 \text{ g de AlCl}_3}{6 \text{ moles de HCl}} = 22,25 \text{ g de AlCl}_3$$

c) Relaciones entre gramos

Ejemplo. La obtención del yoduro de potasio a partir de sus elementos la representamos mediante la siguiente ecuación balanceada. Calcular cuántos gramos de KI obtenemos a partir de 100 g de K.



Obtenemos el factor de conversión en gramos del 2K y 2KI.



Actividades

Resuélvelos en tu cuaderno de apuntes.

1. ¿Cuando podemos afirmar que una ecuación química es estequiométrica?
2. En la siguiente ecuación química balanceada, escribe las relaciones molares de todos los pares de sustancias que intervienen en las reacciones químicas, más sus recíprocos.



Reflexionemos sobre lo aprendido

¿Por qué es importante la medición de los insumos para producir algún producto determinado?

¿Cómo aplicaríamos la estequiometría para realizar el doble y el triple de una receta de comida o de galletas?



Aplicamos nuestros conocimientos

1) En la siguiente ecuación química balanceada. Hallar:



- a) ¿Cuántos moles de Br_2 se necesita para que reaccione con un mol de $MnCl_2$?
- b) ¿Cuántos moles de NH_4OH se necesitan para que reaccionen con tres moles de Br_2 ?
- c) ¿Cuántos moles de NH_4Br obtenemos cuando se producen dos moles de MnO_2 ?

d) Cuántos moles de MnCl_2 se necesitan para producir 6 moles de NH_4Cl ?

2) En la siguiente ecuación química balanceada. Hallar:



a) ¿Cuántos moles de H_2SO_4 se necesitan para obtener 156 g de Na_2SO_4 ?

b) ¿Cuántos moles de agua se producen a partir de 33,8 g de H_2SO_4 ?

c) ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio, NaOH , se necesitan para producir 250 gramos de agua?

d) ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio reaccionan con dos moles de H_2SO_4 ?

3) La siguiente ecuación representa la combustión del etano, en ella hallar:



a) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se pueden obtener con 180 g de etano?

b) ¿Cuántos moles de agua se pueden obtener con esa cantidad de etano?

c) ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para obtener 4 moles de dióxido de carbono?

d) ¿Cuántos moles de etano se necesitan para obtener 12 moles de agua?

TABLA DE VALENCIAS DE LOS PRINCIPALES METALES

Metales con una sola valencia

Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia
Litio	Li	+1	Calcio	Ca	+2	Aluminio	Al	+3
Sodio	Na	+1	Zinc	Zn	+2	Galio	Ga	+3
Potasio	K	+1	Bario	Ba	+2	Indio	In	+3
Rubidio	Rb	+1	Radio	Ra	+2			
Cesio	Cs	+1	Estroncio	Sr	+2			
Plata	Ag	+1	Magnesio	Mg	+2			
Francio	Fr	+1	Cadmio	Cd	+2			
Amonio*	NH4	+1	Berilio	Be	+2			

* Radical

Metales con una sola valencia

Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia
Mercurio	Hg	+1, +2	Oro	Au	+1, +3	Hierro	Fe	+2, +3
Cobre	Cu	+1, +2	Talio	Tl	+1, +3	Níquel	Ni	+2, +3
						Cobalto	Co	+2, +3

Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia	POLIVALENTES	
Estaño	Sn	+2, +4	Bismuto	Bi	+3, [+5]	Titanio	Ti +2+3 (+4)
Plomo	Pb	+2, +4				Cromo	Cr +2+3 (+6)
Platino	Pt	+2, +4				Manganeso	Mn +2+3(+4+6+7)
Paladio	Pd	+2, +4				Molibdeno	Mo +2+3(+4+5+6)
						Wolframio	W +2+3(+4+5+6)
						Uranio	U +3 (+4+5+6)
						Vanadio	V +2+3 (+4+5)

[**] Con las valencias entre los paréntesis se comporta como *nometal*

Tabla de valencias de los principales nometales

HALÓGENOS			ANFÍGENOS		
Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia
Flúor	F	- 1	Oxígeno	O	- 2
Cloro	Cl	- 1 +1 +3 +5 +7	Azufre	S	- 2 +2 +4 +6
Bromo	Br	- 1 +1 +3 +5 +7	Selenio	Se	- 2 +4 +6
Iodo	I	- 1 +1 +3 +5 +7	Teluro	Te	- 2 +4 +6

NITROGENOIDES			CARBONOIDES		
Elemento	Símbolo	Valencia	Elemento	Símbolo	Valencia
Nitrógeno	N	- 3 +3 +5	Carbono	C	- 4 +2 +4
Fósforo	P	- 3 +3 +5	Silicio	Si	- 4 +4
Arsénico	As	- 3 +3 +5			
Antimonio	Sb	- 3 +3 +5			
Boro	B	- 3 +3			

Principales oxaniones para formar sales oxisales

HIPOCLORITO	ClO^{-1}	MANGANATO	MnO_4^{-2}
CLORITO	ClO_2^{-1}	PERMANGANATO	MnO_4^{-1}
CLORATO	ClO_3^{-1}	METAFOSFITO	PO_2^{-1}
PERCLORATO	ClO_4^{-1}	METARSENITO	AsO_2^{-1}
HIPOBROMITO	BrO^{-1}	METANTIMONITO	SbO_2^{-1}
BROMITO	BrO_2^{-1}	METABORATO	BO_2^{-1}
BROMATO	BrO_3^{-1}	METAFOSFATO	PO_3^{-1}
PERBROMATO	BrO_4^{-1}	METARSENIATO	AsO_3^{-1}
HIPOIODITO	IO^{-1}	METANTIMONIATO	SbO_3^{-1}

IODITO	IO_2^{-1}	METASILICATO	SiO_3^{-2}
IODATO	IO_3^{-1}	PIROFOSFITO	$\text{P}_2\text{O}_5^{-4}$
PERIODATO	IO_4^{-1}	PIROARSENITO	$\text{As}_2\text{O}_5^{-4}$
SULFITO	SO_3^{-2}	PIROANTIMONITO	$\text{Sb}_2\text{O}_5^{-4}$
SULFATO	SO_4^{-2}	PIROBORATO	$\text{B}_2\text{O}_5^{-4}$
SELENITO	SeO_3^{-2}	PIROFOSFATO	$\text{P}_2\text{O}_7^{-4}$
SELENIATO	SeO_4^{-2}	PIROARSENIATO	$\text{As}_2\text{O}_7^{-4}$
TELURITO	TeO_3^{-2}	PIROANTIMONIATO	$\text{Sb}_2\text{O}_7^{-4}$
TELURATO	TeO_4^{-2}	ORTOFOSFITO	PO_3^{-3}
NITRITO	NO_2^{-1}	ORTOARSENITO	AsO_3^{-3}
NITRATO	NO_3^{-1}	ORTOANTIMONITO	SbO_3^{-3}
CARBONATO	CO_3^{-2}	ORTOBORATO	BO_3^{-3}
BISMUTATO	BiO_3^{-1}	ORTOFOSFATO	PO_4^{-3}
CROMATO	CrO_4^{-2}	ORTOARSENIATO	AsO^{-3}
DICROMATO	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$	ORTOANTIMONIATO	SbO_4^{-3}
MANGANITO	MnO_3^{-2}	ORTOSILICATO	SiO_4^{-4}

Principales radicales halogénicos para formar sales haloideas

FLUORURO	F^{-1}	SULFURO	S^{-2}
CLORURO	Cl^{-1}	SELENIURO	Se^{-2}
BROMURO	Br^{-1}	TELURURO	Te^{-2}
IODURO	I^{-1}	CIANURO	CN^{-1}



Unidad temática N.º 5:

El mundo de la mecánica del movimiento



Compartamos nuestros conocimientos previos

En nuestro cuaderno de apuntes, responderemos a las siguientes preguntas y compartiremos nuestras respuestas con nuestros compañeros.

- 1) ¿Qué tipos o clases de movimientos podemos observar en nuestro entorno? Mencionemos.
- 2) ¿Qué aspectos debemos considerar para estudiar el movimiento de un objeto?



Ampliamos nuestros conocimientos

Mecánica. La Mecánica, como rama de la Física, se dedica al examen del estado de equilibrio y movimiento de los cuerpos, así como a la investigación de las causas que los generan, estableciendo las leyes que gobiernan estos estados. Según la naturaleza del análisis, la Mecánica se subdivide en tres áreas: Estática, Cinemática y Dinámica.

La estática. Su enfoque se centra en cuerpos que se encuentran en reposo o equilibrio, incluso cuando están sometidos a diversas fuerzas.

La cinemática. Su campo de estudio abarca el movimiento y desplazamiento de los cuerpos en relación con el tiempo, sin considerar las causas que lo provocan.

La dinámica. Se ocupa de investigar tanto el movimiento en sí como las causas que lo generan.

Principios para describir el movimiento

El movimiento se caracteriza como un suceso físico que consiste en el cambio de posición de los cuerpos en el espacio, con relación al tiempo y a un punto de referencia específico. Cuando nos adentramos en el estudio del movimiento, dentro del ámbito de la cinemática, es esencial considerar los elementos fundamentales, que son el espacio, el tiempo y el objeto en movimiento. La Cinemática Clásica opera bajo la suposición de la existencia de un espacio y un tiempo absolutos, permitiendo que el tiempo se represente como una variable real.

Tipos de movimiento

Dependiendo de cómo se desplace un punto o un cuerpo, es posible identificar diferentes tipos de movimiento:

En función de la trayectoria del punto:

- Movimiento rectilíneo: El punto sigue una línea recta en su trayectoria.
- Movimiento curvilíneo: El punto traza una curva, modificando su dirección a medida que se desplaza. Ejemplos específicos de movimiento curvilíneo incluyen el movimiento circular y trayectorias elípticas o parabólicas.

En función de la dirección del movimiento. Si la dirección del movimiento cambia, se clasifica como alternativo cuando ocurre a lo largo de una trayectoria rectilínea, o pendular si ocurre a lo largo de una trayectoria circular (como un arco de circunferencia).

En función de la velocidad:

- Movimiento uniforme: La velocidad de desplazamiento permanece constante.
- Movimiento uniformemente variado: La aceleración es constante, como sucede con los cuerpos en caída libre bajo la influencia de la gravedad.

Movimiento uniforme rectilíneo (MRU)

El que realiza un móvil que recorre espacios iguales en tiempos iguales sobre una línea recta. El movimiento rectilíneo uniforme se caracteriza por:

- Movimiento que se realiza sobre una línea recta.
- Velocidad constante; implica magnitud y dirección constantes.
- La magnitud de la velocidad recibe el nombre de celeridad o rapidez.
- Sin aceleración.

Velocidad, distancia y tiempo

Concepto de velocidad. Se refiere a la alteración que sufre el vector velocidad durante un periodo de tiempo determinado. Esta magnitud es de naturaleza vectorial, ya que tiene tanto dirección como magnitud.

$$v = \frac{d}{t} \text{ ①} \quad \text{Donde: } v = \text{velocidad; } d = \text{distancia o espacio; } t = \text{tiempo transcurrido.}$$

$$\text{Luego: } d = vt \text{ ②} \text{ y } t = \frac{d}{v} \text{ ③}$$

La **velocidad**, siendo una cantidad vectorial, se expresa mediante flechas que señalan la dirección y sentido del desplazamiento de un objeto.

Unidades. Su unidad de medida en el Sistema Internacional [S.I.] es el **metro por segundo (m/s)**, un múltiplo de la velocidad es el kilómetro por hora [km/h].

En otros sistemas podemos mencionar: **milla por hora (milla/h)**, **pie por segundo (pie/s)**; todo lo que implique la relación distancia tiempo puede ser unidad de velocidad.

Equivalencias entre unidades de longitud

$$1 \text{ metro (1 m)} = 100 \text{ cm} = 1000 \text{ mm}$$

$$1 \text{ kilómetro (1 Km)} = 1000 \text{ m}$$

$$1 \text{ milla terrestre} = 1609 \text{ m} = 1,609 \text{ Km}$$

$$1 \text{ milla náutica} = 1852 \text{ m} = 1,852 \text{ Km}$$

$$1 \text{ pie (1 ft)} = 12 \text{ pulgadas} = 30,48 \text{ cm}$$

$$1 \text{ pulgada (1 inch)} = 2,54 \text{ cm}$$

Equivalencias entre unidades de tiempo

$$1 \text{ día} = 24 \text{ horas} = 86400 \text{ segundos}$$

$$1 \text{ hora} = 60 \text{ minutos} = 3600 \text{ segundos}$$

$$1 \text{ minuto} = 60 \text{ segundos}$$

Factores de conversión entre unidades. Todas las equivalencias o igualdades, entre las unidades; también se lo puede representar mediante factores de conversión, es decir, en lugar de igualdades las podemos representar mediante razones. Ejemplos:

$$\text{a) } 1 \text{ Km} = 1000 \text{ m} \quad \frac{1 \text{ Km}}{1000 \text{ m}}, \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ Km}}$$

$$\text{b) } 1 \text{ pie} = 12 \text{ inch} \quad \frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ inch}}, \frac{12 \text{ inch}}{1 \text{ pie}}$$

$$\text{c) } 1 \text{ día} = 24 \text{ h} \quad \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}}, \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}}$$

$$\text{d) } 1 \text{ h} = 3600 \text{ seg} \quad \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ seg}}, \frac{3600 \text{ seg}}{1 \text{ h}}$$



Ejercicios de aplicación

Realiza las siguientes conversiones

- 1) Representar 5.83 pulgadas en metros.
- 2) Convertir 17986 segundos en horas.
- 3) Convertir 62 kilómetros por hora [km/h] en metros por segundo [m/s].
- 4) Expresar 19.36 pies en metros.
- 5) Expresar 200 millas/h a pies/s

Problemas resueltos del MRU, para analizar y comprobar

Problema 1. Un vehículo se mueve a velocidad constante de 90 km/h por una carrera recta.

- a. ¿qué distancia recorre en 2 horas?
- b. ¿qué distancia recorre por segundo?
- c. ¿cuánto tardará en recorrer 10km?

Datos: a) $v = 90 \text{ km/h}$, $d = ?$ $t = 2 \text{ h}$

Solución. Reemplazamos los datos en la ecuación $d = vt$ (2)

$$d = 90 \frac{\text{km}}{\text{h}} \times 2 \text{ h} = \underline{180 \text{ km}}$$

c) Datos: $t =$: 90 km/h

La velocidad de la luz en el vacío es $c = 300\,000$ km/s. La luz del Sol

i

a distancia del Sol a la Tierra es de $149\,700\,000$ m, es decir, casi 150



Ejercicios de aplicación

Resuelve los siguientes problemas

1. La velocidad del sonido es 340 m/s, se toma como unidad de velocidad de los aviones y se llama "MACH". Un avión es supersónico cuando su velocidad es superior a un MACH. Si un avión vuela a 700 Km/h ¿es supersónico?

Empty light blue rounded rectangular box for the student's answer.

2. Dos pueblos que distan 12 km están unidos por una carretera recta. Un ciclista viaja de un pueblo al otro con una velocidad constante de 10 m/s. Calcula el tiempo que emplea.

3. Juan sale de su casa y recorre en línea recta los 200 metros, hasta la tienda, a una velocidad constante de 2 m/s. Permanece en la tienda durante 2 minutos y regresa a casa a una velocidad constante de 4 m/s

a) ¿cuál ha sido el desplazamiento?

b) ¿qué espacio ha recorrido?

4. Dos trenes parten desde dos ciudades, separadas 500 km en línea recta. El tren A tiene una velocidad de 180 km/h. El tren B, sale 1 hora más tarde, en sentido contrario, con una velocidad de 200 km/h.

a) ¿Cuánto tiempo tardarán en encontrarse?

b) ¿Dónde se encontrarán?

c) ¿Cuánta distancia recorre cada uno?

5. Un camión de carga viaja, recorriendo una distancia de 500 millas, si el viaje tarda 8 h. ¿Cuál será su velocidad media?

6. Juan se desplaza en su coche al pueblo a comprar; su esposa llama para preguntarle si tardará mucho en llegar, 12 minutos después llega Juan a su casa. ¿A qué distancia de la casa se encontraba Juan cuando recibió la llamada? Tomemos en cuenta que el auto de Juan llevaba una velocidad de 120 km/h.

7. Un móvil se desplaza con movimiento rectilíneo uniforme, ¿cuánto tardará en recorrer 258 km si se desplaza con una velocidad de 86 km/h?

8. Un auto recorre una distancia dada con una velocidad de 48 km/h. ¿Cuál será la velocidad de otro auto, si el tiempo que emplea en recorrer la misma distancia es $\frac{2}{3}$ del tiempo empleado por el primero?

9. Un ciclista se encuentra a 46,4 km de su domicilio, en donde quiere estar a las 20:00 horas de la noche. ¿A qué hora debe partir si recorre 16 km/h?

10. ¿Qué tiempo necesita un barco para pasar el canal de Suez, que tiene 162 km de largo, sabiendo que la velocidad reglamentaria es de 5 nudos? 1 nudo = 1852 m/h

Movimiento uniforme variado (MUV)

Aceleración. Es el cambio que experimenta el vector velocidad en un intervalo de tiempo específico. Esta es una cantidad que posee dirección y magnitud en el ámbito vectorial.

Sea v_0 = la velocidad inicial, en el instante $t = 0$ de un móvil. Si éste aumenta o disminuye uniformemente su velocidad a partir de aquella, en el instante t su velocidad es v_f , de manera que el módulo de la aceleración constante del movimiento es:

$$a = \frac{v_f - v_0}{t} = \frac{\text{variación de velocidad}}{\text{intervalo de tiempo}} \quad (4)$$

Donde: a = aceleración;
 v_0 = velocidad inicial
 v_f = velocidad final
 t = tiempo transcurrido

Unidades de aceleración

Sistema Internacional [SI] : m/s², pie/s², m/min², Km/h², etc.

Por tanto: $v_f = v_0 + at$ (5)

Como la aceleración es constante, la velocidad media v_m es,

$$v_m = \frac{v_0 + v_f}{2} \quad (6)$$

Y el espacio recorrido en el tiempo t es, $d = v_m t$

$$d = \frac{v_0 + v_f}{2} t \quad (7)$$

Sustituyendo $v_f = v_0 + at$ (5) en (7) $d = \frac{v_0 + v_f}{2} t = \frac{v_0 + (v_0 + at)}{2} t$

$$\text{O sea, } d = v_0 t + \frac{1}{2} at^2 \quad (8)$$

De (4) $t = \frac{v_f - v_0}{a}$; sustituyendo en (7), $d = \left(\frac{v_0 + v_f}{2}\right) \left(\frac{v_f - v_0}{a}\right) = \frac{v_f^2 - v_0^2}{2a}$

De donde: $v_f^2 = v_0^2 + 2ax$ (9)

Si el móvil parte del reposo, la velocidad inicial $v_0 = 0$ y las ecuaciones (5), (8) y (9) se transforman en:

$$v_f = at \quad (10) \quad d = \frac{1}{2} at^2 \quad (11) \quad v_f^2 = 2ad \quad (12) \quad \text{cuando } v_0 = 0$$

Aceleración de la gravedad (g). La aceleración de un cuerpo en caída libre (despreciando la resistencia del aire) es constante para cada lugar de la tierra y varía relativamente poco de unos puntos a otros. Su valor aproximado es:

$$g = 9,8 \text{ m/s}^2$$

Movimiento vertical. Las ecuaciones del movimiento de aceleración constante se pueden aplicar al movimiento de los cuerpos en caída libre sin más que sustituir g por a . Consideramos: $+g$ a los movimientos de arriba hacia abajo, y $-g$ a los movimientos de abajo hacia arriba.

Problemas de proyectiles. Pueden resolverse fácilmente si se desprecia el rozamiento del aire. El movimiento consta de dos partes independientes: Movimiento horizontal $v_x = v_0(\cos \alpha)$ y movimiento vertical $v_y = v_0(\sin \alpha)$

Responder a las preguntas en el cuaderno de apuntes

1. ¿Qué es aceleración?
2. ¿Cuáles son las unidades de aceleración?
3. Escriba la ecuación de la aceleración
4. Escriba la ecuación de la velocidad media
5. Escriba la ecuación de la distancia o espacio
6. Escriba la ecuación de la velocidad cuadrática
7. ¿Qué ecuaciones y cómo se modifican cuando la velocidad inicial es igual a cero?
8. ¿Qué es el movimiento vertical?
9. ¿Qué es la aceleración de la gravedad?
10. ¿Cuál es el valor de la aceleración de la gravedad?

Problemas resueltos del MRUV , para analizar y comprobar

Problema 1. Un cuerpo se mueve, partiendo del reposo, con una aceleración constante de 8 m/s^2 . Calcular:

- a) la velocidad que tiene al cabo de 5 s,
- b) la distancia recorrida, desde el reposo, en los primeros 5 s.

Datos:

$$v_i = 0 \text{ [m/s]}$$

$$a = 8 \text{ [m/s}^2\text{]}$$

$$v_f = v_0 + at = 0 \text{ [m/s]} + 8 \text{ [m/s}^2\text{]} \times 5 \text{ [s]} = 40 \text{ m/s}$$

$$d = v_0 t + at^2/2 = 0 \text{ [m/s]} \times 5 \text{ [s]} + 8 \text{ [m/s}^2\text{]} \times [5 \text{ [s]}]^2 / 2 = \mathbf{100 \text{ m}}$$

Respuesta. a) la velocidad al cabo de 5 s es 40 m/s

b) La distancia recorrida es de 100 m

Problema 2. La velocidad de un vehículo aumenta uniformemente desde 15 km/h hasta 60 km/h en 20 s. Calcular a) la velocidad media en km/h y en m/s, b) la aceleración, c) la distancia, en metros, recorrida durante este tiempo. Recuerde que para transformar de km/h a m/s hay que dividir por 3,6.

Datos:

$$V_i = 15 \text{ [km/h]} = 4,167 \text{ [m/s]}$$

$$V_f = 60 \text{ [km/h]} = 16,67 \text{ [m/s]}$$

$$t = 20 \text{ [s]}$$

$$a = [v_f - v_0]/t = [16,67 \text{ [m/s]} - 4,167 \text{ [m/s]}]/20 \text{ [s]} = \mathbf{0,625 \text{ m/s}^2}$$

$$d = v_0 t + at^2/2 = 4,167 \text{ [m/s]} \times 20 \text{ [s]} + 0,625 \text{ [m/s}^2] \times [20 \text{ [s]}]^2 / 2 = \mathbf{208,34 \text{ m}}$$

Respuesta. a) La velocidad media es de 0,625 m/s²

b) La aceleración es de 0,625 m/s²

c) La distancia recorrida es de 108,34 m

Problema 3. Un vehículo se desplaza a una velocidad de 15 m/s aumenta su velocidad a razón de 1 m/s cada segundo. a) Calcular la distancia recorrida en 6 s. b) Si disminuye su velocidad a razón de 1 m/s cada segundo, calcular la distancia recorrida en 6 s y el tiempo que tardará en detenerse.

Datos:

$$v_i = 15 \text{ [m/s]}$$

$$a = 1 \text{ [m/s}^2]$$

$$\text{a) } d = v_0 t + at^2/2 = 15 \text{ [m/s]} \times 6 \text{ [s]} + 1 \text{ [m/s}^2] \times [6 \text{ [s]}]^2/2 = \mathbf{108 \text{ m}}$$

$$\text{b) } d = v_0 t + at^2/2 = 15 \text{ [m/s]} \times 6 \text{ [s]} + 1 \text{ [m/s}^2] \times [-6 \text{ [s]}]^2/2 = \mathbf{72 \text{ m}}$$

$$t = [v_f - v_0] / a = [0 \text{ [m/s]} - 15 \text{ [m/s]}] / [-1 \text{ [m/s}^2]] = \mathbf{15 \text{ [s]}}$$

Respuesta. a) La distancia recorrida en 6 s es 108 m

b) La distancia que recorre es de 72 m y el tiempo que tarda en detenerse es 15 s

Problema 4. Un móvil que lleva una velocidad de 8 m/s, acelera uniformemente su marcha de forma que recorre 640 m en 40 s. Calcular: a) La velocidad durante los 40 s. b) La velocidad final. c) El incremento de velocidad en el tiempo dado. d) La aceleración.

Datos:

$$v_i = 8 \text{ [m/s]}$$

$$d = 640 \text{ [m]}$$

$$t = 40 \text{ [s]}$$

$$\text{a) } v = d/t = 640 \text{ [m]}/40 = \mathbf{16 \text{ m/s}}$$

$$b) v = (v_f + v_0) / 2, \text{ entonces, } v_f = 2v - v_0 = 2 \times 16 \text{ [m/s]} - 8 \text{ [m/s]} = \mathbf{24 \text{ m/s}}$$

$$c) v_f - v_0 = 24 \text{ [m/s]} - 8 \text{ [m/s]} = \mathbf{16 \text{ [m/s]}}$$

$$d) a = (v_f - v_0) / t = [24 \text{ [m/s]} - 8 \text{ [m/s]}] / 40 \text{ [s]} = \mathbf{0,4 \text{ m/s}^2}$$

Respuesta. a) La velocidad durante los 40 s es de 16 m/s

b) La velocidad final es de 24 m/s

c) el incremento de la velocidad es de 16 m/s

d) La aceleración es de 0,4 m/s²

Problema 5. Si se deja caer una piedra desde la terraza de un edificio y se observa que tarda 6 s en llegar al suelo. Calcular: a) A qué altura estaría esa terraza. b) Con qué velocidad llegaría la piedra al piso. Usar $g = 9,8 \text{ m/s}^2$.

Datos:

$$t = 6 \text{ s}$$

Ecuaciones:

$$1) h = g.t^2/2$$

$$2) V_f = g.t$$

Solución:

a. De la ecuación [1]:

$$h = [9,8 \text{ m/s}^2].[6 \text{ s}]^2/2$$

$$\mathbf{h = 176,4 \text{ m}}$$

b. De la ecuación [2]:

$$V_f = [9,8 \text{ m/s}^2].[6 \text{ s}]$$

$$\mathbf{V_f = 58,8 \text{ m/s}}$$

Respuesta. a) Está a una altura de 176,4 m

b) La velocidad con la que llega al piso es de 58,8 m/s

Problema 6. Un cohete, es lanzado, con una velocidad inicial de 500 m/s. Calcular: a) La altura máxima que pueda alcanzar. b) El tiempo que emplea en alcanzar esa altura. c) La velocidad instantánea al final de 60 s. d) ¿En qué tiempo alcanzará una altura de 10 km?

Datos. a)

$$v_i = 500 \text{ m/s} \quad h = ? \quad v_f = 0 \quad a = -g \quad g = -9,8 \text{ m/s}^2$$

Podemos utilizar la ecuación ⑨ $v_f^2 = v_0^2 + 2ax$ y considerar que, cuando el proyectil alcanza su máxima altura su $v_f = 0$ y además la x de la ecuación $x = h$.

$$v_f^2 = v_0^2 + 2gh \quad \text{reemplazando datos tenemos: } 0 = 500^2 + 2(-9,8)h. \text{ Despejamos } h$$

$$h = \frac{500^2}{2(9,8)} \quad \text{operando tenemos: } h = \frac{250000}{19,6} \quad \mathbf{h = 12755 \text{ m} = 12,8 \text{ km}}$$

Datos. b):

$$v_f = 0 \quad t = ? \quad v_i = 500 \text{ m/s} \quad a = g = -9,8 \text{ m/s}^2$$

Podemos emplear la ecuación $(5) v_f = v_o + at$ reemplazando datos tenemos.

$$v_f = v_o + at \quad 0 = 500 \frac{\text{m}}{\text{s}} + (-9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2})t \quad \text{despejando tiempo tenemos.}$$

$$t = \frac{500 \text{ m/s}}{9,8 \text{ m/s}^2} = \underline{51,02 \text{ s}}$$

Datos. c) $t = 60 \text{ s}$ $v_f = ?$

Utilizamos la ecuación $v_f = v_o + at$ (5) reemplazando datos tenemos.

$$v_f = 500 \frac{\text{m}}{\text{s}} + (-9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}) 60 \text{ s} \quad \text{operando tenemos} \quad v_f = 500 \frac{\text{m}}{\text{s}} - 588 \frac{\text{m}}{\text{s}} = -88 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Datos. d) $t = ?$ $h = 10 \text{ km} = 10\,000 \text{ m}$

Utilizamos la ecuación $d = v_o t + \frac{1}{2} at^2$ (8) Reemplazando datos tenemos.

$$10000 \text{ m} = (500 \frac{\text{m}}{\text{s}})t + \frac{1}{2} (-9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2})t^2 \quad \text{reduciendo lo convertimos en una ecuación cuadrática de la forma. } 4,9 t^2 - 500 t + 10000 = 0$$

$$\text{Llevando a la fórmula tenemos. } x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$\text{Reemplazando datos obtenemos. } t = \frac{500 \pm \sqrt{(-500)^2 - 4(4,9)(10000)}}{2(4,9)}$$

$$t = \frac{500 \pm \sqrt{54000}}{9,8} \quad t = \frac{500 \pm 232,4}{9,8}$$

$$t_1 = \frac{500 - 232,4}{9,8} = 27,3 \text{ s} \quad \text{(tiempo de ascenso a 10 km)}$$

$$t_2 = \frac{500 + 232,4}{9,8} = 74,7 \text{ s} \quad \text{(tiempo de descenso a 10 km)}$$

Respuesta. a) La altura máxima alcanzada es de 12755 m

b) El tiempo que emplea en alcanzar esa altura es de 51,02 s

c) La velocidad instantánea al cabo de 60 s es de -88 m/s

d) El tiempo que tarda en alcanzar dicha altura es de 27, s de subida y 74,7 en bajada.



Ejercicios de aplicación

Realiza las siguientes conversiones

1. Un vehículo se desplaza a una velocidad de 45 km/h, aplica los frenos y al cabo de 5 s reduce su velocidad a 15 km/h. Calcular a) la aceleración y b) la distancia recorrida durante los cinco segundos.

Respuesta. a) $-1,67 \text{ [m/s}^2]$ **b)** $41,625 \text{ [m]}$

2. Un tren reduce uniformemente su velocidad de 12 m/s a 5 m/s. Sabiendo que durante ese tiempo recorre una distancia de 100 m, calcular a) la aceleración y b) la distancia que recorre a continuación hasta detenerse suponiendo la misma aceleración.

Respuesta. a) $-0,595 \text{ [m/s}^2]$ **b)** 121 [m]

3. Un móvil que lleva una velocidad de 10 m/s acelera a razón de 2 m/s². Calcular: a) El incremento de velocidad durante 1 min. b) La velocidad al final del primer minuto. c) La velocidad media durante el primer minuto. d) El espacio recorrido en 1 minuto.

Respuesta. a) 120 [m/s] b) 130 [m/s] c) 70 [m/s] d) 4.200 [m]

4. Se deja caer un objeto desde una altura desconocida, después de transcurridos unos seis segundos el objeto toca el suelo. Calcular:

- a) ¿La altura desde que se dejó caer el objeto?
b) ¿A qué velocidad llegó al suelo?

Respuesta. a) 176,6 m b) 58,8 m/s

5. Se deja caer una pelota desde la punta de un edificio de 40 metros de altura, supongamos que no existe la resistencia del viento.

- a) ¿Cuánto tardó la pelota en llegar al piso?
b) ¿Con que velocidad llegó?

Respuesta. a) 2,85 s b) 27,93 m/s

6. Un cañón dispara un proyectil con una velocidad inicial de 360 m/s y un ángulo de elevación de 30°, sobre la horizontal. Calcular: a) La altura máxima que alcanza el proyectil. b) El tiempo de vuelo del proyectil hasta llegar a tierra. c) El alcance máximo horizontal.

Respuesta. a) 1653,06 m b) 36,73 s c) 11452,74 m

Movimiento circular

Se produce cuando un objeto sigue una ruta circular, manteniendo su velocidad constante, de modo que en intervalos de tiempo iguales, recorre distancias equivalentes a lo largo de la trayectoria.

Desplazamiento angular (θ) Expresado en: radianes, grados o revoluciones.

Equivalencias: 1 rev = 360° = 2π rad

$$1 \text{ rad} = 57,3^\circ$$

Frecuencia (f) La frecuencia es la cantidad de vueltas que se realizan en la unidad de tiempo.

$$f = \frac{\text{número de vueltas}}{\text{tiempo}} \quad 1 \text{ hertz} = \frac{1 \text{ vuelta}}{1 \text{ s}}$$

Periodo (T) El período mide el tiempo que tarde en dar una vuelta completa. y se mide en segundos. Es la inversa de la frecuencia.

$$T = \frac{1}{f} \quad f = \frac{1}{T}$$

Velocidad angular (ω) La velocidad angular es el cociente entre el ángulo descrito y el intervalo de tiempo en que se describe.

$$\omega = \frac{\theta}{t}$$

UNIDADES. rad/s grados/s rev/min [rpm]

Aceleración angular (α) Es el cociente entre la variación experimentada por la velocidad angular y el intervalo de tiempo en que se produce.

$$\alpha = \frac{\omega_f - \omega_o}{t}$$

UNIDADES. Rad/s² grados/s² rev/min²

Ecuaciones del movimiento angular uniformemente variado

Velocidad angular media. $\bar{\omega} = \frac{1}{2}(\omega_o + \omega_f)$ ①

Desplazamiento angular. $\theta = \bar{\omega}t$ ②

Velocidad angular final. $\omega_f = \omega_o + \alpha t$ ③

Velocidad angular cuadrática. $\omega_o^2 + 2\alpha\theta$ ④

Desplazamiento angular. $\theta = \omega_o t + \frac{1}{2}\alpha t^2$ ⑤

Velocidad tangencial (v) Llamada también velocidad lineal, es la longitud circular que recorre el móvil en la unidad de tiempo. Las relaciones entre medidas angulares y tangenciales son: $d = \theta r$ $v = \omega r$ $a = \alpha r$

Responder a las preguntas en el cuaderno de apuntes:

1. ¿Qué es el movimiento circular uniforme?
2. ¿Qué es el desplazamiento angular y en que se expresa?
3. ¿Qué es la frecuencia?
4. ¿Qué es el periodo?
5. ¿Qué es la velocidad angular y cuales sus unidades?
6. ¿Qué es la aceleración angular y cuales sus unidades?
7. ¿Qué es la velocidad tangencial?

Problemas resueltos del MRUV , para analizar y comprobar

Problema 1. Un motor gira con una frecuencia constante de 360 rpm. Hallar:

a) El periodo de rotación en segundos.

b) La frecuencia angular en rad/s

a) Datos. Vueltas = 360 tiempo = 1 minuto = 60 segundos $T = ?$

Para emplear la ecuación del periodo (T), primero calculamos la frecuencia (f)

$$f = \frac{\text{número de vueltas}}{\text{tiempo}} = \frac{360 \text{ rev.}}{60 \text{ s}} = 6 \text{ rev/s}$$

ahora utilizamos la ecuación. $T = \frac{1}{f}$, $T = \frac{1}{6} \text{ s}$

b) Partimos de la solución de $f = 6 \text{ rev/s}$, utilizamos el factor de conversión $1 \text{ rev} = 2\pi \text{ rad}$

$f = 6 \text{ rev/s} \times 2\pi \text{ rad/1 rev}$, operando tenemos. $f = 12 \pi \text{ rad/s}$

Respuesta. a) El periodo de rotación es de $1/6 \text{ s}$

b) La frecuencia angular es de $12 \pi \text{ rad/s}$

Problema 2. Una rueda gira a 900 rev/min . Hallar:

a) La velocidad angular en rad/s

b) La velocidad lineal o tangencial, si distancia del borde al centro es de 20 cm .

a) Datos. $\omega = 900 \frac{\text{rev}}{\text{min}}$ Realizamos la conversión

$$\omega = 900 \frac{\text{rev}}{\text{min}} \times \frac{2\pi \text{ rad}}{1 \text{ rev}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 94,2 \frac{\text{rad}}{\text{s}}$$

Respuesta. La velocidad angular es $94,2 \frac{\text{rad}}{\text{s}}$

b) Datos. $v = ?$ $\omega = 94,2 \frac{\text{rad}}{\text{s}}$ radio = $20 \text{ cm} = 0,20 \text{ m}$

Aplicamos la fórmula $v = \omega r$ reemplazando datos $v = 94,2 \frac{\text{rad}}{\text{s}} \times 0,20 \text{ m} = 18,84 \text{ m/s}$

Respuesta. a) La velocidad angular es $94,2 \text{ rad/s}$

b) La velocidad lineal o tangencial es de $18,84 \text{ m/s}$

Problema 3. Un motor cambia de 300 rpm a 225 rpm , en 1 minuto . ¿Cuánto tiempo tardará el motor en detenerse?

Datos. $\omega_o = 300 \text{ rpm}$ $\omega_f = 225 \text{ rpm}$ $t = 1 \text{ min}$

Utilizamos la ecuación $\alpha = \frac{\omega_f - \omega_o}{t}$ para hallar la aceleración. Reemplazando datos.

$$\alpha = \frac{225 \text{ rpm} - 300 \text{ rpm}}{1 \text{ min}} = -75 \text{ rev/min}^2$$

Utilizamos la ecuación $\omega_f = \omega_o + \alpha t$ (3), pero $\omega_f = 0$ [cuando se detiene], despejamos t

$$t = \frac{\omega_o}{\alpha}, \text{ reemplazando datos tenemos. } t = \frac{300 \text{ rpm}}{75 \text{ rev/min}^2} = 4 \text{ min}$$

Respuesta. El motor se detiene en 4 min



Reflexionemos sobre lo aprendido

Compartimos nuestras reflexiones con los compañeros acerca de las siguientes preguntas:

- ¿Para que nos sirve conocer el movimiento circular?
- ¿Cómo se llama el movimiento de nuestro planeta y de la luna sobre sus propios ejes? ¿En que tiempo lo realizan cada uno?



Aplicamos nuestros conocimientos

1. Calcular la velocidad angular de un disco que gira con movimiento uniforme de 13,2 radianes cada 6 segundos. Calcular también el periodo y la frecuencia de rotación.

Respuesta. $\omega = 2,2 \text{ rad/s}$ $T = 2,86 \text{ s}$ $f = 0,35 \text{ rev/s}$

2. ¿Qué tiempo le tomará al disco del problema anterior a) girar un ángulo de 7800, y b) dar 12 revoluciones?

Respuesta. a) 34,3 s b) 34,3 s

3. Un volante de 3 m de diámetro, gira a 120 rpm. Calcular: a) su frecuencia, b) El periodo, c) La velocidad angular, d) La velocidad lineal de un punto de su borde.

Respuesta. a) 2 rev/s b) 0,5 s c) $4 \pi \text{ rad/s}$ d) 18,85 m/s

4. Una rueda parte del reposo y acelera de tal manera que su velocidad angular aumenta uniformemente a 200 rpm en 6 segundos. Luego de haber estado girando por algún tiempo a esta velocidad, se aplica los frenos y la rueda toma 5 minutos en detenerse. Si el número total de revoluciones de la rueda es de 3100, calcular el tiempo total de rotación.

Respuesta. 1083 s



Unidad temática N.º 6:

Leyes del movimiento de Newton



Compartamos nuestros conocimientos previos.

Por qué se dice que las leyes de Isaac Newton establecieron las leyes de la mecánica clásica?

¿Cómo podemos diferenciar la masa y el peso de un objeto en nuestras actividades cotidianas?



Revisemos la teoría

Fuerza e interacciones

Conozcamos algunas aproximaciones conceptuales:

La **dinámica** constituye la rama de la física que explora la relación entre la fuerza y el movimiento.

La **fuerza** se define como la capacidad de ejecutar un trabajo físico o producir un movimiento; por ejemplo, podemos aplicar fuerza para sostener un objeto o resistir un empuje. En el ámbito de la física, la fuerza se considera una magnitud vectorial y representa cualquier agente capaz de modificar el estado de reposo o movimiento de un cuerpo.

Las fuerzas se categorizan en cuatro clases:

a) Fuerza gravitacional. Newton la describió como la atracción entre dos objetos y se manifiesta sin contacto directo, como la fuerza gravitacional de la Tierra sobre la Luna. A pesar de su influencia en nuestra vida, es la más débil de las cuatro fuerzas.

b) Fuerza electromagnética. Surge de la propiedad de las partículas, llamada carga eléctrica, que ejerce fuerzas sobre otras partículas. Las fuerzas eléctricas y magnéticas son manifestaciones de la fuerza electromagnética, siendo considerablemente más fuerte que la fuerza gravitacional.

c) Fuerza nuclear fuerte. Actúa a distancias del tamaño del núcleo atómico y mantiene cohesionadas las partículas dentro del núcleo. Es la más poderosa entre las cuatro fuerzas fundamentales.

d) Fuerza nuclear débil. Constituye una forma de la fuerza electromagnética y está relacionada con los procesos de desintegración radiactiva de algunos núcleos.

Leyes de Newton del movimiento

Primera ley de Newton. La Primera Ley de Newton, también denominada Ley de Inercia, establece que un cuerpo solo cambiará su estado de movimiento si una fuerza actúa sobre él. En otras palabras, si no hay ninguna fuerza actuando sobre un cuerpo, este continuará moviéndose en línea recta con velocidad constante de manera indefinida.

Segunda ley de Newton. Su función radica en medir la noción de fuerza. La aceleración de un cuerpo guarda una relación directamente proporcional con la fuerza neta que incide sobre él y, al mismo tiempo, guarda una relación inversamente proporcional con su masa.

En términos matemáticos esta ley establece que $ka = F/m$, siendo k una constante de proporcionalidad. Eligiendo un sistema de unidades apropiado de manera de manera que;

$k = 1$ resulta... $F = ma$.

Tercera ley de Newton. También denominada Principio de Acción y Reacción, establece que cuando un cuerpo A ejerce una acción sobre otro cuerpo B, este último responde con una reacción de igual magnitud pero en dirección opuesta. En otras palabras, a cada fuerza [acción] se le contrapone otra fuerza [reacción] de igual intensidad y en sentido contrario.

Unidades de fuerza. La unidad de fuerza en el Sistema Internacional [SI] es **el Newton, de símbolo N**. El concepto de fuerza se suele explicar matemáticamente en términos de las **tres**

leyes del movimiento de Newton.

Sistema Internacional (S.I.) $F \text{ [Newtons]} = m \text{ [kilogramos]} \times a \text{ [m/s}^2\text{]}$

Cuando. $F \text{ [dinas]} = m \text{ [gramos]} \times a \text{ [cm/s}^2\text{]}$

$$1 \text{ N} = 105 \text{ dinas}$$

Masa y peso

Masa. La masa de un cuerpo, representada por la letra m , refleja su resistencia al cambio de movimiento, esencialmente indicando la cantidad de materia que constituye dicho cuerpo. En otras palabras, la masa se define como una magnitud física que cuantifica la cantidad de sustancia presente en un objeto. Cabe destacar que la masa conserva un valor constante.

Características de la masa:

La **masa**, siendo una magnitud escalar, constituye un valor inherente a cada cuerpo. Su medida no se ve afectada por la gravedad, lo que implica que la masa de un objeto en la Tierra será idéntica a la de la Luna u otros astros. La medición de la masa de un cuerpo u objeto se lleva a cabo mediante el uso de una balanza.

La UNIDAD DE MEDIDA de la MASA es el KILOGRAMO (kg)

El **peso** se refiere a la fuerza que experimenta un cuerpo masivo cuando se encuentra dentro de un campo gravitatorio. En nuestro sistema, el peso es la fuerza resultante de la atracción gravitatoria de la Tierra sobre dicho cuerpo. Su magnitud varía en función de la altitud y latitud en la que se encuentre el cuerpo.

El peso lo expresamos matemáticamente: $P = m g$

Dónde: P = peso, en Newtons (N)

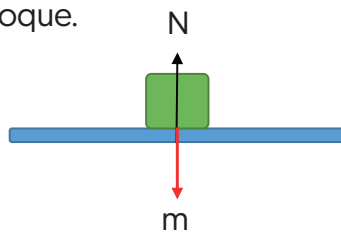
m = masa, en kilogramos (kg)

g = constante gravitacional, en la tierra es: $9,8 \text{ m/s}^2 = 32,2 \text{ pies/s}^2$

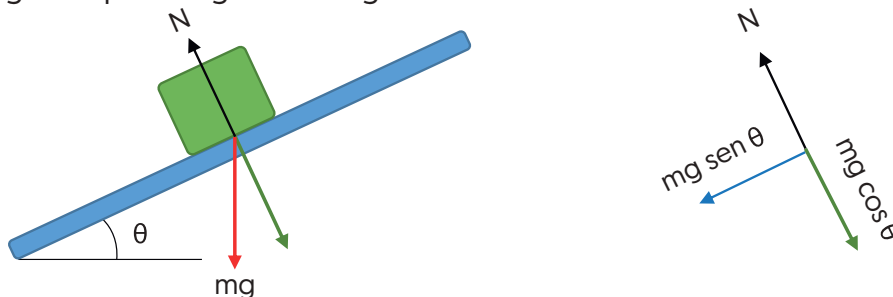
Recordamos: Masa es la cantidad de materia de un cuerpo que se mide en una balanza.

Peso es la cuantificación de la fuerza de atracción gravitacional ejercida sobre un cuerpo, se mide en un dinamómetro.

La fuerza normal. La fuerza normal, es la reacción del plano o fuerza que ejerce sobre el bloque depende del peso del bloque.



Sobre una superficie horizontal, se sitúa un bloque de masa m , Las fuerzas que interactúan sobre él son: el peso mg y la fuerza normal N . Si el sistema está en equilibrio se obtiene que la fuerza N es igual al peso mg . $N = mg$



Si el plano está inclinado con un ángulo θ , el bloque está en equilibrio, el peso del cuerpo (mg) que se representa como un vector perpendicular a una superficie horizontal, se descompone en una componente perpendicular al plano inclinado ($mg \cos \theta$) y una componente paralela al plano al plano inclinado ($mg \sin \theta$). Por lo tanto, la fuerza normal es; $N = mg \cos \theta$.

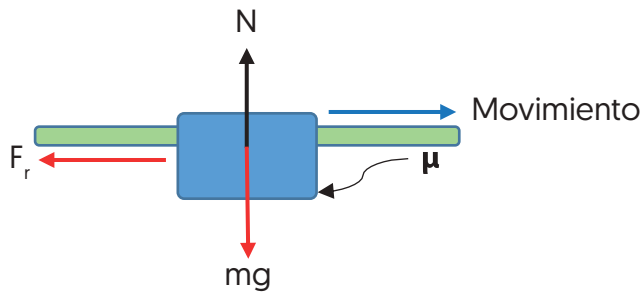
Fuerza de fricción o rozamiento (F_r). La fuerza de fricción o rozamiento, se presenta entre dos superficies que se encuentren en contacto, y que se opone al movimiento, tiene dirección contraria al movimiento. Esta fuerza puede ser de dos tipos: estática y cinética.

La fricción se debe a las micro imperfecciones entre las superficies en contacto, que dificultan el deslizamiento de una sobre la otra, que en apariencia no pueden percibirse.

La fricción puede reducirse mecánicamente, añadiendo lubricantes, o puede aumentarse, degenerando las superficies de alguna manera.

La expresión matemática es: $F_r = \mu N$

Donde: F_r = fuerza de rozamiento, μ = coeficiente de rozamiento, N = fuerza normal



Fuerza de rozamiento estático (F_e) Cuando el cuerpo se encuentra en reposo; debido a su coeficiente de fricción estático. $F_e = \mu_e N$

Fuerza de rozamiento cinético (F_k) Cuando el cuerpo se encuentra en movimiento; debido a su coeficiente de fricción cinético. $F_k = \mu_k N$

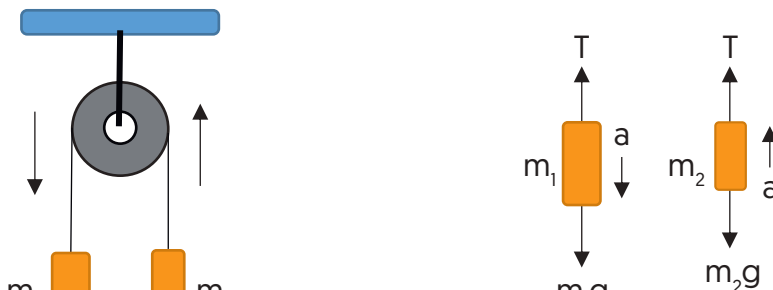
Hay que tener en cuenta que el coeficiente de rozamiento estático es mayor que el cinético, por lo tanto, la fuerza de rozamiento estático es mayor que la fuerza de rozamiento cinético.

$$\mu_e > \mu_k$$

$$F_e > F_k$$

La máquina de Atwood. Consiste de dos masas m_1 y m_2 conectadas mediante una cuerda ligera a través de una polea de peso despreciable.

Diagramas de cuerpo libre



Si $m_1 = m_2$, la máquina está en equilibrio.

Si $m_1 > m_2$, las dos masas tienen una aceleración uniforme.

Hallar: a) La aceleración del sistema. b) La tensión en los cables que sostienen las masas.

Para resolver aplicamos la segunda ley de Newton. $F = ma$

El movimiento sólo es vertical y obtenemos las ecuaciones a partir de los diagramas de cuerpo libre. Consideramos que las fuerza que van en sentido del movimiento son positivas.

a) Para la masa de la izquierda:

$$m_1g - T = m_1a \quad (1)$$

b) Para la masa de la derecha:

$$T - m_2g = m_2a \quad (2)$$

Sumando (1) + (2) tenemos: $m_1g - m_2g = m_1a + m_2a$

Despejando aceleración tenemos. $a = \frac{g(m_1 - m_2)}{m_1 + m_2}$ (3) Ecuación de la aceleración del sistema.

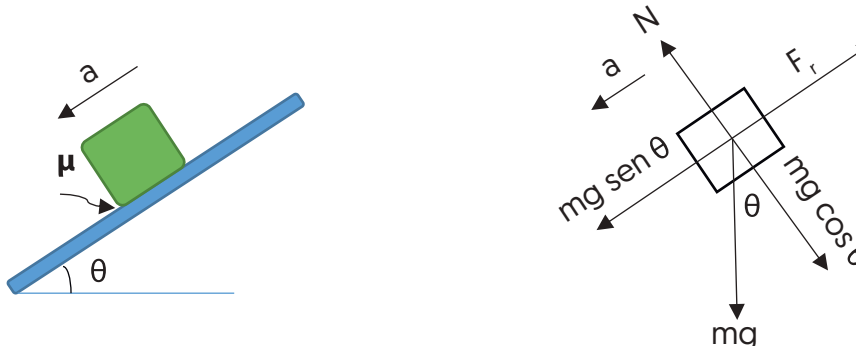
c) Sustituyendo (3) en (2) obtenemos.

$$T - m_2g = m_2a$$

$$T - m_2g = m_2 \frac{g(m_1 - m_2)}{m_1 + m_2} \text{ operando tenemos: } T = \frac{2m_2m_1g}{m_1 + m_2} \quad (4) \text{ Ecuación de la}$$

Cuerpo que desciende por un plano inclinado. Calcular la aceleración.

Diagrama de cuerpo libre



Sabemos que: $F_r = \mu N$,

$$N = mg \cos\theta$$

Aplicamos la segunda ley de Newton. $\Sigma F = ma$

Aceptamos como positivas las fuerzas en sentido del movimiento.

$$mg \sen\theta - F_r = ma$$

$$mg \sen\theta - \mu mg \cos\theta = ma$$

Despejamos la aceleración. $a = g(\sen\theta - \mu \cos\theta)$ Con esta ecuación calculamos la



Actividades

Resuélvelos en tu cuaderno de apuntes.

1. ¿Qué es fuerza?
2. ¿Qué establece la 1º Ley de Newton?
3. ¿Qué establece la 2º Ley de Newton?
4. ¿Qué establece la 3º Ley de Newton?
5. ¿Cuáles son las unidades de fuerza?
6. ¿Qué es masa, con que instrumento se mide y cuál su unida en el S.I.?
7. ¿Qué es peso, con que instrumento se mide y cuál su unida en el S.I.?
8. Mencione las diferencias entre masa y peso.
9. ¿Qué es la fuerza de fricción o rozamiento?
10. Escriba la ecuación que determina la 2º Ley de Newton

Problemas resueltos del MRUV , para analizar y comprobar

1) Calcular el peso [P] de un cuerpo cuya masa [m] es: a) 1 kilogramo b) 1 gramo

Solución.

a) Datos: $P = ?$ $m = 1 \text{ Kg}$ $g = 9,8 \text{ m/s}^2$

Fórmula: $P = mg$ Remplazando: $P = 1 \text{ kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2$ $P = 9,8 \text{ N}$

Respuesta. El peso es de 9,8 N

b) Datos: $P = ?$ $m = 1 \text{ g}$ $g = 980 \text{ cm/s}^2$

Fórmula: $P = mg$ Remplazando: $P = 1 \text{ g} \times 980 \text{ cm/s}^2$ $P = 980 \text{ dinas}$

Respuesta. El peso es de 980 dinas

2) Calcular la masa [m] de un cuerpo cuyo peso [P] es: a) 19,6 N b) 2940 dinas

Solución.

a) Datos: $m = ?$ $P = 19,6 \text{ N}$ $g = 9,8 \text{ m/s}^2$

Fórmula: $m = P/g$ Remplazando: $m = 19,6 \text{ N}/9,8 \text{ m/s}^2$ $m = 2 \text{ Kg}$

Respuesta. La masa es de 2 Kg

b) Datos: $m = ?$ $P = 2940 \text{ dinas}$ $g = 980 \text{ cm/s}^2$

Fórmula: $m = P/g$ Reemplazando: $m = 2940 \text{ dinas}/980 \text{ cm/s}^2$ $m = 3 \text{ g}$

Respuesta. La masa es de 3 g

3) Un cuerpo de 2 Kg de masa está sometido a una fuerza de: a) 6 N b) 8000 dinas. Calcular la aceleración en cada caso

a) Datos: $m = 2\text{Kg}$ $F = 6 \text{ N}$ $a = ?$

Fórmula: $F = ma$ (despejando a) $a = F/m$ Reemp. $a = 6 \text{ N}/2 \text{ Kg}$ $a = 3 \text{ m/s}^2$

Respuesta. La aceleración es 3 m/s²

b) Datos: $m = 2000 \text{ g}$ $F = 8000 \text{ dinas}$ $a = ?$

Fórmula: $m = P/g$ Reemplazando: $m = 8000 \text{ dinas}/2000 \text{ g}$ $a = 4 \text{ cm/s}^2$

Respuesta. La aceleración es 4 cm/s²

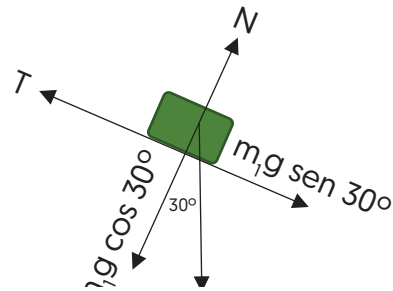
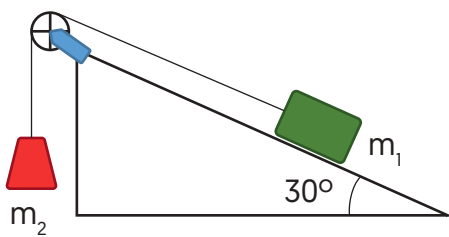
4) Calcular la fuerza necesaria para comunicar a un cuerpo que pesa 60 N una aceleración de 3 m/s²

Datos: $F = ?$ $P = 60 \text{ N}$ $a = 3 \text{ m/s}^2$

Fórmula: $F = ma$ Reemplazando: $\frac{60 \text{ N}}{9,8 \text{ m/s}^2} \times 3$ $F = 2,04 \text{ N}$

Respuesta. La fuerza es 2,04 N

5) Un bloque de $m_1 = 43,8 \text{ kg}$, descansa en un plano inclinado liso que forma un ángulo de 30° con la horizontal, está unido mediante una cuerda que pasa por una polea sin rozamiento, con un bloque de $m_2 = 29,2 \text{ kg}$ suspendido verticalmente. a) Calcular la aceleración del sistema. b) Hallar la tensión en la cuerda.



Solución.

Datos: $m_1 = 43,8 \text{ kg}$ $m_2 = 29,2 \text{ kg}$ $\theta = 30^\circ$
 $a = ?$ $T = ?$

Aplicamos la segunda ley de Newton $\Sigma F = ma$

Del diagrama para m_1 , obtenemos. $T - m_1 g \text{ sen} 30^\circ = m_1 a$ ①

Del diagrama para m_2 , obtenemos. $m_2 g - T = m_2 a$ ②

Sumando ① + ② obtenemos. $m_2 g - m_1 g \text{ sen} 30^\circ = a (m_1 + m_2)$

$$m_2 g - m_1 g \text{ sen} 30^\circ$$

Reemplazando datos tenemos.
$$a = \frac{(29,2 \text{ kg})\left(9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right) - (43,8 \text{ kg})\left(9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right)(0,5)}{(43,8 \text{ kg} + 29,2 \text{ kg})}$$

Operando tenemos.
$$a = 0,98 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$$

Reemplazamos en la ecuación (2) y despejamos T.

$$T = m_2[g - a]$$

$$T = 29,2 \text{ kg} \left[9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} - 0,98 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right] \quad T = 257,54 \text{ N}$$

Respuesta. a) La aceleración del sistema es $0,98 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$
 b) La tensión en la cuerda es de 257,54 N



Ejercicios de aplicación

Resuelve los siguientes problemas

- 1) Calcular el peso [P] de un cuerpo cuya masa [m] es: a) 50 kilogramo b) 100 gramo
- 2) Calcular la masa [m] de un cuerpo cuyo peso [P] es: a) 1960 N b) 19600 dinas
- 3) Un cuerpo de 10 Kg de masa está sometido a una fuerza de: a) 10 N b) 1000 dinas. Calcular la aceleración en cada caso.
- 4) Calcular la fuerza necesaria para comunicar a un cuerpo que pesa 240 N una aceleración de 4 m/s^2 .
- 5) Una fuerza aplicada a un cuerpo de 2 Kg de masa le comunica una aceleración de 3 m/s^2 . Calcular la aceleración que le comunicaría si actuara sobre un cuerpo de masa a) 1 Kg b) 4 Kg

Respuesta. a) 6 m/s^2 b) $1,5 \text{ m/s}^2$

- 6) Una fuerza de 40 N aplicada a un cuerpo le comunica una aceleración de 1 m/s^2 . Hallar la fuerza que aplicada a dicho cuerpo le comunique una aceleración de: a) $0,5 \text{ m/s}^2$ b) 5 m/s^2 .

Respuesta. a) 20 N b) 200 N

- 7) Calcular el peso de un cuerpo cuya masa es a) 2 Kg b) 0,5 g

Respuesta. a) 19,6 N b) 490 dinas

- 8) Calcular la aceleración producida por una fuerza a) de 5 N aplicada a una masa de 2 Kg, b) de 5 dinas aplicada a una masa de 2 g.

Respuestas. a) $2,5 \text{ m/s}^2$ b) $2,5 \text{ cm/s}^2$

- 9) Hallar la fuerza constante que aplicada a un cuerpo de 300 N de peso le comunique: a) Una aceleración de 3 m/s^2 b) Una aceleración de $0,5 \text{ m/s}^2$

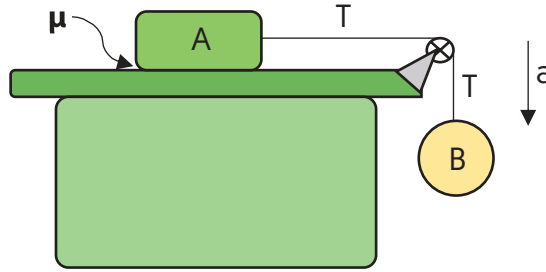
Respuesta. a) 91,8 N b) 15,3 N

10) Calcular la fuerza que comunicaría una aceleración de a) 2 m/s^2 a una masa de 2 Kg b) 80 cm/s^2 a una masa de 50 g .

Respuesta. a) 4 N b) 4000 dinas

11) Dos bloques A y B, se encuentran conectados con una cuerda, como indica la figura. a) Calcular la aceleración del sistema. b) La tensión en la cuerda. c) La distancia que recorre el bloque B en los 3 primeros segundos después de que el sistema se mueve.

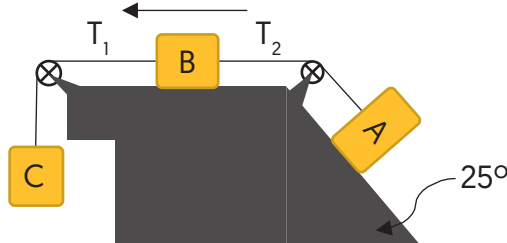
Datos: $m_A = 25 \text{ kg}$ $m_B = 15 \text{ kg}$ $\mu = 0,2$ $v_0 = 0$ $t = 3 \text{ s}$



Respuesta. a) $2,45 \text{ m/s}^2$ b) $110,25 \text{ N}$ c) $11,0 \text{ m}$

12) Tres bloques están conectados por cuerdas sin masa ni fricción. La aceleración del sistema es de $2,35 \text{ m/s}^2$ a la izquierda y las superficies son rugosas. Calcular: a) Las tensiones en las cuerdas (T_1 y T_2) b) el coeficiente de rozamiento entre los bloques y las superficies.

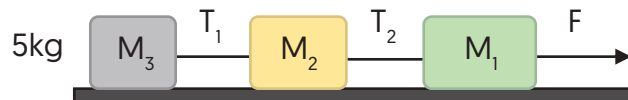
Datos: $m_A = 3 \text{ kg}$ $m_B = 5 \text{ kg}$ $m_C = 10 \text{ kg}$ $T_1 = ?$ $T_2 = ?$ $\mu = ?$ $\mu = 250$



Respuesta. a) $T_1 = 74,5 \text{ N}$ $T_2 = 34,7 \text{ N}$ b) $\mu = 0,572$

13) Los bloques de la figura avanzan horizontalmente, sin rozamiento, si la fuerza F aplicada al primer bloque es de 150 N . Hallar: a) La aceleración del sistema. b) Las tensiones (T_1 y T_2)

Datos. $m_1 = 30 \text{ kg}$, $m_2 = 15 \text{ kg}$, $m_3 =$



Respuesta. a) 3 m/s^2 b) $T_1 = 60 \text{ N}$, $T_2 = 15 \text{ N}$



Unidad temática N.º 7:

Anatomía, fisiología e higiene



Compartamos nuestros conocimientos previos.

Realicemos una lluvia de ideas mencionando términos o conceptos relacionados con anatomía y fisiología que recordemos. Anotamos esas ideas en nuestro cuaderno de apuntes respondiendo las siguientes preguntas:

1. ¿Cuáles son los sistemas principales del cuerpo humano?
2. ¿Cuáles son los órganos principales del sistema digestivo?
3. ¿Qué función cumple el corazón en la circulación sanguínea?

Compartamos lo que hemos escrito en nuestros cuadernos e intercambiamos nuestras ideas.



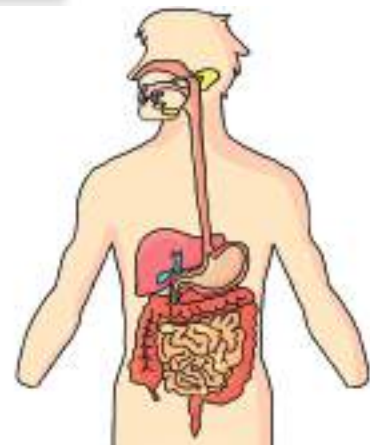
Profundicemos nuestros conocimientos

Aparato digestivo

El aparato digestivo, uno de los sistemas más intrincados y esenciales del cuerpo humano, desempeña un papel central en la conversión de los alimentos en nutrientes esenciales. Ahora conozcamos las complejidades de este sistema asombroso, desde el inicio del proceso en la boca hasta la absorción de nutrientes en el intestino delgado.

Estructura y función:

- 1. La boca.** El viaje digestivo comienza en la boca, donde los alimentos se descomponen mecánicamente mediante la masticación y se mezclan con la saliva, que contiene enzimas como la amilasa para iniciar la descomposición química de los carbohidratos.
- 2. El esófago.** La comida masticada se desplaza hacia el esófago a través de contracciones musculares coordinadas llamadas peristaltismo. Este tubo muscular conecta la boca con el estómago, asegurando que el bolo alimenticio alcance su destino.
- 3. El estómago.** En el estómago, el alimento se mezcla con ácido clorhídrico y enzimas digestivas, formando el quimo. Esta mezcla ácida descompone aún más los alimentos y facilita la absorción de nutrientes. La mucosa gástrica evita que el ácido dañe las paredes del estómago.



4. El intestino delgado. La parte más extensa del aparato digestivo, el intestino delgado, es el sitio principal de absorción de nutrientes. Aquí, el quimo se mezcla con enzimas pancreáticas y bilis para descomponer proteínas, grasas y carbohidratos. Las vellosidades intestinales aumentan la superficie de absorción, asegurando que los nutrientes cruciales ingresen al torrente sanguíneo.

5. El intestino grueso. El intestino grueso absorbe agua y electrolitos de los residuos no digeridos, formando las heces. La flora intestinal descompone aún más los residuos, produciendo gases y algunas vitaminas.

6. El recto y el ano. Finalmente, las heces se almacenan en el recto antes de ser expulsadas a través del ano. El proceso completo, desde la ingestión hasta la excreción, demuestra la increíble coordinación de órganos y funciones.

Una digestión adecuada es crucial para la absorción eficiente de nutrientes esenciales. La mala salud digestiva puede conducir a deficiencias nutricionales, problemas gastrointestinales y afectar negativamente la salud en general.

Aparato circulatorio

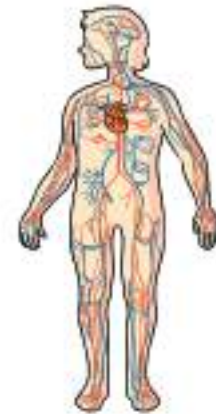
El aparato circulatorio, también conocido como sistema cardiovascular, es el intrincado sistema de transporte que bombea vida a cada rincón de nuestro cuerpo. Ahora, conozcamos las complejidades de este sistema vital, explorando su anatomía, funciones y la importancia crucial que desempeña en la salud humana.

Anatomía y función:

1. El corazón. En el centro de este sistema se encuentra el corazón, un órgano muscular poderoso. Dividido en cuatro cámaras (dos aurículas y dos ventrículos), el corazón actúa como una bomba doble que impulsa sangre oxigenada hacia el cuerpo y sangre desoxigenada hacia los pulmones.

2. Los vasos sanguíneos. El sistema circulatorio consta de sanguíneos: las arterias transportan sangre rica en oxígeno desde el corazón, las venas llevan sangre desoxigenada de vuelta al corazón, y los capilares permiten el intercambio de nutrientes y desechos en los tejidos.

3. La sangre. La sangre, un fluido vital, transporta oxígeno, nutrientes, hormonas y células sanguíneas a través del cuerpo. Además, juega un papel crucial en la regulación de la temperatura y la defensa contra infecciones.



Ciclo cardiaco. El ciclo cardiaco, un proceso rítmico complejo, inicia la contracción y relajación coordinada del corazón. Las válvulas cardíacas garantizan que la sangre fluya en una sola dirección, mientras que el sistema eléctrico del corazón regula este proceso.

Importancia de la circulación sanguínea

Un flujo sanguíneo saludable es esencial para el funcionamiento óptimo del cuerpo. La circulación adecuada garantiza que todos los tejidos reciban oxígeno y nutrientes necesarios, contribuyendo así a la salud general y el rendimiento del organismo.

Aparato respiratorio

El aparato respiratorio, una maravilla de la anatomía humana, es esencial para nuestra existencia.

Anatomía y estructura

1. Vías respiratorias superiores. El viaje del aire comienza en las vías respiratorias superiores, que incluyen las fosas nasales, la faringe y la laringe. Estas estructuras no solo filtran y humidifican el aire, sino que también sirven como primera línea de defensa contra patógenos.

2. Vías respiratorias inferiores. Las vías respiratorias inferiores, compuestas por la tráquea, bronquios y bronquiolos, conducen el aire hacia los pulmones. La tráquea está revestida de pequeños pelos, llamados cilios, que trabajan para eliminar partículas extrañas.

3. Los pulmones. Los pulmones, órganos esenciales en este sistema, son responsables de la respiración propiamente dicha. Alveolos microscópicos, sacos de aire en los pulmones, facilitan el intercambio de oxígeno y dióxido de carbono con la sangre.



El proceso respiratorio

La respiración se lleva a cabo en dos fases: la inspiración, donde el aire rico en oxígeno se inhala, y la espiración, donde el aire cargado de dióxido de carbono se exhala. Este proceso, impulsado por los músculos respiratorios, es esencial para el suministro constante de oxígeno y la eliminación de desechos.

Importancia de la Respiración

La respiración va más allá de la simple extracción de oxígeno. No solo proporciona el combustible necesario para nuestras células, sino que también desempeña un papel crucial en la regulación del pH sanguíneo y la eliminación de desechos metabólicos.

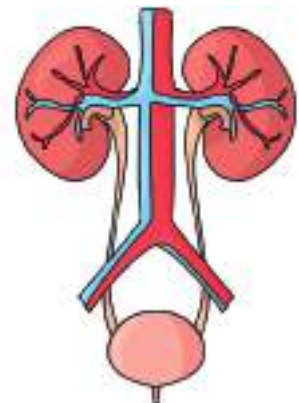
Aparato excretor

El aparato excretor, un sistema a menudo pasado por alto pero crucial, desempeña un papel vital en la regulación y mantenimiento del equilibrio interno constante del cuerpo humano.

Anatomía y Estructura

1. Los riñones. Situados en la región lumbar, los riñones son órganos clave en el aparato excretor. Con su compleja red de túbulos y nefronas, los riñones filtran la sangre para eliminar productos de desecho y regular la concentración de sales y agua en el cuerpo.

2. Uréteres. Los uréteres son conductos musculares que transportan la orina desde los riñones hasta la vejiga. Este proceso de eliminación es una parte fundamental del sistema excretor.



3. Vejiga. La vejiga, un órgano expandible, almacena temporalmente la orina antes de su eliminación. Su capacidad para expandirse y contraerse permite un control voluntario sobre la micción.

4. Uretra. La uretra es el conducto final a través del cual la orina abandona el cuerpo. Su función va más allá de la eliminación de desechos y también está involucrada en la reproducción masculina.

Proceso de excreción

El aparato excretor se centra en el proceso de excreción, eliminando sustancias de desecho como la urea, creatinina y sales en la orina. Este proceso mantiene un equilibrio crucial en la composición química del cuerpo.

Regulación del agua y electrolitos

Además de la eliminación de desechos, el sistema excretor desempeña un papel fundamental en la regulación del equilibrio hídrico y de electrolitos. A través de la reabsorción y la excreción controladas, contribuye a mantener la homeostasis.



Reflexionemos sobre lo aprendido

Respondamos a las siguientes preguntas y compartimos las respuestas en el salón de clase:

1. ¿Cuál es el papel fundamental del aparato digestivo en la absorción de nutrientes esenciales para el cuerpo?
2. ¿Cómo la comprensión del aparato circulatorio contribuye a entender la distribución eficiente de oxígeno y nutrientes en el organismo?
3. ¿Por qué es crucial conocer el funcionamiento del sistema excretor para la eliminación de desechos y toxinas del cuerpo?
4. ¿Cuál es el tono apropiado que debería presentar la orina en un individuo saludable?
5. ¿Cuáles son las implicaciones serias para la salud renal asociadas con el consumo de bebidas alcohólicas y cómo se relacionan con los trastornos alimenticios?



Aplicamos nuestros conocimientos

Realicemos maquetas interactivas y educativas que representen los sistemas del cuerpo humano para mejorar la comprensión de su estructura y función.

Materiales Necesarios:

1. Cartulinas de colores.
2. Tijeras.
3. Pegamento.

4. Marcadores.
5. Papel de construcción o cartón.
6. Fotografías o ilustraciones de los sistemas a representar (digestivo, circulatorio, excretor, respiratorio).

Pasos de la actividad

1. Organización en grupos

- Nos organizamos en grupos pequeños y seleccionamos el sistema a representar en la maqueta (digestivo, circulatorio, excretor, respiratorio).

2. Construcción de la maqueta

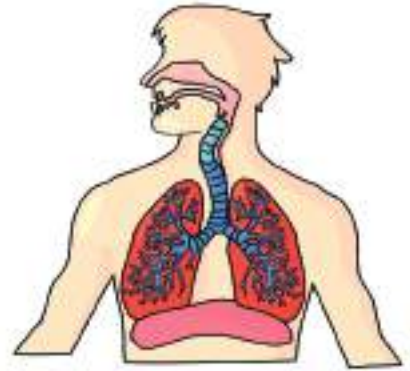
- Utilizando cartulinas, papel de construcción y otros materiales, construimos la maqueta del sistema seleccionado.
- Se pueden utilizar cajas de cartón para crear estructuras tridimensionales y representar distintas partes anatómicas.

3. Etiquetado

- Etiquetamos las diferentes partes de la maqueta con nombres y funciones correspondientes.

4. Presentación

- Cada uno de los grupos presentará su maqueta al resto de la clase, exponiendo las características clave y funciones de su sistema.
- Utilizaremos carteles explicativos o realizaremos presentaciones breves para complementar la maqueta.



Unidad temática N.º 8:

Funciones de locomoción



Empecemos desde la práctica

¿Cuáles son los sistemas que componen el organismo humano?

¿Cuál es la función fundamental del sistema óseo en el cuerpo?

¿Cuál es el papel y la función de los músculos en el ser humano?



Revisemos la teoría

Aparato locomotor

Las articulaciones que conectan los huesos, permiten una amplia gama de movimientos, desde simples flexiones hasta complejas rotaciones. Los músculos, dispuestos en antagonistas y sinergistas, trabajan en conjunto para generar movimiento al contraerse y relajarse.

Funciones principales

La función principal del aparato locomotor es facilitar la locomoción y proporcionar estabilidad al cuerpo. El sistema óseo actúa como un marco estructural, permitiendo la postura erecta y sirviendo como plataforma para la acción muscular. Las articulaciones permiten la flexibilidad y adaptación a diversas actividades, desde la delicadeza de la escritura hasta la potencia de un salto. Los músculos, al contraerse, generan fuerza para el movimiento, mantienen la postura y contribuyen al equilibrio.

Importancia de la movilidad

La movilidad es crucial para la supervivencia y el bienestar humano. Desde las actividades diarias hasta el rendimiento atlético, la capacidad de moverse eficientemente es vital. Un aparato locomotor saludable no solo facilita la ejecución de tareas cotidianas, sino que también promueve la salud cardiovascular, mejora la densidad ósea y contribuye a la salud mental a través de la liberación de endorfinas durante la actividad física.

Sistema óseo

El esqueleto humano, compuesto por 206 huesos en adultos, se organiza en el sistema óseo, que se divide en dos partes principales: el esqueleto axial y el esqueleto apendicular. El primero incluye el cráneo, la columna vertebral y la caja torácica, mientras que el segundo abarca las extremidades superiores e inferiores junto con sus respectivas cinturas.

Funciones del sistema óseo

El sistema óseo desempeña funciones cruciales que van más allá de ser simplemente el almacén del cuerpo. Los huesos actúan como depósitos de minerales, especialmente calcio y fósforo, esenciales para la homeostasis del organismo. Además, la médula ósea en los huesos es responsable de la producción de células sanguíneas. El esqueleto, junto con las articulaciones y los músculos, facilita el movimiento y proporciona la estructura necesaria para la postura y el equilibrio.



Importancia de los cuidados

Preservar la salud del sistema óseo requiere atención y cuidados específicos. Una dieta balanceada y rica en calcio y vitamina D es esencial para fortalecer los huesos y prevenir la pérdida de densidad ósea. El ejercicio regular, especialmente actividades que implican carga de peso, contribuye a mantener la fuerza y la resistencia ósea. Además, evitar hábitos perjudiciales como el tabaquismo y el consumo excesivo de alcohol es crucial para la salud ósea a largo plazo.

Clasificación de los huesos

Huesos largos. son tubulares, presentan diáfisis y epífisis. Por ejemplo: el húmero del brazo.

Huesos cortos. No tiene ninguna de las dimensiones sobre las restantes, su forma es cúbica, por ejemplo los pequeños huesos del carpo en la muñeca y el tarso en el tobillo.

Huesos planos. Están compuestos de una capa de hueso esponjoso entre dos capas delgadas de hueso compactos, protegen órganos internos, por ejemplo, los huesos de la bóveda del cráneo.

Huesos irregulares. tienen una forma compleja por ejemplo, las vértebras de la columna vertebral, vertebras y el sacro.

Huesos sesamoideos. Son pequeños huesos accesorios, se localiza en los tendones, sobre todo en manos y pies, sésamo

División del Sistema Óseo

El esqueleto humano consta de 206 huesos. Se divide en:

- Esqueleto Axial: formado por 80 huesos. De la cabeza, cuello y tronco.
- Esqueleto Apendicular: formado por 126 huesos. De los miembros, incluidas las cinturas escapular y pelviana

Descripción de huesos del esqueleto

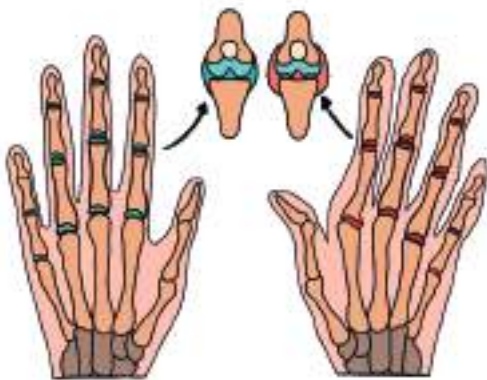
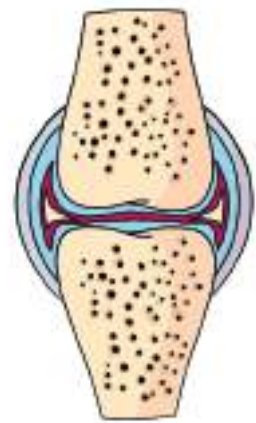
DIVISIÓN DEL SISTEMA ESQUELETICO		
Estructura	Huesos	NOMBRE DE LA SAL HALOIDEA
Cráneo	8	Frontal, 2 parietales, 2 temporales, occipital, esfenoides, etmoides.
Cara	14	2 huesosnasales, 2 maxilaresuperiores, 2 cigomáticos, 2 lagrimales, 2 palatinos, 2 cornetesinferiores, vómer, maxilarinferior.
Hioides	1	Huesohioides.
Oído	6	2 martillos, 2 yunquey 2 estribos.
Columna vertebra	26	7 cervicales, 12 dorsales, 5 lumbares, sacro, coxis.
Tórax	25	24 costillas y esternón.
Cinta escapular	4	2 escápulas y 2 clavículas.
Miembros superiores	60	2 húmeros, 2 cúbitos , 2 radios, 16 carpianos, 10 metacarpianos, 28 falanges.
Cintura pélvica	2	2 coxales
Miembros inferiores	60	2 fémures, 2 rótulas , 2tibias , 2 peronés, 14 tarsianos, 10 metatarsianos , 28 falanges.
Total	206	

Sistema articular

El cuerpo humano, al encontrarse articulado en distintos segmentos, permite la realización de movimientos. La articulación, entendida como la unión entre dos huesos o entre un hueso y un cartílago, desempeña una función crucial al facilitar movimientos mecánicos y proporcionar elasticidad al cuerpo.

Las partes constitutivas de una articulación incluyen el cartílago, compuesto por tejido conectivo, que minimiza la fricción en los movimientos; la cápsula y la membrana sinovial, que secreta el líquido sinovial para lubricar la articulación; los ligamentos, tejidos fibrosos que mantienen unidos los huesos; los tendones, que conectan los músculos para controlar los movimientos; la bursa sinovial, un saco lleno de fluido que amortigua la fricción; y los meniscos, estructuras con forma de media luna presentes en la rodilla.

Existen diversos tipos de articulaciones, clasificadas según su estructura en sinoviales, fibrosas y cartilaginosas.



Las **articulaciones sinoviales**, que predominan en las extremidades inferiores, se subdividen en seis grupos, como las enartrosis, planas, trocleares, trocoides, condíleas y selares. Por otro lado, las **articulaciones fibrosas**, formadas por tejido fibroso, unen huesos con movimiento limitado y se categorizan en sindesmosis, gonfosis y suturas. Las **articulaciones cartilaginosas**, compuestas por cartílago, se encuentran en lugares como la columna vertebral.

En función de su movilidad, las articulaciones se clasifican como sinartrosis (inmóviles), anfiartrosis (poco móviles) y diartrosis (móviles). Las diartrosis, articulaciones móviles fundamentales para el movimiento, están conectadas por una cápsula articular que permite la movilidad.

Sistema muscular

El sistema muscular, un componente esencial del complejo entramado humano, desempeña un papel fundamental en la ejecución de movimientos, la regulación de la postura y la sustentación de órganos vitales. Constituido por más de 600 músculos en el cuerpo humano, este sistema no solo brinda la capacidad de realizar actividades cotidianas, sino que también contribuye a mantener la homeostasis interna y a responder a estímulos externos.

Desde una perspectiva fisiológica, el sistema muscular se revela como una máquina biológica eficiente. La contracción muscular no solo proporciona la fuerza necesaria para el desplazamiento, sino que también genera calor a través del catabolismo, contribuyendo así a la regulación térmica del cuerpo. La capacidad del músculo para estirarse y recuperar su longitud original refleja la elasticidad y extensibilidad, características cruciales para su funcionamiento coordinado.



Los músculos se clasifican en tres tipos principales: esqueléticos, lisos y cardíacos. Los músculos esqueléticos, voluntarios y estriados, posibilitan el movimiento consciente y la ejecución de tareas específicas. En cambio, los músculos lisos, involuntarios, se encuentran en las paredes de los órganos huecos, como el intestino, contribuyendo a procesos internos sin intervención consciente. Finalmente, el músculo cardíaco, presente en el corazón, combina propiedades de los músculos voluntarios e involuntarios, asegurando el funcionamiento rítmico del órgano vital.

Sistema nervioso

El sistema nervioso central (SNC), conformado por el cerebro y la médula espinal, se presenta como el epicentro del procesamiento de información. El cerebro, un órgano asombroso con miles de millones de neuronas interconectadas, alberga funciones cognitivas superiores, como el pensamiento, la memoria y la toma de decisiones. Por otro lado, la médula espinal sirve como la autopista neural que transmite señales entre el cerebro y el resto del cuerpo.

Este sistema incluye nervios motores, responsables de transmitir señales del SNC a los músculos para la ejecución de movimientos, y nervios sensoriales, que envían información desde los receptores sensoriales hacia el SNC, permitiendo la percepción del entorno.

El sistema nervioso no solo responde a estímulos externos, sino que también regula funciones internas mediante el sistema nervioso autónomo. Este sistema controla procesos automáticos como la respiración, la digestión y la frecuencia cardíaca, asegurando la homeostasis interna.



Sistema circulatorio

El sistema circulatorio, una obra maestra de la anatomía humana, teje una red intrincada que asegura la vitalidad de cada célula, tejido y órgano del cuerpo. Esta red de vasos sanguíneos, corazón y sangre cumple una función monumental al facilitar el transporte de oxígeno, nutrientes y desechos, así como al mantener la homeostasis necesaria para la supervivencia.

En el centro del cuerpo humano está el corazón, un órgano muscular poderoso que actúa como la bomba principal propulsora de la sangre. Dividido en cuatro cámaras - dos aurículas y dos ventrículos - el corazón trabaja incesantemente para mantener el flujo sanguíneo constante y equilibrado. Cada latido, cada contracción, impulsa la sangre hacia adelante, asegurando que llegue a cada rincón del cuerpo.

Los vasos sanguíneos, arterias, venas y capilares, actúan como las carreteras y callejones que guían la sangre a través del cuerpo. Las arterias llevan sangre rica en oxígeno desde el corazón hacia los tejidos periféricos, mientras que las venas transportan la sangre desoxigenada de vuelta al corazón para ser nuevamente oxigenada en los pulmones. Los capilares, delgadas ramificaciones que penetran en cada rincón del cuerpo, son el lugar de intercambio crucial entre la sangre y las células.

La sangre, un fluido que circula por los vasos del sistema circulatorio, exhibe un tono rojizo gracias a la presencia de hemoglobina. Esta última, compuesta por plasma, principalmente conformado por agua, sales y proteínas, es el medio en el cual se encuentran los glóbulos blancos, rojos y plaquetas.



Sistema excretor

La excreción es el proceso mediante el cual eliminamos los residuos generados por la actividad celular de nuestro cuerpo. Estos desechos, disueltos en la sangre, son expulsados al exterior a través del aparato excretor, contando con la colaboración del sistema respiratorio que, mediante el intercambio de gases, elimina el dióxido de carbono.

Los riñones desempeñan un papel crucial en este proceso al filtrar la sangre y eliminar los productos y sustancias de desecho a través de la orina. La vejiga, por su parte, permite la concentración de la orina antes de su eliminación, mientras que la uretra actúa como conducto para la expulsión de la orina hacia el exterior. Los uréteres, dos tubos que se originan en la pelvis renal y descienden paralelos en la columna, contribuyen al transporte de la orina hacia la vejiga.

Para mantener la salud del aparato excretor, es esencial adoptar ciertos hábitos, como una alimentación saludable y libre de toxinas, el consumo adecuado de líquidos para facilitar la labor de los riñones, la práctica regular de ejercicios físicos y una buena higiene corporal.

Sistema glandular y hormonal

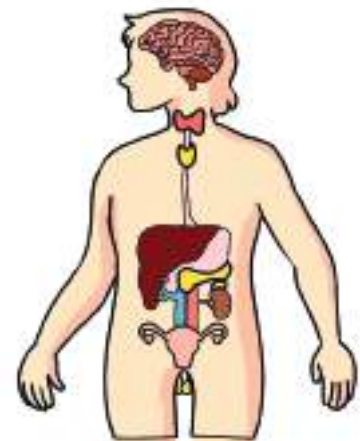
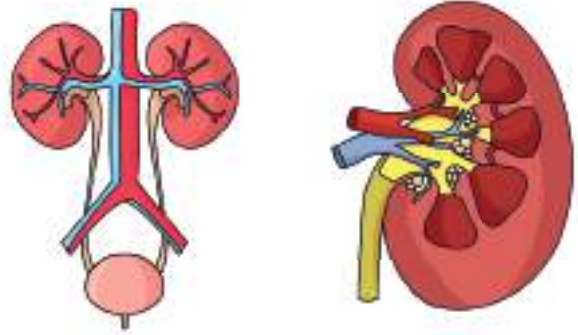
El cuerpo humano es una máquina extraordinaria, y su funcionamiento se rige por un intrincado sistema de regulación y coordinación que involucra a las glándulas y las hormonas. Este sistema, conocido como el sistema glandular y hormonal, despliega una compleja red de señales químicas que influyen en prácticamente todas las funciones del organismo.

Las glándulas endocrinas son los actores principales en este sistema, y su papel es esencial para mantener el equilibrio interno del cuerpo, conocido como homeostasis. Estas glándulas, como la tiroides, la pituitaria, el páncreas y las glándulas suprarrenales, secretan sustancias químicas llamadas hormonas directamente al torrente sanguíneo.

La comunicación entre las glándulas y los órganos se lleva a cabo a través de las hormonas, que son mensajeros químicos producidos por las glándulas endocrinas. Cada hormona tiene un destino específico, ya que se une a receptores específicos en células o tejidos, desencadenando respuestas específicas. Este sistema hormonal es como una red de comunicación interna, asegurando que cada parte del cuerpo reciba las señales correctas para llevar a cabo sus funciones.

La glándula pituitaria, ubicada en el cerebro, actúa como el "director de orquesta" del sistema endocrino, liberando hormonas que estimulan otras glándulas para liberar sus propias hormonas. Por ejemplo, la hormona del crecimiento influye en el desarrollo y crecimiento de los huesos y tejidos en todo el cuerpo. La tiroides, situada en el cuello, secreta hormonas que regulan el metabolismo y el equilibrio energético.

El páncreas, por su parte, juega un papel vital en la regulación del azúcar en sangre al liberar insulina y glucagón. La insulina facilita la absorción de glucosa por parte de las células, mientras que el glucagón estimula la liberación de glucosa almacenada en el hígado cuando los niveles son bajos. Este delicado equilibrio es esencial para evitar condiciones como la diabetes.





Reflexionemos sobre lo aprendido

1. ¿Cuáles son las interacciones entre el sistema nervioso y el sistema muscular en el control del movimiento?
2. ¿Cómo influye el sistema circulatorio en la entrega de nutrientes y oxígeno a todas las células del cuerpo?
3. ¿Cuál es la importancia del sistema respiratorio en la obtención de oxígeno y la eliminación de dióxido de carbono?
4. ¿Cómo afectan los hábitos alimenticios y el sistema digestivo a la salud en general?
5. ¿Cuáles son las funciones principales del sistema esquelético y cómo se relaciona con los demás sistemas?
6. ¿Cómo interactúan los sistemas endocrino y nervioso para regular diversas funciones corporales?



Aplicamos nuestros conocimientos

Realicemos una exposición dinámica e interactiva sobre los sistemas del cuerpo humano, empleando esquemas y mapas mentales como herramientas visuales clave. En esta actividad, cada participante se sumergirá en la investigación y representación gráfica de un sistema específico, destacando sus componentes principales y funciones esenciales. Posteriormente, compartiremos estos esquemas de manera organizada, facilitando el aprendizaje colectivo y permitiendo a cada uno explorar y comprender en profundidad la complejidad de nuestro cuerpo.



Unidad temática N.º 8:

Ecosistema



Comencemos desde la práctica

Observamos la imagen y respondemos:

¿Qué ideas, sentimientos o actitudes nos transmite la imagen?

¿Qué opinamos del cuidado de los recursos naturales?





Revisemos la teoría

¿Qué es un ecosistema?

Un ecosistema se define como un sistema compuesto por una variedad de organismos vivos, incluyendo vegetación, animales, bacterias y otros microorganismos, así como por el entorno físico circundante que engloba elementos como agua, suelo, luz solar, temperatura y relieve, entre otros. En este entorno, se establecen relaciones entre los organismos y su medio ambiente, dando lugar a interacciones que influyen en el flujo de energía y materia en dicho ambiente.

Clases de ecosistemas

Los ecosistemas presentes en la naturaleza se dividen generalmente en dos categorías: los naturales, que incluyen los terrestres, acuáticos y mixtos, y los artificiales, como los agrícolas y urbanos.

Los ecosistemas terrestres se manifiestan en la superficie de los continentes, abarcando áreas como bosques, praderas, desiertos, selvas y matorrales.

Los ecosistemas acuáticos, por su parte, se desarrollan en entornos acuáticos, ya sea en mares, océanos, arrecifes y estuarios, o en cuerpos de agua interiores de los continentes, como lagos, estanques, ríos, arroyos y manantiales.

Los ecosistemas mixtos comprenden áreas intermedias, englobando humedales, manglares, marismas y zonas costeras.

En contraste, los ecosistemas urbanos se caracterizan por experimentar un impacto notable debido a la actividad humana, perdiendo en gran medida sus características naturales, siendo estos entornos los que concentran la mayor parte de la población.



Los ecosistemas agrícolas o rurales son áreas que, aunque mantienen muchas de sus propiedades naturales, han sido alteradas y ajustadas para cumplir con las necesidades y requerimientos de la actividad humana.

Biotopo

- Energía solar
- Viento
- Tierra
- Lluvias
- Piedras



Factores bióticos

Ecosistema



Biocenosis

Seres vivos

Factores bióticos

Componentes y factores de un ecosistema

Cada ecosistema se compone esencialmente de dos elementos: el biotopo y la biocenosis. El biotopo, referido a la parte no viva del entorno, abarca los factores abióticos que constituyen el medio físico donde se desarrolla la biocenosis. Estos factores abarcan aspectos ambientales y físico-químicos como la temperatura, el relieve, la luz solar, el pH del agua y del suelo, la salinidad, las rocas, los minerales, entre otros.

En contraste, la biocenosis representa la parte viva del ecosistema e incluye el conjunto de factores bióticos que conforman todos los organismos vivos, como animales, plantas, hongos, bacterias y otros microorganismos, junto con las interacciones que mantienen entre ellos. Dentro de la biocenosis, se establecen diversas relaciones, ya sean intraespecíficas, entre organismos de la misma especie, o interespecíficas, entre organismos de especies distintas.



Con base en lo aprendido, comentamos ejemplos de relaciones intraespecíficas e interespecíficas que hemos observado en nuestro contexto.

Niveles tróficos del ecosistema

Los niveles tróficos se refieren a categorías que clasifican a los seres vivos según su método de adquisición de materia y energía. La posición de un organismo en la cadena alimentaria determina su nivel trófico.

Se dice que hay una relación trófica entre dos organismos cuando uno de ellos es consumido por el otro, a su vez, el organismo consumidor puede ser alimento de otro que forma parte del mismo ecosistema. Así, se forma una conexión entre varios eslabones y se constituye una cadena trófica.

Existen tres niveles tróficos:

Productores. Son organismos autótrofos, es decir, que son capaces de elaborar su propio alimento. Mediante la fotosíntesis transforman la materia inorgánica (agua, sales minerales y dióxido de carbono) en orgánica. Esta materia y energía pasará al resto de los organismos del ecosistema, por eso se considera la base de la cadena alimentaria. Las plantas, algas y algunas bacterias pertenecen a este nivel.

Consumidores. Son organismos heterótrofos, elaboran su materia orgánica a partir de la materia orgánica que procede de otros seres vivos, por eso se les denomina consumidores. Se distinguen varios tipos de organismos consumidores:

Consumidores **primarios** son los herbívoros, se alimentan de organismos productores. Consumidores **secundarios** son los carnívoros que se alimentan de herbívoros.

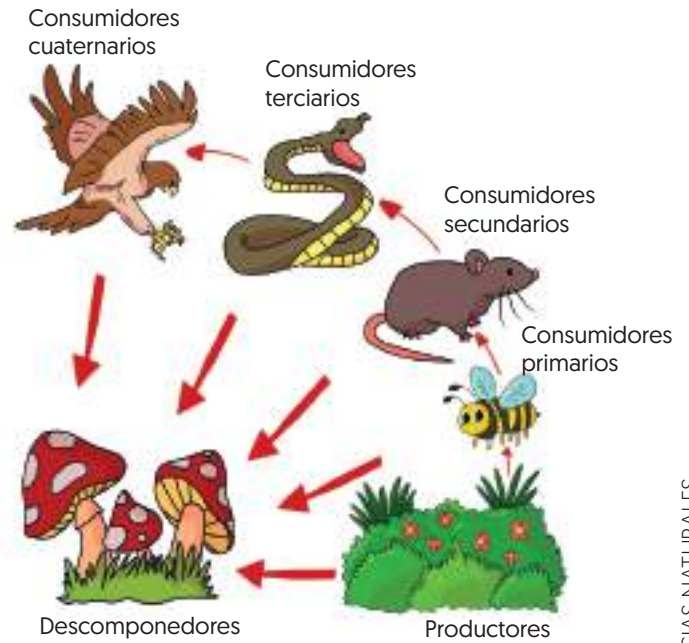
Consumidores **terciarios** son carnívoros que se alimentan de otros carnívoros.

Consumidores **cuaternarios**(superpredadores), se alimentan de herbívoros, consumidores secundarios y terciarios.

Descomponedores. Son organismos que se alimentan de materia orgánica en descomposición, es decir, obtienen materia y energía a partir de restos de otros seres vivos, tanto vegetales como animales, son fundamentales en la naturaleza ya que permiten el reciclaje de nutrientes. Entre los organismos descomponedores se encuentran los hongos y algunas bacterias.

¿Qué es una red trófica?

Una red trófica, [red alimentaria o un ciclo alimenticio] es la interconexión natural de las cadenas alimenticias o tróficas y generalmente es una representación gráfica de quién se come a quién en una comunidad ecológica. La principal diferencia entre red y cadena trófica es que las cadenas son relaciones aisladas de la red trófica. Es decir, la red trófica describe el conjunto de cadenas tróficas presentes en un ecosistema determinado.



CADENA ALIMENTICIA



RED TRÓFICA



Biodiversidad en Bolivia

La biodiversidad se refiere a la cantidad y diversidad de formas de vida y ecosistemas en existencia. Es esencial para la generación y sostenimiento de la vida, ya que la interacción entre especies evita la extinción al permitir que estas se alimenten, produzcan nutrientes esenciales y se reproduzcan. Las especies dependen mutuamente para diversos aspectos de su existencia.

Debido a la vasta variedad de ecosistemas en Bolivia, el país exhibe una biodiversidad excepcional y se sitúa entre las ocho naciones con mayor diversidad biológica a nivel mundial. Según información proporcionada por la Autoridad de Fiscalización y Control de Bosques y Tierra (ABT), Bolivia abarca siete biomas, 36 regiones ecológicas y 205 ecosistemas. Entre ellos, se destacan los ecosistemas de los Yungas, la Amazonía, el Bosque Chiquitano, el Gran Chaco y los bosques interandinos.

Pisos ecológicos

Conocemos como pisos ecológicos a las franjas de suelo o vegetación que corresponden a una determinada altitud sobre el nivel del mar, por lo cual cada piso ecológico presenta diferentes ecosistemas. En general, se suelen clasificar los pisos ecológicos en seis tipos diferentes, en función de su altitud y de las características que presentan. Bolivia debido a su geografía, es posible encontrar los seis pisos ecológicos: **Piso gélido** que es el más alto, **piso páramo**, piso frío, **piso mesotérmico** o zona templada, **piso subtropical** y el más cálido que corresponde al **piso macro térmico**.

Flora y fauna en Bolivia

La diversidad de flora y fauna abarca las especies y géneros de animales y plantas que residen en una determinada área, así como sus interacciones tanto entre ellas como con el entorno circundante. La investigación de estos aspectos tiene una doble finalidad: profundizar en la comprensión de los ecosistemas y sus dinámicas internas, y desempeñar un papel crucial en la conservación y protección de la biodiversidad y los entornos naturales.

En el caso específico de la flora, a pesar de que Bolivia figura entre los países menos explorados en términos botánicos, se posiciona entre los diez países con la mayor cantidad de especies de plantas, ocupando el quinto lugar en América del Sur. Hasta la fecha, se han documentado más de 40,000 especies de plantas en el país.

Biodiversidad de fauna

La riqueza de la biodiversidad en Bolivia comprende aproximadamente 3,000 especies de vertebrados, que abarcan 422 especies de mamíferos, 642 especies de peces, 1,450 especies de aves, 378 especies de anfibios y más de 300 especies de reptiles. Este hecho coloca a Bolivia entre



los 15 países con mayor diversidad de especies de fauna en el mundo. La fauna del país puede ser clasificada en cuatro regiones distintas: Zona Chaqueña, Zona Tropical y Zona Subandina.

Áreas protegidas

Las áreas protegidas en términos legales constituyen áreas naturales con o sin intervención humana, declaradas bajo protección del Estado, con el propósito de proteger y conservar la flora y fauna silvestre, recursos genéticos, ecosistemas naturales, cuencas hidrográficas y valores de interés científico, estético, histórico, económico y social, con la finalidad de conservar y preservar el patrimonio natural y cultural del país [Ley del Medio Ambiente, N°.1333].

La principal amenaza que enfrenta la conservación de la biodiversidad en Bolivia proviene de la degradación de los hábitats naturales debido a la expansión de actividades humanas, como la agricultura, ganadería y minería. Para abordar este desafío, se promulgó la Ley del Medio Ambiente en 1992, que estableció la administración del Sistema Nacional de Áreas Protegidas (SNAP).

En septiembre de 1997, se creó el Servicio Nacional de Áreas Protegidas (SERNAP) mediante la Ley de Organización del Poder Ejecutivo. Este organismo, está encargado de garantizar la gestión integral del SNAP en Bolivia. En el país, existen 64 Áreas Protegidas designadas bajo diferentes leyes y decretos, de las cuales 22 son de carácter nacional y las demás son de nivel departamental o municipal.

Se estima que más de 150,000 personas residen dentro de estas áreas, siendo la mayoría comunidades indígenas de diversas nacionalidades como aimara, guaraní, quechua, chimán, entre otras. En la legislación boliviana, se reconocen varias categorías de áreas naturales protegidas, como Parque Nacional, Monumento Natural, Reserva de Vida Silvestre, Santuario Nacional, Área Natural de Manejo Integrado y Reserva Natural de Inmovilización.



ÁREAS PROTEGIDAS DE INTERES NACIONAL

1. Parque Nacional Sajama
2. Parque Nacional Tunari
3. Territorio Indígena y Parque Nacional Isiboro Securé
4. Parque Nacional Noel Kempff
5. Parque Nacional Torotoro
6. Parque Nacional Carrasco
7. Reserva Nacional de Fauna Andina Eduardo Avaroa
8. Reserva Nacional de Vida Silvestre Amazónica Manuripi
9. Reserva Nacional de Flora y Fauna Tariquia
10. Reserva Biológica de la Cordillera de Sama
11. Área Natural de Manejo Integrado Nacional Apolobamba
12. Reserva de la Biósfera Estación Biológica del Beni
13. Reserva de la Biósfera y Territorio Indígena Pilón Lajas
14. Área Natural de Manejo Integrado El palmar
15. Área Natural de Manejo Integrado San Matías
16. Parque Nacional y Área Natural de Manejo Integrado Amboró
17. Parque Nacional y Área Natural de Manejo Integrado Coapata
18. Parque Nacional y Área Natural de Manejo Integrado Madidi
19. Parque Nacional y Área Natural de Manejo Integrado Kaa Iya del Gran Chacho
20. Parque Nacional y Área Natural de Manejo Integrado Otuquis
21. Parque Nacional y Área Natural de Manejo Integrado Aguaregüe
22. Parque Nacional y Área Natural de Manejo Integrado Iñao

Lista de áreas protegidas por el Estado boliviano

A continuación, se encuentran las áreas protegidas bajo la administración del Servicio Nacional de Áreas Protegidas (SERNAP):

PARQUES NACIONALES				
N°	Nombre	Departamento	Año de creación	Superficie km ²
1	Carrasco	Cochabamba	1991	6.376
2	Noel Kempff Mercado	Santa Cruz	1979	15.234,46
3	Sajama	Oruro	1939	2.000
4	Toro Toro	Potosí	1991	165,70
5	Tunari	Cochabamba	1991	3.291,83
PARQUES NACIONALES Y ÁREAS NATURALES DE MANEJO INTEGRADO				
6	Amboró	Santa Cruz	1984	6.376
7	Cotapata	La Paz	1993	610
8	KAA-IYA del Gran Chaco	Santa Cruz	1995	34.411,15
9	Madidi	La Paz	1995	18.809,96
10	Otuquis	Santa Cruz	1995	10.059,50
11	San Matías	Santa Cruz	1997	29.185
12	Serranía del Aguaragüe	Tarija	2000	1.083,07
13	Serranía del Iñaño	Chuquisaca	2004	2.630,9
PARQUE NACIONAL Y TERRITORIO INDÍGENA				
14	Isiboro Sécuré	Cochabamba Beni	1965-1990	12.362,96
RESERVAS NACIONALES				
15	Reserva Biológica de la Cordillera de Sama	Tarija	1991	1.050,04
16	Eduardo Abaroa	Potosí	1973	6.853,99
17	Manuripi- Heath	Pando	1973	17.800,46
18	Reserva Nacional de Tariquía	Tarija	1989	2.469,29
RESERVAS DE LA BIÓSFERA				
19	Estación Biológica del Beni	Beni	1982	1.351,70
20	Pilón Lajas	La Paz/ Beni	1989	4.000
ÁREAS NATURALES DE MANEJO INTEGRADO				
21	Apolobamba	La Paz	1972/2000	4.837,43
22	El Palmar	Chuquisaca	1989	604,54

Amenazas sobre la Madre Tierra

La Tierra representa un entorno natural singular, albergando alrededor de 10 millones de especies diversas y proporcionando una amplia gama de recursos esenciales para satisfacer nuestras necesidades biológicas, económicas, sociales y culturales. Este vasto ecosistema ha permitido el desarrollo de condiciones de vida, pero lamentablemente, los seres humanos, al convertirnos en la especie dominante, hemos gestionado de manera irresponsable nuestros recursos, poniendo en riesgo la biodiversidad y el equilibrio del planeta. Es imperativo adoptar prácticas más respetuosas y sostenibles en nuestra relación con la Tierra, no solo en el Día Internacional de la Madre Tierra, celebrado el 22 de abril, sino a diario.

La explotación indiscriminada de la tierra está provocando la pérdida de los hábitats esenciales para la diversidad de flora y fauna, conduciendo a la extinción de numerosas especies.

Además, la Organización de las Naciones Unidas para la Alimentación y la Agricultura (FAO) advierte que aproximadamente el 33% de los suelos del planeta muestra niveles de degradación moderados a altos. Este deterioro del suelo fértil es un problema creciente que puede tener impactos significativos en las economías. Paralelamente, la contaminación del aire se ha vuelto alarmante, y la Organización Mundial de la Salud (OMS) reporta que nueve de cada diez personas en todo el mundo respiran aire con niveles elevados de contaminantes, lo que aumenta los riesgos para la salud y podría incrementar la mortalidad.



Reflexionemos sobre lo aprendido

Ley N° 1333 del 27 de abril de 1992 Ley del medio ambiente

Artículo 1. La presente Ley tiene por objeto la protección y conservación del medio ambiente y los recursos naturales, regulando las acciones del hombre con relación a la naturaleza y promoviendo el desarrollo sostenible con la finalidad de mejorar la calidad de vida de la población.

Tomando en cuenta la Ley del Medio Ambiente y las principales amenazas sobre la Madre Tierra ¿Qué acciones concretas puedes proponer para coadyuvar la protección y conservación de la biodiversidad y el cuidado de los diversos ecosistemas en nuestro país?



Apliquemos lo aprendido

Investiguemos sobre las áreas protegidas de nuestro departamento y completemos el siguiente cuadro con las áreas protegidas más destacadas.

ÁREAS PROTEGIDAS EN MI DEPARTAMENTO				
N°	Nombre	Ubicación (Municipio)	Año de creación	Superficie
1				
2				
3				

Bibliografía

- Burns Ralf A. [2003] "Fundamentos de Química". Pearson Educación.
- Cárdenas Fidel Antonio. Carlos Arturo Gélvez S. [1998] "Química y Ambiente 1". McGraw-Hill
- Espinosa, Ana; Casamayor, Adriana y Egle, Pitton. [2009] "Enseñar a leer textos de ciencias", Buenos Aires, Paidós.
- José M. Esteban, Fernando Marin Alonso, José L. Negro, José M. Vicente Heredia. "Hacia la física y la Química – 2". Proyecto MT-62 Alhambra.
- Jerome L. Rosenberg. "Química General. Teoría y Problemas resueltos". Serie Schaum. Libros McGraw-Hill.
- Fox, & Whitesell. [2000]. "Química Orgánica, Addison Wesley Longman". México.
- Harlen, Wynne. [1994] "Enseñanza y aprendizaje de las ciencias", Madrid, Morata S.L., 2da edición.
- Lemke, Jay L. [1997] "Aprender a hablar ciencia: lenguaje, aprendizaje y valores", Barcelona, Paidós.
- Parra Zeballos Roberto, Ing. Coronel Rodríguez Leonardo. [2009] "Química Preuniversitaria". Segunda edición.
- Perales Palacios, Francisco y Pedro Canal de Leon. [2000] "Didáctica de las ciencias Experimentales". Parte III: La práctica de la enseñanza de las ciencias, Alicante, Marfil.
- Robert W. Parry, Luke E. Steiner, Robert L. Tellefsen, Phyllis M. Dietz. [1973] "Química Fundamentos Experimentales". Editorial Reverté, S. A.
- Sevillano García, Maria Luisa. [2005] "Didáctica en el siglo XXI: Ejes del aprendizaje y enseñanza de calidad", Madrid, Mc Graw Hill, 2005.



ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

VICEMINISTERIO DE
EDUCACIÓN ALTERNATIVA Y
ESPECIAL



minedu.gob.bo



[@minedubol](https://www.facebook.com/minedubol)



[minedu_bol](https://www.youtube.com/minedu_bol)

Av. Arce No. 2147 - Teléfonos: (591 -2) 2442144 - 2681200
La Paz - Bolivia